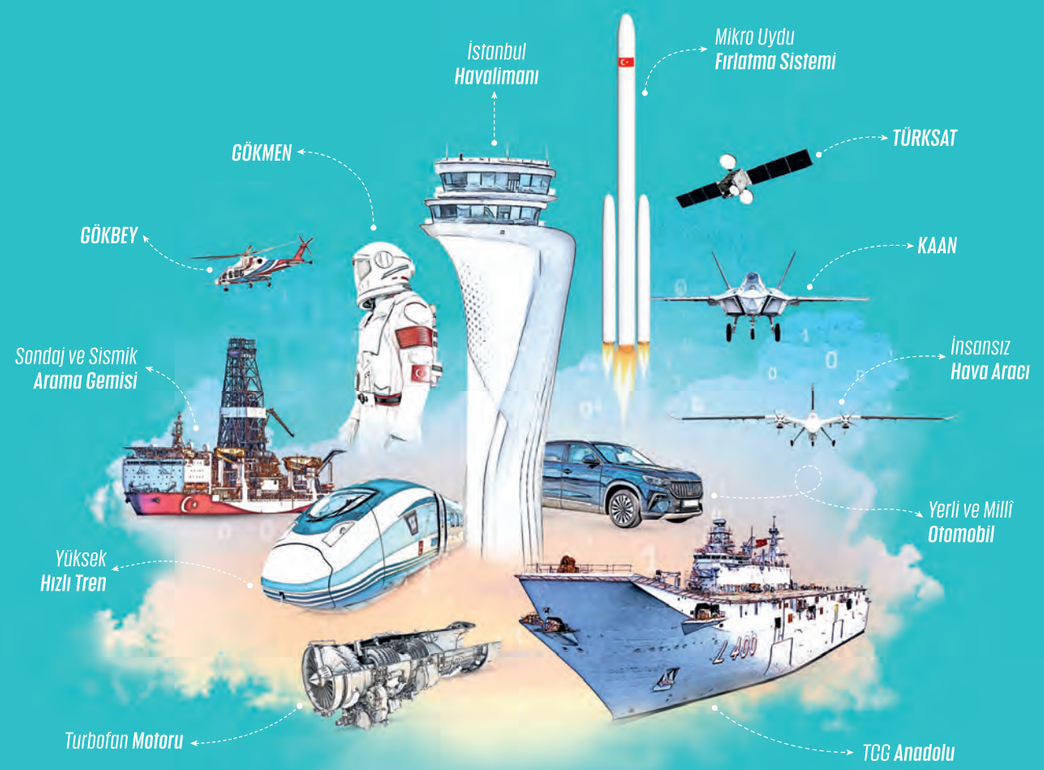
Bu kitaba sığmayan daha neler var!

eba
www.eba.gov.tr

Karekodu okut, bu kitapla ilgili EBA içeriklerine ulaş!

Teknoloji Yolculuğumuz



BU DERS KİTABI MİLLÎ EĞİTİM BAKANLIĞINCA
ÜCRETSİZ OLARAK VERİLMİŞTİR.
PARA İLE SATILAMAZ.

ISBN: 978-975-11-6877-1

Bandrol Uygulamasına İlişkin Usul ve Esaslar Hakkında Yönetmeliğin Beşinci Maddesinin İkinci Fıkrası Çerçevesinde Bandrol Taşıması Zorunlu Değildir.

KİMYA TEKNOLOJİSİ ALANI ANORGANİK KİMYA 11-12 Ders Materyali

MESLEKİ VE TEKNİK ANADOLU LİSESİ

KİMYA TEKNOLOJİSİ ALANI

ANORGANİK KİMYA

11-12

DERS MATERYALİ



_MEB__205410_ANORGANIK KIMYA 11-12 _2354 ADET

MESLEKİ VE TEKNİK ANADOLU LİSESİ

KİMYA TEKNOLOJİSİ ALANI

ANORGANİK KİMYA 11-12

DERS MATERYALİ

YAZARLAR

Alper GÜLGEN

Burcu ULUDERE

Hilal KARAKOCALIOĞLU

Hüseyin İCİK

MİLLÎ EĞİTİM BAKANLIĞI YAYINLARI.....: 8730
YARDIMCI VE KAYNAK KİTAPLAR DİZİSİ.....: 2615

Her hakkı saklıdır ve Millî Eğitim Bakanlığına aittir. Ders materyalinin metin, soru şekilleri kısmen de olsa hiçbir surette alınıp yayımlanamaz.

HAZIRLAYANLAR

DİL UZMANI	Mehtap İŞYAR
PROGRAM GELİŞTİRME UZMANI	Erkan AKGÜN
REHBERLİK VE GELİŞİM UZMANI	Serpil GÜLER
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME UZMANI	Kezban Saliha PEHLİVAN
GRAFİK TASARIM UZMANI	Esra SARIARSLAN
GÖRSEL TASARIM UZMANI	Mehmet KONUK

ISBN: 978-975-11-6877-1

Millî Eğitim Bakanlığının 24.12.2020 gün ve 18433886 sayılı oluru ile Meslekî ve Teknik Eğitim Genel Müdürlüğünce ders materyali olarak hazırlanmıştır.

BASKI
Ayrıntı Basım Yayım ve Mat. Hiz. Sanayi Ticaret A.Ş.
Saray Mahallesi 126. Cadde No: 20
Kahramankazan/Ankara
Sertifika No: 49599



İSTİKLÂL MARŞI

Korkma, sönmez bu şafaklarda yüzen al sancak;
Sönmeden yurdumun üstünde tüten en son ocak.
O benim milletimin yıldızıdır, parlayacak;
O benimdir, o benim milletimindir ancak.

Çatma, kurban olayım, çehreni ey nazlı hilâl!
Kahraman ırkıma bir gül! Ne bu şiddet, bu celâl?
Sana olmaz dökülen kanlarımız sonra helâl.
Hakkıdır Hakk'a tapan milletimin istiklâl.

Ben ezelden beridir hür yaşadım, hür yaşarım.
Hangi çılgın bana zincir vuracakmış? Şaşarım!
Kükremiş sel gibiyim, bendimi çiğner, aşarım.
Yırtarım dağları, enginlere sığmam, taşarım.

Garbın âfâkını sarmışsa çelik zırhlı duvar,
Benim iman dolu göğsüm gibi serhaddim var.
Ulusun, korkma! Nasıl böyle bir imanı boğar,
Medeniyyet dediğin tek dişi kalmış canavar?

Arkadaş, yurduma alçakları uğratma sakın;
Siper et gövdeni, dursun bu hayâsızca akın.
Doğacaktır sana va'dettiği günler Hakk'ın;
Kim bilir, belki yarın, belki yarından da yakın.

Bastığın yerleri toprak diyerek geçme, tanı:
Düşün altındaki binlerce kefensiz yatanı.
Sen şehit oğlusun, incitme, yazıktır, atanı:
Verme, dünyaları alsan da bu cennet vatanı.

Kim bu cennet vatanın uğruna olmaz ki feda?
Şüheda fışkıracak toprağı sıksan, şüheda!
Cânı, cânânı, bütün varımı alsın da Huda,
Etmesin tek vatanımdan beni dünyada cüda.

Ruhumun senden İlâhî, şudur ancak emeli:
Değmesin mabedimin göğsüne nâmahrem eli.
Bu ezanlar -ki şehadetleri dinin temeli-
Ebedî yurdumun üstünde benim inlemeli.

O zaman vecd ile bin secde eder -varsa- taşım,
Her cerîhamdan İlâhî, boşanıp kanlı yaşım,
Fışkırır ruh-ı mücerret gibi yerden na'şım;
O zaman yükselerek arşa değer belki başım.

Dalgalan sen de şafaklar gibi ey şanlı hilâl!
Olsun artık dökülen kanlarımın hepsi helâl.
Ebediyyen sana yok, ırkıma yok izmihlâl;
Hakkıdır hür yaşamış bayrağımın hürriyyet;
Hakkıdır Hakk'a tapan milletimin istiklâl!

Mehmet Âkif Ersoy

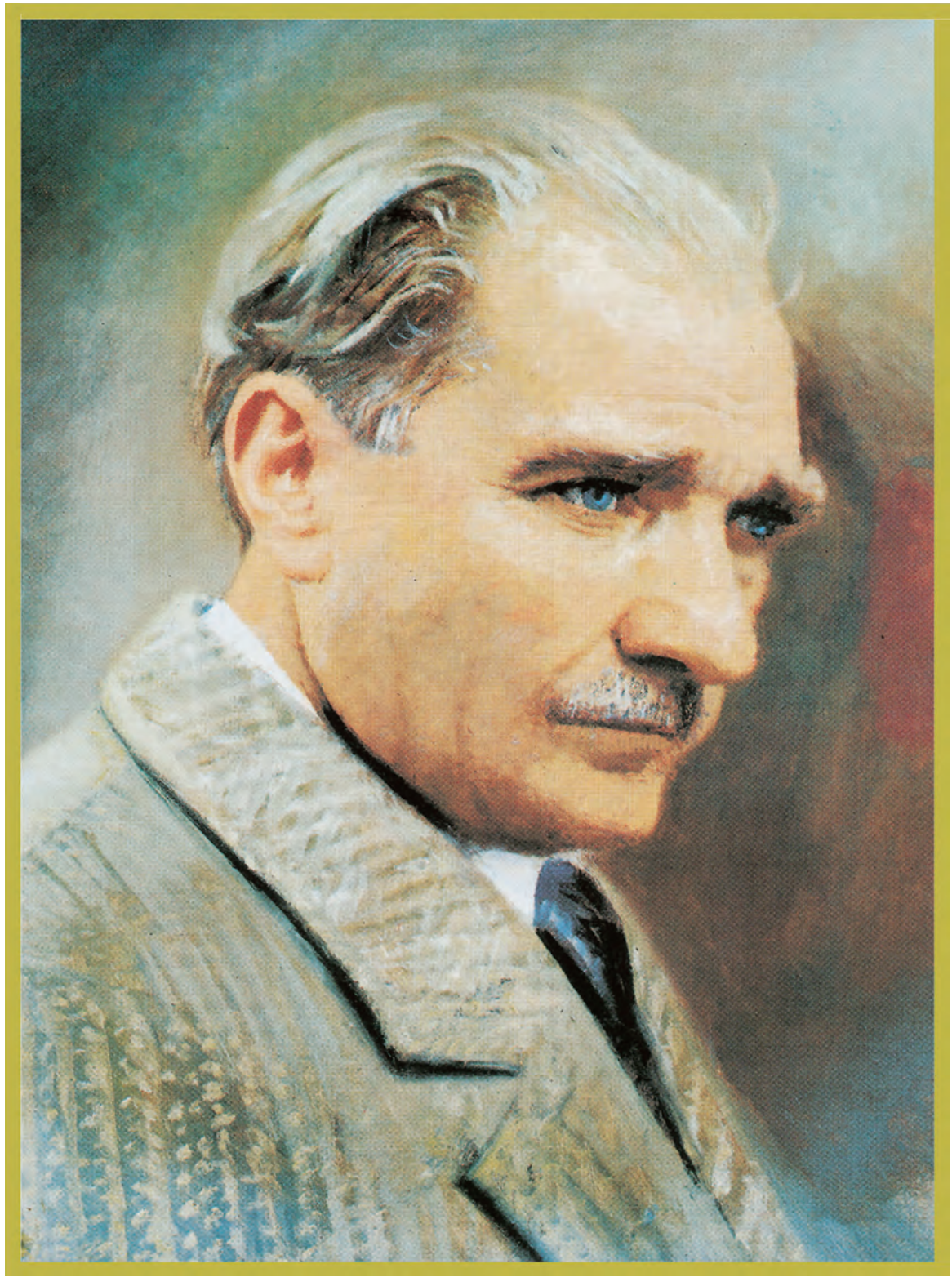
GENÇLİĞE HİTABE

Ey Türk gençliği! Birinci vazifen, Türk istiklâlini, Türk Cumhuriyetini, ilelebet muhafaza ve müdafaa etmektir.

Mevcudiyetinin ve istikbalinin yegâne temeli budur. Bu temel, senin en kıymetli hazinendir. İstikbalde dahi, seni bu hazineden mahrum etmek isteyecek dâhilî ve hâricî bedhahların olacaktır. Bir gün, istiklâl ve cumhuriyeti müdafaa mecburiyetine düşersen, vazifeye atılmak için, içinde bulunacağın vaziyetin imkân ve şeraitini düşünmeyeceksin! Bu imkân ve şerait, çok namüsait bir mahiyette tezahür edebilir. İstiklâl ve cumhuriyetine kastedecek düşmanlar, bütün dünyada emsali görülmemiş bir galibiyetin mümessili olabilirler. Cebren ve hile ile aziz vatanın bütün kaleleri zapt edilmiş, bütün tersanelerine girilmiş, bütün orduları dağıtılmış ve memleketin her köşesi bilfiil işgal edilmiş olabilir. Bütün bu şeraitten daha elîm ve daha vahim olmak üzere, memleketin dâhilinde iktidara sahip olanlar gaflet ve dalâlet ve hattâ hıyanet içinde bulunabilirler. Hattâ bu iktidar sahipleri şahsî menfaatlerini, müstevlîlerin siyasî emelleriyle tevhit edebilirler. Millet, fakr u zaruret içinde harap ve bîtap düşmüş olabilir.

Ey Türk istikbalinin evlâdı! İşte, bu ahval ve şerait içinde dahi vazifen, Türk istiklâl ve cumhuriyetini kurtarmaktır. Muhtaç olduğun kudret, damarlarındaki asil kanda mevcuttur.

Mustafa Kemal Atatürk



MUSTAFA KEMAL ATATÜRK

İÇİNDEKİLER

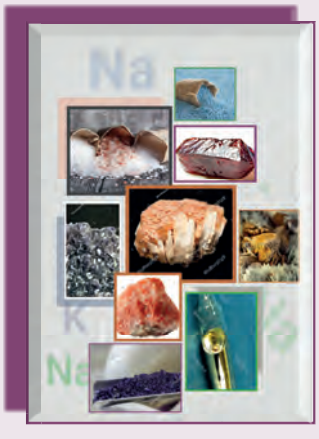
DERS MATERYALİNİN TANITIMI 13
GÜVENLİK İŞARETLERİ 16

1. ÖĞRENME BİRİMİ **20**



1. HİDROJEN VE OKSİJEN 22
1.1. HİDROJEN (H) 23
1.1.1. Hidrojenin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 24
1.1.2. Hidrojenin Kullanım Alanları 25
1.1.3. Hidrojenin Önemli Bileşikleri 26
1.1.4. Hidrojenin Elde Edilme Yöntemleri 27
1.2. OKSİJEN (O) 28
1.2.1. Oksijenin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 30
1.2.2. Oksijenin Kullanım Alanları 31
1.2.3. Oksijenin Önemli Bileşikleri 32
1.2.4. Oksijenin Elde Edilme Yöntemleri 32
1.3. SU (H_2O) 34
1.3.1. Suyun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 36
1.3.2. Suyun Kullanım Alanları 37
1.3.3. Suyun Elde Edilme Yöntemleri 38
1.4. HİDROJEN PEROKSİT (H_2O_2) 40
1.4.1. Hidrojen Peroksidin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 41
1.4.2. Hidrojen Peroksidin Kullanım Alanları 42
1.4.3. Hidrojen Peroksidin Elde Edilme Yöntemleri 42
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 45

2. ÖĞRENME BİRİMİ **46**



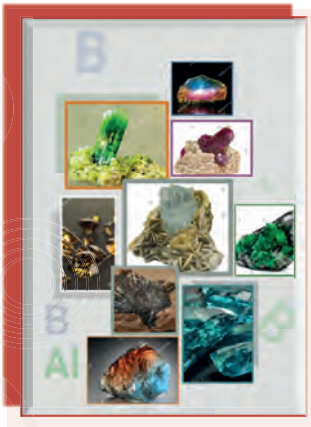
2. 1. GRUP (IA GRUBU) ELEMENTLERİ 48
2.1. SODYUM (Na) 49
2.1.1. Sodyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 50
2.1.2. Sodyumun Kullanım Alanları 51
2.1.3. Sodyumun Önemli Bileşikleri 52
2.1.4. Sodyumun Elde Edilme Yöntemleri 53
2.2. POTASYUM (K) 54
2.2.1. Potasyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 55
2.2.2. Potasyumun Kullanım Alanları 56
2.2.3. Potasyumun Önemli Bileşikleri 57
2.2.4. Potasyumun Elde Edilme Yöntemleri 58
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 61

3. ÖĞRENME BİRİMİ 62



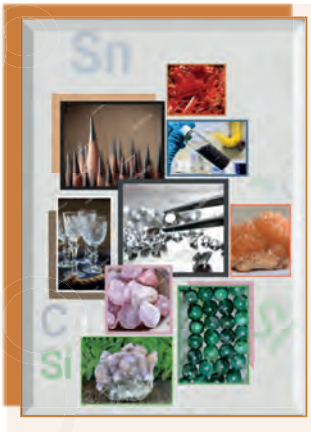
3. 2. GRUP (IIA GRUBU) ELEMENTLERİ 64
3.1. MAGNEZYUM (Mg) 65
3.1.1. Magnezyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 66
3.1.2. Magnezyumun Kullanım Alanları 67
3.1.3. Magnezyumun Önemli Bileşikleri 68
3.1.4. Magnezyumun Elde Edilme Yöntemleri 68
3.2. KALSİYUM (Ca) 71
3.2.1. Kalsiyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 72
3.2.2. Kalsiyumun Kullanım Alanları 73
3.2.3. Kalsiyumun Önemli Bileşikleri 74
3.2.4. Kalsiyumun Elde Edilme Yöntemleri 74
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 77

4. ÖĞRENME BİRİMİ 78



4. 13. GRUP (IIIA GRUBU) ELEMENTLERİ 80
4.1. BOR (B) 81
4.1.1. Borun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 82
4.1.2. Borun Kullanım Alanları 83
4.1.3. Borun Önemli Bileşikleri 84
4.1.4. Borun Elde Edilme Yöntemleri 84
4.2. ALÜMİNYUM (Al) 86
4.2.1. Alüminyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 87
4.2.2. Alüminyumun Kullanım Alanları 88
4.2.3. Alüminyumun Önemli Bileşikleri 89
4.2.4. Alüminyumun Elde Edilme Yöntemleri 89
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 93

5. ÖĞRENME BİRİMİ 94



5. 14. GRUP (IVA GRUBU) ELEMENTLERİ 96
5.1. KARBON (C) 97
5.1.1. Karbonun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 99
5.1.2. Karbonun Kullanım Alanları 100
5.1.3. Karbonunun Önemli Bileşikleri 100
5.1.4. Karbonun Elde Edilme Yöntemleri 101
5.2. SİLİSYUM (Si) 103
5.2.1. Silisyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 104
5.2.2. Silisyumun Kullanım Alanları 105
5.2.3. Silisyumun Önemli Bileşikleri 105
5.2.4. Silisyumun Elde Edilme Yöntemleri 106

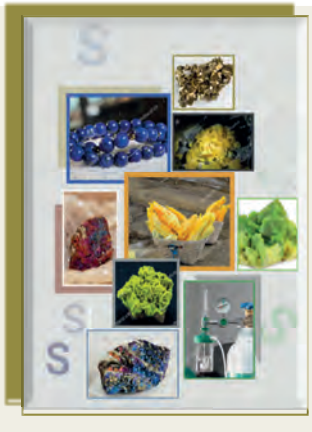
5.3. KALAY (Sn) 107
5.3.1. Kalayın Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 108
5.3.2. Kalayın Kullanım Alanları 109
5.3.3. Kalayın Önemli Bileşikleri 110
5.3.4. Kalayın Elde Edilme Yöntemleri 111
5.4. KURŞUN (Pb) 112
5.4.1. Kurşunun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 113
5.4.2. Kurşunun Kullanım Alanları 114
5.4.3. Kurşunun Önemli Bileşikleri 114
5.4.4. Kurşunun Elde Edilme Yöntemleri 115
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 117

6. ÖĞRENME BİRİMİ 118



6. 15. GRUP (VA GRUBU) ELEMENTLERİ 120
6.1. AZOT (N) 121
6.1.1. Azotun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 122
6.1.2. Azotun Kullanım Alanları 123
6.1.3. Azotun Önemli Bileşikleri 124
6.1.4. Azotun Elde Edilme Yöntemleri 125
6.2. FOSFOR (P) 127
6.2.1. Fosforun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 128
6.2.2. Fosforun Kullanım Alanları 129
6.2.3. Fosforun Önemli Bileşikleri 130
6.2.4. Fosforun Elde Edilme Yöntemleri 130
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 133

7. ÖĞRENME BİRİMİ 134



7. 16. GRUP (VIA GRUBU) ELEMENTLERİ 136
7.1. KÜKÜRT (S) 137
7.1.1. Kükürdün Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 138
7.1.2. Kükürdün Kullanım Alanları 139
7.1.3. Kükürdün Önemli Bileşikleri 140
7.1.4. Kükürdün Elde Edilme Yöntemleri 140
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 143

8. ÖĞRENME BİRİMİ 144



8. 17. GRUP (VIIA GRUBU) 146

8.1. FLOR (F) 147

8.1.1. Florun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 148

8.1.2. Florun Kullanım Alanları 149

8.1.3. Florun Önemli Bileşikleri 149

8.1.4. Florun Elde Edilme Yöntemleri 151

8.2. KLOR (Cl) 152

8.2.1. Klorun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 153

8.2.2. Klorun Kullanım Alanları 154

8.2.3. Klorun Önemli Bileşikleri 155

8.2.4. Klorun Elde Edilme Yöntemleri 155

8.3. BROM (Br) 157

8.3.1. Bromun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 158

8.3.2. Bromun Kullanım Alanları 159

8.3.3. Bromun Önemli Bileşikleri 159

8.2.4. Bromun Elde Edilme Yöntemleri 160

8.4. İYOT (I) 161

8.4.1. İyodun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 162

8.4.2. İyodun Kullanım Alanları 163

8.4.3. İyodun Önemli Bileşikleri 164

8.4.4. İyodun Elde Edilme Yöntemleri 165

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 167

9. ÖĞRENME BİRİMİ 168



9. B GRUBU ELEMENTLERİ 170

9.1. DEMİR (Fe) 171

9.1.1. Demirin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 172

9.1.2. Demirin Kullanım Alanları 173

9.1.3. Demirin Önemli Bileşikleri 174

9.1.4. Demirin Elde Edilme Yöntemleri 175

9.2. KOBALT (Co) 176

9.2.1. Kobaltın Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 177

9.2.2. Kobaltın Kullanım Alanları 178

9.2.3. Kobaltın Önemli Bileşikleri 178

9.2.4. Kobaltın Elde Edilme Yöntemleri 179

9.3. NİKEL (Ni) 180
9.3.1. Nikelin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 181
9.3.2. Nikelin Kullanım Alanları 182
9.3.3. Nikelin Önemli Bileşikleri 182
9.3.4. Nikelin Elde Edilme Yöntemleri 183
9.4. ÇİNKO (Zn) 184
9.4.1. Çinkonun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 185
9.4.2. Çinkonun Kullanım Alanları 186
9.4.3. Çinkonun Önemli Bileşikleri 186
9.4.4. Çinkonun Elde Edilme Yöntemleri 187
9.5. KROM (Cr) 188
9.5.1. Kromun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 189
9.5.2. Kromun Kullanım Alanları 190
9.5.3. Kromun Önemli Bileşikleri 190
9.5.4. Kromun Elde Edilme Yöntemleri 191
9.6. MANGAN (Mn) 193
9.6.1. Manganın Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 194
9.6.2. Manganın Kullanım Alanları 195
9.6.3. Manganın Önemli Bileşikleri 195
9.6.4. Manganın Elde Edilme Yöntemleri 196
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 199

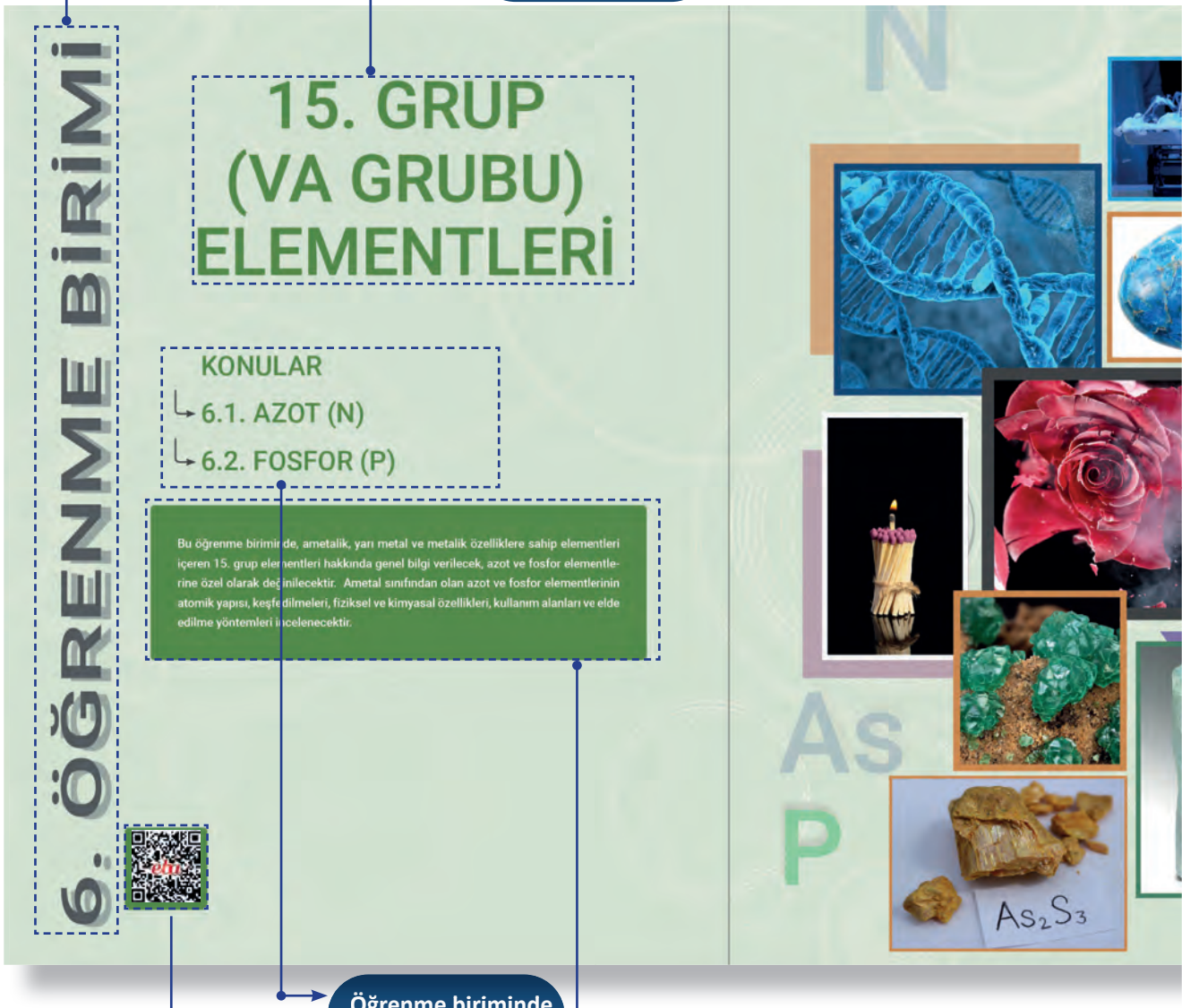
10. ÖĞRENME BİRİMİ 200



10. SOY METALLER 202
10.1. BAKIR (Cu) 203
10.1.1. Bakırın Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 204
10.1.2. Bakırın Kullanım Alanları 205
10.1.3. Bakırın Önemli Bileşikleri 206
10.1.4. Bakırın Elde Edilme Yöntemleri 206
10.2. GÜMÜŞ (Ag) 208
10.2.1. Gümüşün Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri 209
10.2.2. Gümüşün Kullanım Alanları 210
10.2.3. Gümüşün Önemli Bileşikleri 210
10.2.4. Gümüşün Elde Edilme Yöntemleri 211
ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME 213

TERİMLER SÖZLÜĞÜ 216
CEVAP ANAHTARI 220
KAYNAKÇA 226

DERS MATERYALİNİN TANITIMI



Öğrenme biriminin numarasını gösterir.

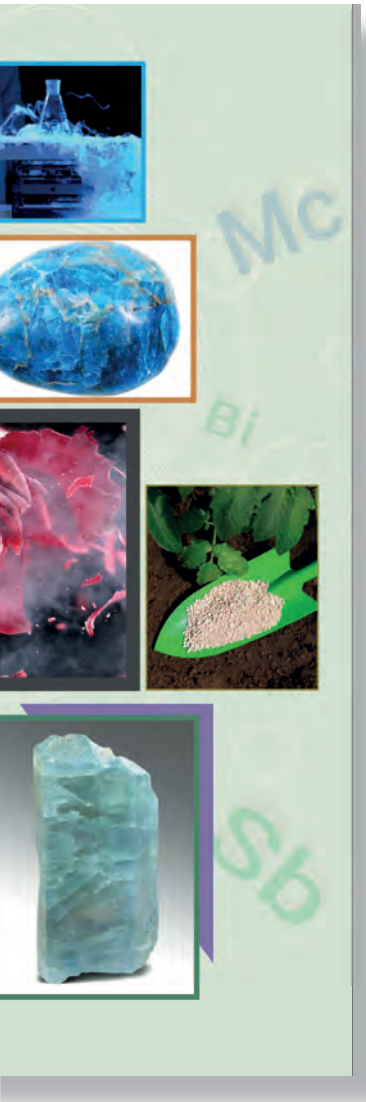
Öğrenme biriminin adını gösterir.

Öğrenme biriminde yer alan konuların başlıklarını ve sırasını gösterir.

Öğrenme biriminde edinilecek kazanımlar hakkında verilen bilgileri gösterir.

Etkileşimli kitap, video, ses, animasyon, uygulama, oyun, soru vb. ilave kaynaklara ulaşabileceğiniz karekodu gösterir.

İlgili bölümde geçen maddenin sembolü/formülü ve adının gösterildiği bölümdür





9.1. DEMİR (Fe)

Demir elementi, yerkabuğunun yaklaşık %5'ini oluşturur ve Dünya'da en çok bulunan dördüncü elementtir. Metalik hâlde eser miktarda bulunsa da daha çok mineralleri ve bileşikleri hâlindedir. Dünyanın güçlü manyetik alanı, çekirdeğinin demir ve nikelden oluşmasından kaynaklanır (Görsel 9.1). Doğada birçok demir minerali bulunur, bunlardan en yaygın görülenleri pirit (FeS_2), hematit (Fe_2O_3), manyetit (Fe_3O_4), siderit ($FeCO_3$) ve limonittir ($2Fe_2O_3.2H_2O$).



Görsel 9.1: Yer'in katmanları ve demir-nikel çekirdeği

^{45}Fe ve ^{77}Fe arasında izotopları mevcuttur. Doğada kararlı yapıda olanları ^{54}Fe, ^{56}Fe, ^{57}Fe, ^{58}Fe izotoplarıdır. En bol bulunan ^{56}Fe izotopudur ve demir atomlarının yaklaşık %92'sini oluşturur.

Sıvı demirin soğuması sırasında üç farklı allotropik yapı gözlenmektedir. Bu yapılar belirli sıcaklıklarda birbirine dönüşür.

Erimiş Demir ⟵ 1528 °C ⟶ **δ-demir** ⟵ 1400 °C ⟶ **γ-demir** ⟵ 906 °C ⟶ **α-demir**

BİLGİ N O Tl Ar I

Mars'ın bir gezegen olduğu Antik Çağlardan beri biliniyordu. Güneş'e en yakın 4. gezegen olan Mars, çıplak gözle bakıldığında turuncu, teleskopla bakıldığında kırmızı renkte görülmektedir. Bu özelliğinden dolayı **kızıl gezegen** olarak da anılır (Görsel 9.2). Kırmızı rengin sebebi, yüzeyinde bulunan ve pas olarak bilinen demir(III) oksit (Fe_2O_3) bileşiğidir.



Görsel 9.2: Kızıl gezegen Mars

171

Konu ile ilgili dikkat çekici bilgilerin yer aldığı bölümdür.



6. ÖĞRENME BİRİMİ

DÜNDEN BUGÜNE

Havayı oluşturan maddeler üzerinde çalışan İskoç bilim insanı Daniel Rutherford (Denyil Radırfort, Görsel 6.3) 1772 yılında **sabit hava** olarak adlandırdığı azot gazını izole etmiştir. Keşfedilen bu gaz için Antoine Lavoisier, Yunanca **canlı** anlamına gelen **azotos** kelimesinden türeyen **azote** ifadesini kullanmıştır. İlerleyen yıllarda kimyager Jean Antoine Chaptal (Jan Antuan Şeptel) ise potasyum nitratın Fransızca karşılığı olan **nitre** kelimesinin sonuna Yunanca –gene (oluşturan) kökünü getirerek **nitrojen** kelimesini türetmiştir.

Görsel 6.3: Daniel Rutherford

6.1.1. Azotun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri

N Azot (Nitrogenium)

Donma Noktası -209,9 °C

Kaynama Noktası -195,8 °C

Atom Numarası 7

Değerlik -3 ile +5 arası

Atomik Kütle 14,0067 g.mol⁻¹

Özkütle 0,001251 g/cm³

Vücutta %2,6

Evrende %0,1

Dünyada %0,002

Elektron Dizilimi [He] $2s^2$ $2p^3$

Görsel 6.4: Sıvı azot

- 7 protona sahip azot, periyodik tablonun 2. periyot ve 15. grubunda yer alır. Atmosferde N_2 gazı hâlinde bulunan azot, kendi atomları arasında üçlü bağ yaptığı için kararlıdır ve tepkimelere karşı isteksizdir. Azotun yanması endotermik olarak (ısı alarak) gerçekleşir. N_2 renksiz, kokusuz ve tadı olmayan bir gazdır. Çok düşük sıcaklıklarda sıvılaşır (Görsel 6.4) ve bu özelliğinden dolayı soğutucu olarak kullanılır. Sudaki çözünürlüğü çok azdır. Azot; asitlere, bazlara, halojenlere ve suya karşı ilgisizdir.
- Yüksek sıcaklıkta, oksijen ile tepkimesinde birçok oksit oluşturur (NO, N_2O, NO_2, N_2O_3, N_2O_4, N_2O_5, N_2O_6).
- Yüksek sıcaklıklarda bazı metaller ile nitrürleri meydana getirir.

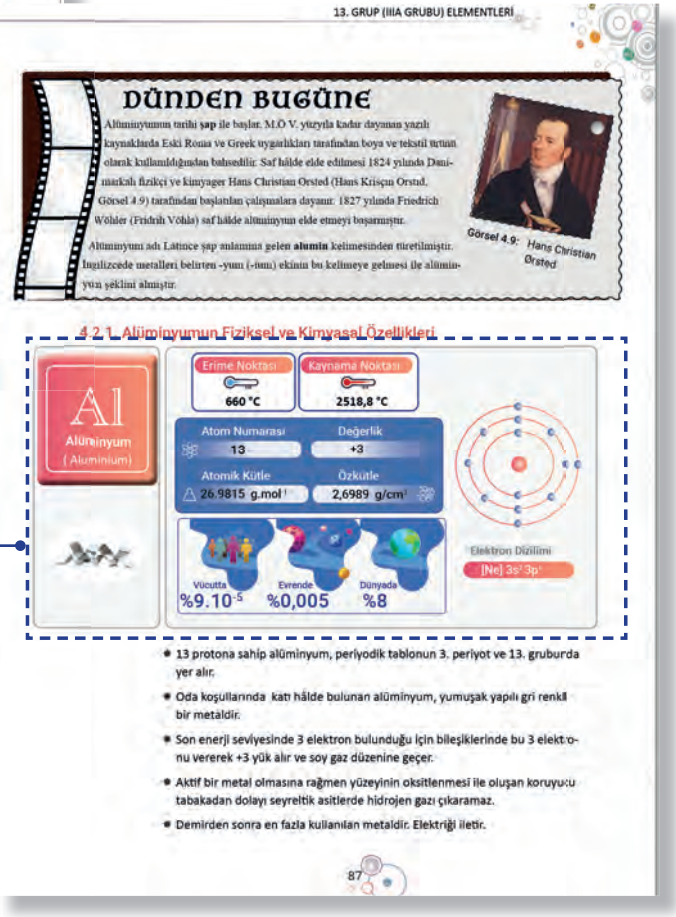
$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$

- Hidrojen ile tepkimesinden amonyak oluşur.

$3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$

122

İlgili bölümde geçen elementin keşfini ve adının veriliş sürecini anlatan bölümdür.



13. GRUP (IIIA GRUBU) ELEMENTLERİ

DÜNDEN BUGÜNE

Alüminyumun tarihi şap ile başlar. M.Ö V. yüzyıla kadar dayanan yazılı kaynaklarda Eski Roma ve Greek uygarlıkları tarafından boya ve tekstil tutucu olarak kullanıldığından bahsedilir. Saf hâlde elde edilmesi 1824 yılında Danimarkalı fizikçi ve kimyager Hans Christian Ørsted (Hans Krişçn Orstıd, Görsel 4.9) tarafından başlatılan çalışmalara dayanır. 1827 yılında Friedrich Wöhler (Fridrih Vöhla) saf hâlde alüminyum elde etmeyi başarmıştır.

Alüminyum adı Latince şap anlamına gelen **alumin** kelimesinden türetilmiştir. İngilizcede metalleri belirten -yum (-ium) ekinin bu kelimeye gelmesi ile alüminyum şeklini almıştır.

Görsel 4.9: Hans Christian Ørsted

4.2.1. Alüminyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri

Al Alüminyum (Aluminium)

Erime Noktası 660 °C

Kaynama Noktası 2518,8 °C

Atom Numarası 13

Değerlik +3

Atomik Kütle 26,9815 g.mol⁻¹

Özkütle 2,6989 g/cm³

Vücutta $\%9.10^{-5}$

Evrende %0,005

Dünyada %8

Elektron Dizilimi [Ne] $3s^2$ $3p^1$

- 13 protona sahip alüminyum, periyodik tablonun 3. periyot ve 13. gruburda yer alır.
- Oda koşullarında katı hâlde bulunan alüminyum, yumuşak yapılı gri renkli bir metaldir.
- Son enerji seviyesinde 3 elektron bulunduğu için bileşiklerinde bu 3 elektronu vererek +3 yük alır ve soy gaz düzenine geçer.
- Aktif bir metal olmasına rağmen yüzeyinin oksitlenmesi ile oluşan koruyucu tabakadan dolayı seyreltik asitlerde hidrojen gazı çıkaramaz.
- Demirden sonra en fazla kullanılan metaldir. Elektriği iletir.

87

Elementin bazı tanıtıcı özellikleriyle birlikte insan vücudunda, evrende ve yer kabuğunda bulunan kütlece bolluk yüzdelerini içeren bölümdür.

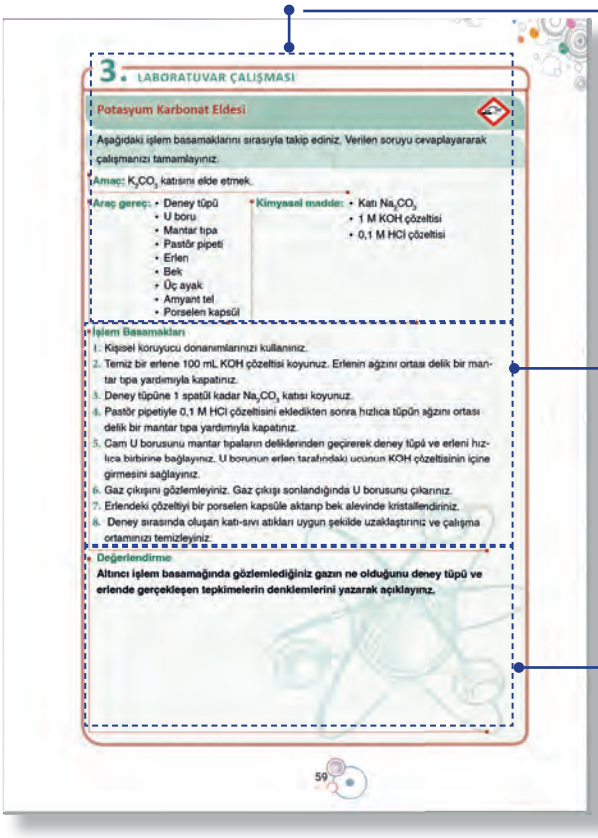
Yapılacak laboratuvar çalışmasının amacını ve gerekli malzemeleri gösterir.

Laboratuvar çalışmaları yapılırken izlenmesi gereken işlem basamaklarını gösterir.

Laboratuvar çalışmalarının değerlendirildiği bölümdür.

Öğrenme birimi ile ilgili eğlenerek öğrenilecek bölümdür.

Öğrenme birimi ile ilgili soruları içeren bölümdür.



3. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Potasyum Karbonat Eldesi

Aşağıdaki işlem basamaklarını sırasıyla takip ediniz. Verilen soruyu cevaplayararak çalışmanızı tamamlayınız.

Amaç: K_2CO_3 katısını elde etmek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- U boru
- Mantar tıpa
- Pastör pipeti
- Erlen
- Bek
- Üç ayak
- Amyant tel
- Porselen kapsül

Kimyasal madde:
- Katı Na_2CO_3
- 1 M KOH çözeltisi
- 0,1 M HCl çözeltisi

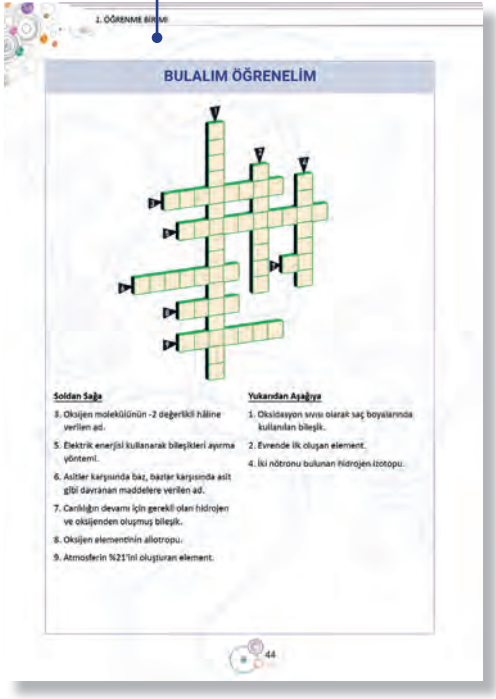
İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz bir erlene 100 mL KOH çözeltisi koyunuz. Erlenin ağzını ortası delik bir mantar tıpa yardımıyla kapatınız.
3. Deney tüpüne 1 spatül kadar Na_2CO_3 katısı koyunuz.
4. Pastör pipetiyle 0,1 M HCl çözeltisini ekledikten sonra hızlıca tüpün ağzını ortası delik bir mantar tıpa yardımıyla kapatınız.
5. Cam U borusunu mantar tıpaların deliklerinden geçirerek deney tüpü ve erleni hızlıca birbirine bağlayınız. U borunun erlen tarafındaki ucunun KOH çözeltisinin içine girmesini sağlayınız.
6. Gaz çıkışını gözlemleyiniz. Gaz çıkışı sonlandığında U borusunu çıkarınız.
7. Erlendeki çözeltiyi bir porselen kapsüle aktarıp bek alevinde kristallendiriniz.
8. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Altıncı işlem basamağında gözlemlediğiniz gazın ne olduğunu deney tüpü ve erlende gerçekleşen tepkimelerin denklemlerini yazarak açıklayınız.

59



1. ÖĞRENME BİRİMİ

BULALIM ÖĞRENELİM

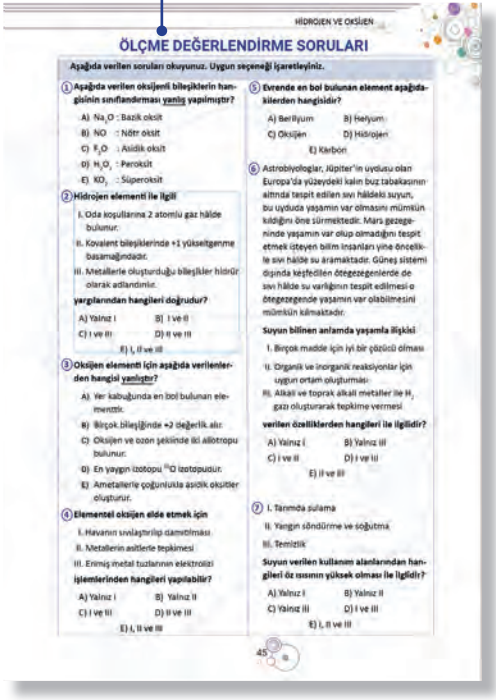
Soldan Sağa

3. Oksijen molekülünün -2 değerlikli hâline verilen ad.
5. Elektrik enerjisi kullanarak bileşikleri ayırma yöntemi.
6. Asitler karşısında baz, bazlar karşısında asit gibi davranan maddelere verilen ad.
7. Canlılığın devamı için gerekli olan hidrojen ve oksijenden oluşmuş bileşik.
8. Oksijen elementinin allotropu.
9. Atmosferin %21'ini oluşturan element.

Yukarıdan Aşağıya

1. Oksidasyon sıvısı olarak saç boyalarında kullanılan bileşik.
2. Evrende ilk oluşan element.
4. İki nötronu bulunan hidrojen izotopu.

44



HİDROJEN VE OKSİJEN

ÖLÇME DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruları okuyunuz. Uygun seçeneği işaretleyiniz.

1. Aşağıda verilen oksijenli bileşiklerin hangisinin sınıflandırması yanlış yapılmıştır?
A) Na_2O : Bazik oksit
B) NO : Nötr oksit
C) F_2O : Asidik oksit
D) H_2O_2 : Peroksit
E) KO_2 : Süperoksit

2. Hidrojen elementi ile ilgili
I. Oda koşullarına 2 atomlu gaz hâlde bulunur.
II. Kovalent bileşiklerinde +1 yükseltgenme basamağındadır.
III. Metallerle oluşturduğu bileşikler hidrür olarak adlandırılır.
yargılarından hangileri doğrudur?
A) Yalnız I B) I ve II
C) I ve III D) II ve III
E) I, II ve III

3. Oksijen elementi için aşağıda verilenlerden hangisi yanlıştır?
A) Yer kabuğunda en bol bulunan elementtir.
B) Birçok bileşiğinde +2 değerlik alır.
C) Oksijen ve ozon şeklinde iki allotropu bulunur.
D) En yaygın izotopu ^{16}O izotopudur.
E) Ametallerle çoğunlukla asidik oksitler oluşturur.

4. Elementel oksijen elde etmek için
I. Havanın sıvılaştırılıp damıtılması
II. Metallerin asitlerle tepkimesi
III. Erimiş metal tuzlarının elektrolizi
işlemlerinden hangileri yapılabilir?
A) Yalnız I B) Yalnız II
C) I ve III D) II ve III
E) I, II ve III

5. Evrende en bol bulunan element aşağıdakilerden hangisidir?
A) Berilyum B) Helyum
C) Oksijen D) Hidrojen
E) Karbon

6. Astrobiyologlar, Jüpiter'in uydusu olan Europa'da yüzeydeki kalın buz tabakasının altında tespit edilen sıvı hâldeki suyun, bu uyduda yaşamın var olmasını mümkün kıldığını öne sürmektedir. Mars gezegeninde yaşamın var olup olmadığını tespit etmek isteyen bilim insanları yine öncelikle sıvı hâlde su aramaktadır. Güneş sistemi dışında keşfedilen ötegezegenlerde de sıvı hâlde su varlığının tespit edilmesi o ötegezegende yaşamın var olabilmesini mümkün kılmaktadır.
Suyun bilinen anlamda yaşamla ilişkisi
I. Birçok madde için iyi bir çözücü olması
II. Organik ve inorganik reaksiyonlar için uygun ortam oluşturması
III. Alkali ve toprak alkali metaller ile H_2 gazı oluşturarak tepkime vermesi
verilen özelliklerden hangileri ile ilgilidir?
A) Yalnız I B) Yalnız III
C) I ve II D) I ve III
E) II ve III

7. I. Tarımda sulama
II. Yangın söndürme ve soğutma
III. Temizlik
Suyun verilen kullanım alanlarından hangileri öz ısısının yüksek olması ile ilgilidir?
A) Yalnız I B) Yalnız II
C) Yalnız III D) I ve III
E) I, II ve III

45

GÜVENLİK İŞARETLERİ

	**Gözlük Kullan** Gözlüksüz çalışmanın tehlikeli olacağını gösteren işarettir.
	**Koruyucu Giysi** İşlem sırasında kıyafetlere ve cilde zarar verebilecek maddelerin kullanılacağını, koruma amaçlı önlük ya da tulum giyilmesi gerektiğini gösteren işarettir.
	**Elektrik Güvenliği** İşlem esnasında şehir elektriğinin kullanılacağını, gerekli tedbirlerin alınması ve iletken uçlara dokunulmaması gerektiğini gösteren işarettir.
	**Yangın Güvenliği** İşlem esnasında yangın çıkarabilecek malzemelerin kullanılacağını, tedbirlerin alınması gerektiğini gösteren işarettir.
	**Sıcak Cisim Güvenliği** İşlemlerde ısıtıcı ya da sıcak bir malzemenin kullanılacağını, el, ayak ve diğer organların yanmaması için gerekli önlemlerin alınması gerektiğini gösteren işarettir.
	**Zehirli (Toksik)** İşlemler sırasında kullanılacak maddelerin ağız, deri ve solunum yoluyla zehirlenmelere yol açabileğini, kanserojen etkisi olduğunu, vücut ile temas ettirilmemesi gerektiğini gösteren işarettir.
	**Patlayıcı** İşlemler esnasında kullanılacak maddelerin kıvılcım, ısı, alev, vurma, çarpma ve sürtünmeye maruz kaldığında patlayabileceğini gösteren işarettir.
	**Çevre İçin Zararlı (Ekotoksik)** İşlemler esnasında doğaya ve canlılara zarar veren maddelerin kullanılacağını, çalışma bitiminde bu malzemelerin kontrollü bir şekilde imha edilmesi gerektiğini gösteren işarettir.
	**Yanıcı ve Parlayıcı** İşlemlerde yanıcı ve parlayıcı malzemelerin kullanılacağını, bu nedenle tutuşturucu özelliği olan maddelerden uzak tutulmaları gerektiğini gösteren işarettir.
	**Basınç Altında Gaz** İşlemlerde yüksek basınçlı gaz kullanılacağını, bu gazın sıcakta patlayabileceğini, güneş ışığında bırakılmaması ve iyi havalandırılmış ortamlarda saklanması gerektiğini gösteren işarettir.

	**Isı Güvenliği** İşlemler esnasında çok sıcak bir malzemenin kullanılacağını, bu nedenle eldiven giyilmesi gerektiğini gösteren işarettir.
	**Duman Güvenliği** Kimyasal tepkimeler sonucu zararlı gazlar oluşabileceğini, bu nedenle koruyucu maske kullanılması gerektiğini gösteren işarettir.
	**Kesici ve Delici Cisim Güvenliği** İşlemler esnasında kesici ve delici araçların kullanılacağını, malzemeler kullanılırken dikkatli olunması gerektiğini gösteren işarettir.
	**Kırılabilir Cam Güvenliği** İşlemlerde kırılabilecek malzemelerin kullanılacağını, cam malzemeleri ani sıcaklık değişiminden ve yüksek ısıdan uzak tutmak gerektiğini gösteren işarettir.
	**Göz Güvenliği** Çalışma ortamındaki buhar, toz, şiddetli ışık, yüksek sıcaklık vb. etkenlerden dolayı yüzün ve gözün zarar görebileceğini gösteren işarettir.
	**Sağlık Etkisi** İşlemler esnasında kullanılan maddelerin solunum zorluğuna, alerji ve astım belirtilerine yol açabileceğini, yetersiz havalandırma şartlarında uygun solunum cihazının takılması gerektiğini gösteren işarettir.
	**Korozif** İşlemler sırasında korozif (aşındırıcı) maddelerin kullanılacağını, çalışma anında gözleri, deriyi ve solunum yollarını koruyan donanımların kullanılması gerektiğini gösteren işarettir.
	**Tahriş Edici, Rahatsız Edici** İşlemler esnasında deriye, göze ve solunum yollarına hasar verebilecek maddelerin kullanılacağını, önlemlerin alınması gerektiğini gösteren işarettir.
	**Oksitleyici** İşlemlerde, havasız ortamlarda bile alevlenmeye sebep olabilecek maddelerin kullanılacağını, bu malzemelerin sadece orijinal kutularında muhafaza edilmelerinin gerektiğini gösteren işarettir.
	**Radyoaktif** Kanserojen etki yapabilen radyoaktif malzemelerin kullanılacağını, bu işaretin bulunduğu maddelerden ve ortamlardan uzak durulması gerektiğini gösteren işarettir.

1. ÖĞRENME BİRİMİ

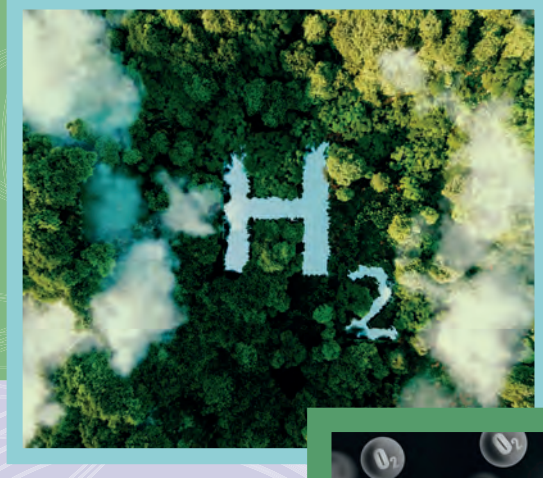
HİDROJEN VE OKSİJEN

KONULAR

- 1.1. HİDROJEN (H)
- 1.2. OKSİJEN (O)
- 1.3. SU (H_2O)
- 1.4. HİDROJEN PEROKSİT (H_2O_2)

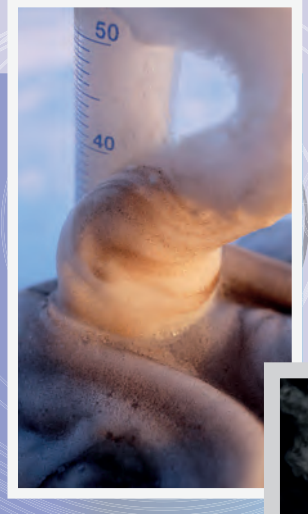
Bu öğrenme biriminde hidrojen ve oksijen elementlerinin özellikleri, atomik ve moleküler yapıları, genel reaksiyonları ve bu elementlerin birleşiminden meydana gelen suyun canlıların hayatındaki önemi üzerinde durulacaktır. Doğadaki su döngüsü ve su arıtımı öğrenilecektir. Hidrojen ve oksijen elementlerinin (farklı kütlelerde birleşme oranı ile) oluşturdukları H_2O_2 bileşiğinin fiziksel-kimyasal özellikleri ve kullanım alanları hakkında bilgi verilecektir.




H2




O2
O2
O2
O2
O2
CO2


50
40



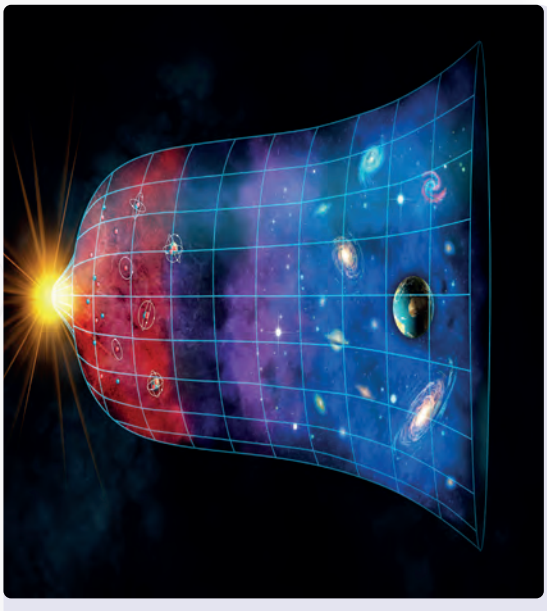





H2O2

1. HİDROJEN VE OKSİJEN

Evren, 13,7 milyar yıl önce **büyük patlama** adı verilen ani bir şişme sonucu yokluktan meydana gelmiştir (Görsel 1.1). İlk saniyelerdeki yüksek sıcaklık, madde oluşumuna engel olmuştur. Birkaç saat içinde elektronlar ile protonlar ortaya çıksa da sıcaklığın çok yüksek olması onların bir araya gelerek atomu oluşturmasını engellemiştir. Zamanla protonlar bir araya gelerek çok az miktarda helyum ve lityum çekirdeği oluşturmuştur. Bütün bu sürece **büyük patlama nükleosentezi (çekirdek sentezi)** adı verilmiştir.



Görsel 1.1: Evrenin büyük patlamadan günümüze genişlemesi

Evren, bir milyon yıl içinde hızla genişlerken sıcaklıklar birkaç bin Kelvine (K) kadar düşmüştür. Oluşan çekirdeklerle elektronlar eşleşerek ilk atomları meydana getirmiştir. Bugün evrende bulunan bütün maddelerin ataları, çoğunluğu hidrojenden oluşan bu ilk atomlardır.

İlk bir milyon yıl içinde oluşan atomlar bir toz bulutu şeklinde evrenin her yerine dağılmış hâldeydi. Bu toz bulutu içinde bazı bölgeler kütlece daha yoğun hâle gelip çevrelerine daha fazla madde toplayarak galaksilerin öncüllerini oluşturmuştur. Gaz kütleleri sürekli dönerken bazı bölgeler çevrelerinden daha yoğun hâle gelmiştir. Bu bölgeler etraflarındaki gazları toplayarak gittikçe daha hızlı dönmeye ve sıkışmaya başlamıştır. Sıkıştıkça sıcaklığı yükselen bölgelerde Güneşten çok daha büyük ve sıcak ilkel yıldızlar meydana gelmiştir.

Yıldızların basınç nedeniyle sıcaklığı milyonlarca Kelvine ulaşan merkezlerinde hidrojen çekirdekleri kaynaşarak helyum çekirdeklerini, onlar da kaynaşarak berilyum, karbon gibi daha ağır çekirdekleri oluşturur. Yıldızın yaydığı enerjinin kaynağı olan çekirdek kaynaşmasına **nükleer füzyon** denir. Bir yıldızın çekirdeğinde füzyon ile oluşabilecek en büyük atom, atom numarası 26 olan demirdir. Yıldızlarda meydana gelen bu olaya **yıldız nükleosentezi** adı verilir.

Yıldızın kütlesi yeterince büyükse ömrünün sonunda **süpernova patlaması** denilen bir patlama gerçekleşir. Bir süpernova sırasında güneşin toplam ömrü olan 10 milyar yıl boyunca yayacağı kadar enerji açığa çıkabilir. Demirden daha ağır olan çekirdekler süpernova patlamaları sırasında oluşur. Bu olaya **süpernova nükleosentezi** denir. Oluşan elementler **nebula** adı verilen bir bulutsu oluşturur. Bu bulutsulardaki maddenin farklı sebeplerle yoğunlaşması ile yeni yıldızlar ve bu yıldızların çevrelerinde gezegen sistemleri oluşur. Güneş, Dünya dâhil gezegenler, uydular, asteroidler ve kuyruklu yıldızlar hep bu süreçten geçerek oluşmuşlardır.



1.1. HİDROJEN (H)

Büyük patlama sonrasında evrende ilk oluşan element hidrojendir. Büyük çoğunluğu yıldızlarda olmak üzere evrenin %75'i, güneş kütlesinin %78,5'i, Dünya'nın ise kütlece %0,14'ü hidrojenden oluşur. Serbest hidrojen, Dünya'daki bazı volkanik gazlarda ve atmosferdeki üst tabakalarda bulunur. Yeryüzündeki hidrojenin önemli bir kısmı bileşikleri hâlinde bulunur. (Görsel 1.2). En önemli ve en çok bulunan bileşiği hayatın devamlılığı için gerekli olan sudur. Organik bileşiklerin yapısında da bol miktarda hidrojen bulunur.



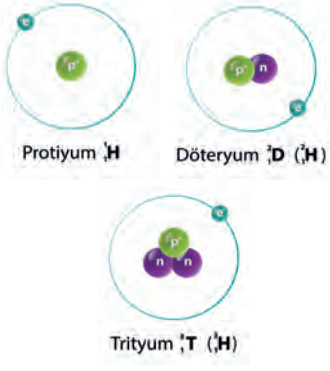
Görsel 1.2: Hidrojen sembolü

Hidrojenin doğada üç adet izotopu vardır. Bunlar **protiyum** ($_1^1H$), **döteryum** ($_1^2D$) ve **trityum** ($_1^3T$) olarak adlandırılır (Şekil 1.1).

BİLGİ

7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

Döteryum 1931 yılında Harold Urey (Herıld Urey) tarafından keşfedilmiştir. Urey bu keşfi ile 1934 yılında Nobel Kimya Ödülü'nü almıştır. Döteryumun oksijenle oluşturduğu bileşik **ağır su** olarak adlandırılır. Organizmalar için zehirli olan ağır su, tatlı sularda ve yer altı sularında eser miktarda bulunabilir. Fisyon tepkimesi için gereken nötronları yavaşlatma özelliğinden dolayı nükleer reaktörlerde kullanılmaktadır.



Şekil 1.1: Hidrojenin izotopları

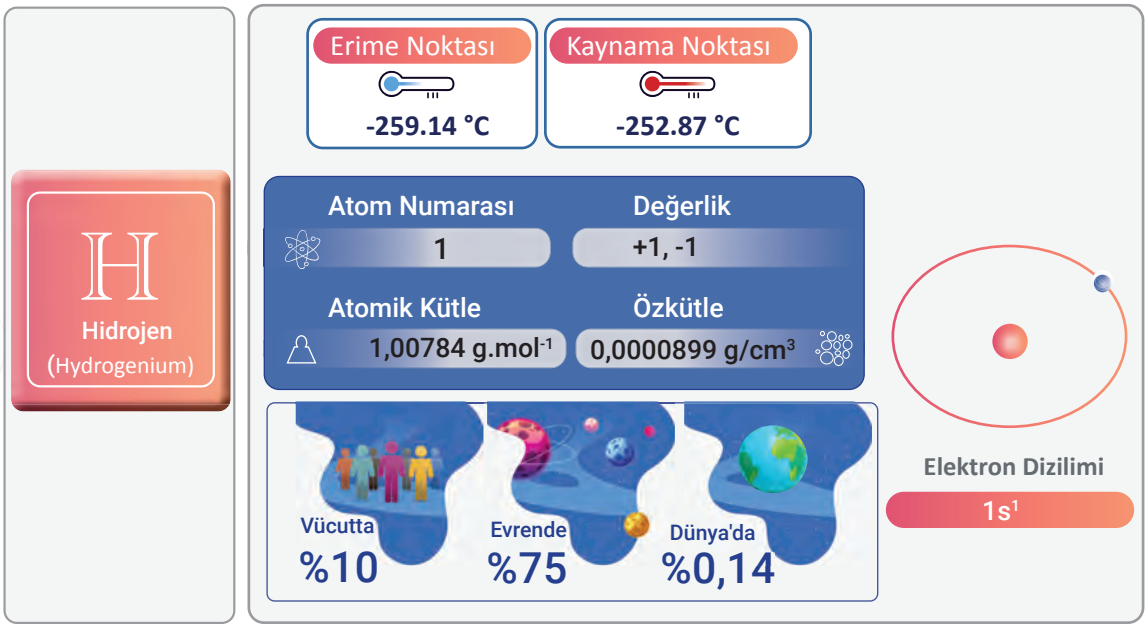
DÜNDEN BUGÜNE

Hidrojen gazı ilk olarak 1500'lü yıllarda simyacı Paracelsus (Paraselsis) tarafından üretilmiş olsa da element olarak tanımlanması 1766 yılında Henry Cavendish (Henri Kevindiş, Görsel 1.3) tarafından yapılmıştır. Bu nedenle kaynaklarda hidrojenin keşif yılı 1766 olarak geçer. 1783 yılında Antoine Lavoisier (Antuan Lavozi), Cavendish'in çalışmalarını tekrarlarken bu yeni elemente Yunanca **su oluşturan** anlamına gelen **hidrojen (idrogono)** adını vermiştir.



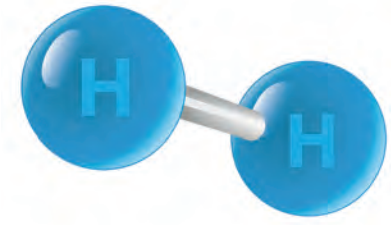
Görsel 1.3: Temsili Henry Cavendish

1.1.1. Hidrojenin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- H_2 molekülü renksiz, kokusuz, tatsız ve toksik (zehirli) özellik göstermeyen bir gazdır.
- En hafif gazdır. Yoğunluğu havanın yaklaşık 1/14'üdür.
- Suda çözünürlüğü çok azdır. Oda sıcaklığında yaklaşık 100 litre suda 2 litre H_2 gazı çözünür.
- Periyodik sistemin ilk elementi olan hidrojen atomu 1 protona sahiptir.
- Difüzyon yeteneği çok yüksektir.
- Yanıcı bir gaz olan hidrojen, soluk mavi bir alevle yanar. Isı geçirgenliği havadan 7 kat kadar fazladır.
- Doymamış organik bileşikler Pd, Pt, Ni katalizörlüğünde hidrojenlenerek doymuş hâle getirilir.

- H_2 molekülü iki H atomunun apolar kovalent bağ ile bağlanması sonucu oluşur (Şekil 1.2).



Şekil 1.2: H_2 molekül modeli

- Hidrojen kimyasal olarak aktif bir elementtir. Metallerle yaptığı bileşiklerinde -1 değerlik alır. Bu iyonik bileşikler, **hidrürler** olarak adlandırılır. Ametallerle yaptığı bileşikler ise kovalent karakterlidir ve bu bileşiklerde +1 yükseltgenme basamağına sahiptir.

$$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$$
$$H_2 + S \rightarrow H_2S$$

- Elementel hidrojen, yüksek sıcaklıklarda atomik hâle geçerek indirgen özellik gösterir.

$$Fe_2O_3 + 6H \rightarrow 2Fe + 3H_2O$$

- Halojenler ile yaptığı bileşikler asidik özelliktedir.

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

- Oksijen ile birleşerek su oluşturur.

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

- Azot ile birleşerek amonyak oluşturur.

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

- Sadece karbon ve hidrojenden oluşan bileşikler **hidrokarbonlar** adını alır ve organik kimyanın temelini oluşturur (alkan, alken ve alkin).

1.1.2. Hidrojenin Kullanım Alanları

Hidrojenin endüstride birçok kullanım alanı vardır. Bazı metallerin elementel hâlde elde edilmesinde indirgen olarak kullanılan hidrojen elementi metil alkol, amonyak gibi bileşiklerin elde edilmesinde de kullanılmaktadır.

Margarinler, bitkisel yağlarda bulunan ikili bağların katalizör yanında hidrojenle doyurulması sonucunda elde edilir (Görsel 1.4).


Görsel 1.4: Hidrojenlenme ile elde edilen margarin

Nükleer santraller, uranyum gibi büyük çekirdekli atomların parçalanması (fisyon) ile enerji üretir. Bu reaksiyon yavaşlatılmış nötronların uranyum çekirdeğine çarpması ile başlar. Nötronların yavaşlatılması için hidrojenin izotopu olan döteryumdan yararlanılır.

Yanma ürünü olarak sadece su buharı verdiği için hidrojen önemli alternatif enerji kaynaklarından biridir. Hidrojen geçmiş zamanlardan beri roket yakıtı üretiminde kullanılmaktadır (Görsel 1.5). Günümüzde bazı otomotiv firmaları hidrojen kaynaklı yakıtlarla çalışan otomobil geliştirmeye çalışmaktadır.

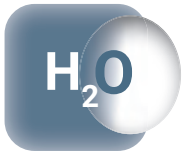

Görsel 1.5: Hidrojen yakıtlı roket

Canlılarda Hidrojen

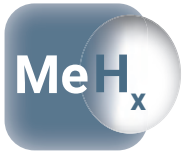
Hidrojen, elementel hâlde canlı organizmalarda kullanılmaz. Canlılığın temeli olan organik bileşikler karbon-hidrojen esaslı bileşiklerdir. Ayrıca birçok metabolik indirgenme reaksiyonu moleküllerin hidrojenlenmesi ile gerçekleşir.

1.1.3. Hidrojenin Önemli Bileşikleri

Hidrojen, soy gazlar hariç diğer tüm elementler ile bileşik oluşturabilir. En önemli bileşiği H_2O formülü ile bilinen sudur.



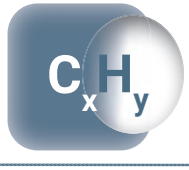
Birçok madde için iyi bir çözücü olan su, bu özelliği ile reaksiyonların gerçekleşmesi adına iyi bir ortam sağlar. Organik-inorganik madde üretimi ve analizleri çoğunlukla sulu ortamda gerçekleşir.



Hidrojenin -1 değerlik aldığı iyonik bileşikler **hidrürler** (MeH_x) olarak adlandırılır. Alkali metaller ve toprak alkali metaller ile kolaylıkla hidrür bileşiği oluşturulabilir. Metal hidrürleri yakıt pillerinde hidrojen kaynağı olarak kullanılmaktadır.



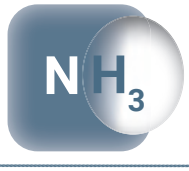
Hidrojenin halojenlerle (X) oluşturduğu bileşikler asit özellik gösterir. HF zayıf asit diğerleri kuvvetli asittir. Seyreltik HCl çözeltisi **tuz ruhu** olarak bilinir. Evlerde temizlik maddesi olarak kullanılmaktadır.



Ham petrolden ve doğal gaz yataklarından elde edilen hidrokarbonlar (C_xH_y) yakıt olarak kullanıldığı gibi birçok farklı maddenin (plastikler, deterjanlar vb.) üretiminde de ham madde olarak kullanılır.



Hidrojenin element olarak depolanması zor olduğu için $NaBH_4$ ve $LiAlH_4$ bileşikleri hâlinde depolanıp taşınır. H_2 moleküllerini katalizör yardımıyla kolayca serbest bıraktıkları için hem indirgen hem yakıt olarak kullanılmaktadır.



Keskin kokulu bir gaz olan amonyak, sulu çözeltide zayıf baz özellik gösterir. Çözeltisi emizlik maddesi olarak kullanılan NH_3 , boya ve gübre gibi kimyasalların üretiminde ham madde olarak iş görür.

Hidrojenin organik ve inorganik yapılı birçok bileşiği vardır.

1.1.4. Hidrojenin Elde Edilme Yöntemleri

Hidrojen aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. **Suyun Elektrolizi İle Hidrojen Eldesi**
   Suyun elektrik iletkenliği H_2SO_4 ile sağlandıktan sonra suya doğrudan elektrik akımı verilerek H_2 gazı elde edilir.

$$H_2O \rightarrow H_2 + \frac{1}{2}O_2$$

2. **Aktif Metallerin Asitler İle Tepkimesiyle Hidrojen Eldesi**
   Aktif metaller asitlerle reaksiyona girerek hidrojen gazı açığa çıkarır. Hidrojenden aktif olan metaller, asit çözeltileri ile etkileştiklerinde H^+ iyonlarına elektron vererek H2 gazı açığa çıkarır.

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Hidrojen Gazı Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Metal-asit tepkimesi ile hidrojen gazı elde etmek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Tüplük
- Pastör pipeti
- Spatül

Kimyasal madde:
- Zn tozu
- 3 M HCl çözeltisi

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Deney tüpüne pastör pipeti yardımı ile bir miktar HCl çözeltisi alınız.
3. Spatülün ucu ile az miktarda Zn tozu alarak HCl çözeltisine ilave ediniz.
4. Gerçekleşen reaksiyonu gözlemleyiniz.
5. Deney sırasında oluşan katı ve sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

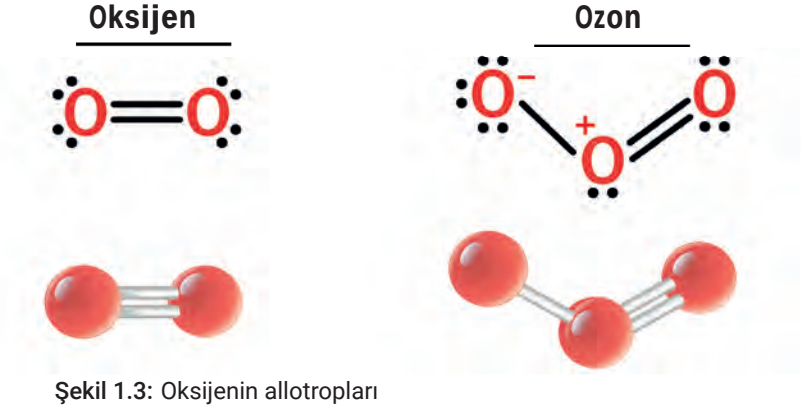
Deney tüpünde gözlemlediğiniz değişimi tepkime denklemiyle açıklayınız.



1.2. OKSİJEN (O)



Görsel 1.6: Oksijen sembolü



Şekil 1.3: Oksijenin allotropları

Evrende hidrojen ve helyumdan sonra en bol bulunan element oksijendir. Yer kabuğunda %49 bolluk oranı ile en fazla bulunan elementtir. Atmosferde hacimce %21, kütlece %23,5 oksijen vardır. İnsan vücudunun da yaklaşık %60'ı oksijenden meydana gelir. Organizmalardaki organik ve inorganik moleküllerin neredeyse tümünün yapısında bulunur. Element hâlde iki atomlu moleküllerden oluşur (Görsel 1.6). Yer kabuğunda bileşikleri hâlinde görülür. En bol bulunan bileşikleri H_2O, SiO_2 , Al ve Mg gibi metallerin oksitleridir. Doğada ^{16}O, ^{17}O ve ^{18}O olmak üzere üç izotopu vardır. En bol bulunanı %99,75 oranı ile ^{16}O izotopudur. O_2 ve O_3 olmak üzere iki allotropu mevcuttur (Şekil 1.3).

BİLGİ

7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

Ozon, adını -ağır ve rahatsız edici kokusundan dolayı- Yunanca **koklamak** anlamına gelen **ozein** kelimesinden almıştır. Güçlü bir dezenfektandır. Atmosferin stratosfer tabakasında 19-45 km aralığında bol miktarda bulunduğu için bu kısım **ozonosfer** adını alır. Ozonosfer Güneş'ten gelen yüksek enerjili ve zararlı mor ötesi radyasyonun dünyaya ulaşmasını engeller. Ozon tabakasının incelmesinde en etkili rol oynayan, buzdolabı ve klimalarda soğutucu akışkan olarak görev yapan kloroflorokarbon (CFC) gazlarının kullanımı 1987 yılında Montreal Protokolü ile tüm dünyada aşamalı olarak kısıtlanmıştır.

Dünya'nın oluşumu esnasında atmosferde serbest oksijen bulunmuyordu. O_2 gazı 2,5 milyar yıl kadar önce fotosentez yapan mikroorganizmaların gelişmesiyle oluşmuştur. Günümüzde bitkiler, mavi-yeşil algler ve klorofil bulunduran tek hücreli canlılar besin üretimi sırasında oksijeni yan ürün olarak atmosfere vermektedir.

Atmosferde bulunan O_2 gazının yaklaşık %70'ini fitoplanktonlar ve deniz bitkileri fotosentez yoluyla üretir. Oksijenin %28'inin kaynağı karasal bitkilerdir. Sadece hücrelerinde klorofil bulunmayan canlılar değil fotosentez yapabilen canlılar da enerji üretmek için solunum yapar. CO_2 ve güneş ışığı kullanarak ürettikleri O_2 in bir kısmını enerji ihtiyaçları için kullanır. Yapılan araştırmalara göre fotosentez yapan canlıların ürettikleri O_2 miktarı kullandıkları O_2 miktarının yaklaşık 10 katı kadardır.

Bir insan, dinlenme sırasında saatte ortalama 252 L hava tüketir. Havanın %21'i O_2 olduğuna göre sağlıklı bir birey saatte yaklaşık 53 L O_2 tüketmektedir.

DÜNDEN BUGÜNE

1773 yılında Carl Wilhelm Scheele (Karl Vilhelm Şiile, Görsel 1.7) ve 1774 yılında Joseph Priestley (Josif Pirisley, Görsel 1.8) ayrı ayrı yaptığı çalışmalar ile oksijeni keşfetmişlerdir ancak çalışması ilk yayımlanan Priestley olduğu için oksijenin kaşifi olarak kaynaklara da ilk onun adı geçmiştir. 1777 yılında Antonie Lavoisier bu yeni elemente, Yunanca **oksis (asit)** ve **jenēs (üretici)** kelimelerinden türeterek **oksijen** adını vermiştir çünkü saf olarak elde ettiği bu yeni elementi tüm asitlerin kaynağı olarak düşünmüştür.

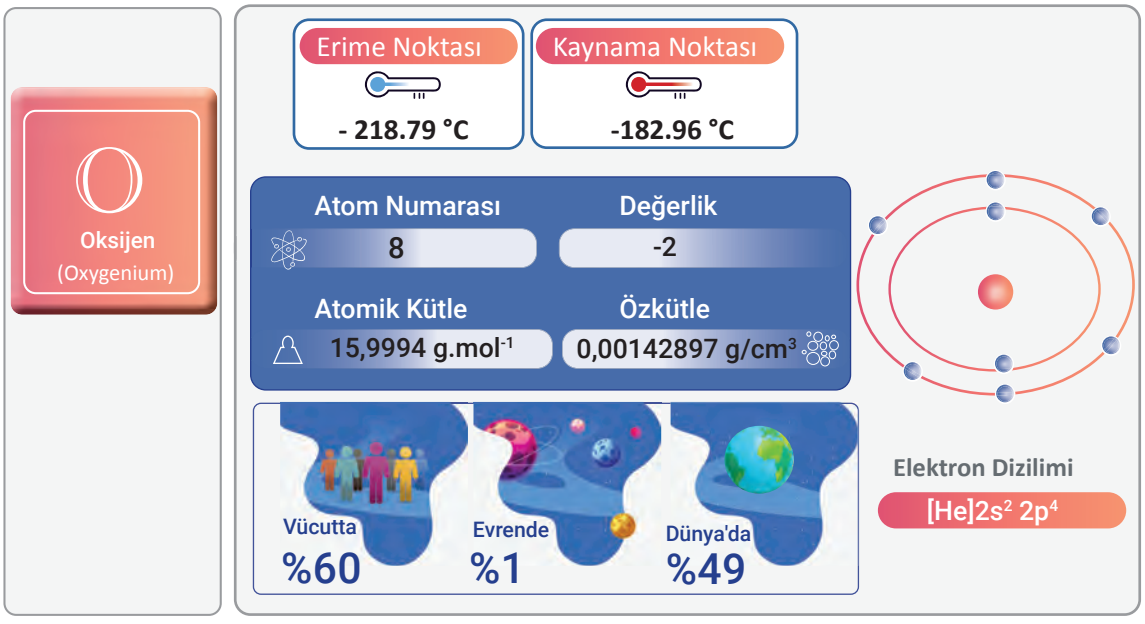


Görsel 1.7: Temsili Carl Wilhelm Scheele



Görsel 1.8: Temsili Joseph Priestley

1.2.1. Oksijenin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 8 protonu olan oksijen, periyodik cetvelin 2. periyot ve 16. grubunda yer alır.
- Oksijen, oda koşullarında renksiz ve kokusuz bir gazdır.
- Kaynama noktası 90 K (-183 °C), kritik sıcaklığı 154 K (-119 °C) olduğundan oda sıcaklığında basınçla sıvılaştırılması mümkün değildir.
- Sıvı hâli soluk mavi renktedir ve manyetik özellik gösterir.
- Suda çözünürlüğü yaklaşık 15 mg/L'dir. Suda yaşayan aerobik canlılar çözünmüş oksijeni harcar. Örneğin balıklar solungaçları yardımıyla suda çözünmüş hâlde bulunan O_2 gazını dolaşım sistemlerine alıp solunum reaksiyonlarında kullanır.
- Oksijen iyi bir yükseltgendir. Elektronegatifliği flordan sonra en büyük olan ikinci element olduğu için flor dışındaki elementleri yükseltger. Oksijenin yükseltgen olarak girdiği bu reaksiyonlar **yanma reaksiyonu** olarak adlandırılır.
- O_2 molekülü, iki oksijen atomunun apolar kovalet bağ ile bağlanması sonucu oluşur.
- O^{2-} iyonuna **oksit**, O_2^{2-} iyonuna **peroksit**, O_2^- iyonuna ise **süperoksit** denir. Sadece 1 ve 2. grup elementleri peroksit bileşiği yapabilir. Süperoksit ise K, Rb ve Cs elementleri ile oluşur. Oksijen sadece flor ile yaptığı OF_2 bileşiğinde +2 değerlik alır.
- O_2 molekülündeki O=O bağlarını kırmak için 498 kj.mol^{-1} enerjiye ihtiyaç vardır. Bu nedenle O_2 molekülü oda sıcaklığında genellikle tepkime vermez.
- Metallerin çoğu oksijen ile tepkimeye girerek oksitlerini oluşturur. Bazı geçiş metallerinin yüksek değerlik (+6, +7 vb.) aldığı oksitler ve amfoter metallerin oksitleri dışındaki metal oksitleri baziktir.

$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$

$2Fe + O_2 \rightarrow 2FeO$

$Ca + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CaO$

- Ametaller ile kovalent bağlı bileşik oluşturur. Bu oksitlerden N_2O, NO, CO ve H_2O nötr oksittir. Diğer ametal oksitleri asidik özellik gösterir.

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$

$S + O_2 \rightarrow SO_2$

1.2.2. Oksijenin Kullanım Alanları

Oksijen, sağlıktan endüstriye geniş bir alanda kullanılan elementlerdendir. Solunum desteğine ihtiyaç duyan hastaların tedavisinde basınçlı tüplerde depolanmış oksijen gazı kullanılır (Görsel 1.9). Dalgıçlar %20 oksijen içeren tüpler kullanır. Astronotlar, uzay yürüyüşü sırasında basınçlı tüp içinde oksijen gazı taşır; ayrıca kullandıkları kıyafetlerin içi, normal basınçta atmosferle yakın derişimde olan oksijen gazı ile doludur. Vücut sıvılarının buharlaşması bu sayede önlenmiş olur.



Görsel 1.9: Solunum amaçlı kullanılan oksijen tüpleri

Oksijen, asetilen kaynaklarında yükseltgen olarak kullanılır. Özellikle kaynak ve metal kesme işlerinde çok yüksek değerlere çıkabilen sıcaklıktan (asetilenin yüksek yanma entalpisi sayesinde) faydalanılmaktadır.

Metalürjide sülfürlü cevherlerin oksitlere dönüştürülmesi ve erimiş metal içinde S ve C elementlerinin oksitlere dönüştürülerek uzaklaştırılması oksijenin bir diğer kullanım alanıdır.

Endüstride en sık kullanıldığı alan çelik üretimidir. Atık suların arıtılmasında da oksijenden faydalanılır.

Canlılarda Oksijen

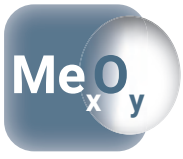
Anaerobik canlılar, oksijenli ortamda yaşayamaz ancak aerobik canlılar enerji üretimi için elementel oksijene ihtiyaç duyar.

Elementel oksijen solunum reaksiyonlarında besinlerin yakılıp enerji elde edilmesinde kullanılır. Bu enerji birçok metabolik reaksiyonun gerçekleşmesi için gereklidir.

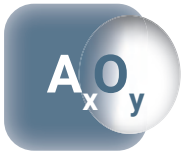
Kas ve beyin hücreleri başta olmak üzere tüm canlı hücreler enerji ile çalışır, bu nedenle dinlenme hâlinde bile oksijene ihtiyaç duyulur.

1.2.3. Oksijenin Önemli Bileşikleri

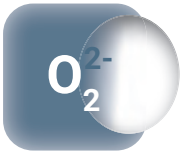
Soy gazlar dışındaki elementlerle reaksiyona girebilen oksijen hem birçok elementle ikili bileşikler yapar hem de organik bileşiklerin önemli bir kısmının yapısında bulunur.



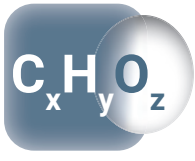
Metallerin büyük çoğunluğu hava oksijeni ile özellikle nemli havada oksit bileşikleri (Me_xO_y) oluşturur. Na_2O, MgO gibi birçok metal oksidi baziktir. Amfoter metallerin oksitleri (Al_2O_3, ZnO vb.) amfoter özellik gösterir. Bazı geçiş metallerinin yüksek değerlik aldıkları oksitler ise (CrO_3, Mn_2O_7 vb.) asidiktir.



Ametaller oksijenle çoğunlukla SO_2, N_2O_5, Cl_2O gibi asidik oksitler (A_xO_y) oluşturur. H_2O, N_2O, NO ve CO oksitleri ise nötral oksitlerdir.



Oksijenin -1 yükseltgenme basamağında olduğu peroksitler farklı kimyasal reaksiyonlarda yükseltgen veya indirgen etki gösterir. Mikrop öldürücü ve ağartıcı özelliğe de sahiplerdir.



Alkol, eter, aldehit, keton, organik asit ve esterler oksijenli organik bileşiklerdir. Çok farklı kullanım alanları mevcuttur.

Oksijenin organik ve inorganik yapılı birçok bileşiği vardır.

1.2.4. Oksijenin Elde Edilme Yöntemleri

Oksijen aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Suyun Elektrolizi İle Oksijen Eldesi

Suyun iletkenliği H_2SO_4 ile sağlandıktan sonra suya doğrudan elektrik akımı verilerek O_2 molekülleri elde edilir.

$$H_2O \rightarrow H_2 + \frac{1}{2}O_2$$

2. Havanın Sıvılaştırılıp Damıtılması İle Oksijen Eldesi

Kriyojenik yöntemle -200 °C'ye kadar soğutularak sıvılaştırılan havanın ayrımsal damıtma ile ayrıştırılması sonucunda azot ve oksijen ayrı ayrı elde edilir.

3. Bazı Metal Oksitlerin Isıtılması İle Oksijen Eldesi

Bazı metal oksitleri kararsızdır ve yüksek sıcaklıkta kolayca bozunur. Bu tepkimelerin sonunda oksijen gazı elde edilir.

$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$

$3MnO_2 \rightarrow Mn_3O_4 + O_2$

4. Klorat (ClO_3^-) ve Perkloratların (ClO_4^-) Isıtılması İle Oksijen Eldesi

$KClO_3$, $KClO_4$ gibi bileşikler ısı ile kolayca ayrışarak klorür tuzu ve oksijen gazı açığa çıkarır.

$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

$KClO_4 \rightarrow KCl + 2O_2$

2. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Oksijen Gazı Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: $KClO_3$ katısını ısı ile ayrıştırarak oksijen gazı elde etmek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Tahta maşa
- Spatül
- İspirto ocağı

Kimyasal madde:
- Katı $KClO_3$

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Deney tüpüne spatülün ucu ile bir miktar $KClO_3$ katısı koyunuz.
3. Tahta maşa ile tuttuğunuz deney tüpünü ispirto ocağı yardımı ile ısıtınız.
4. Sıçrama olmaması için tüpü alevin üzerinde sürekli hareket ettiriniz.
5. Gerçekleşen reaksiyonu gözlemleyiniz.
6. Deney sırasında oluşan katı ve sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Deney tüpünde gözlemlediğiniz değişimi tepkime denklemiyle açıklayınız.

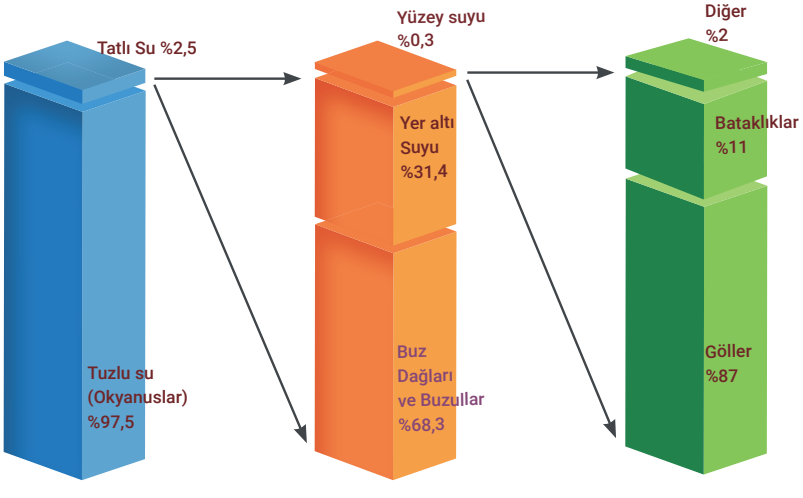


1.3. SU (H_2O)



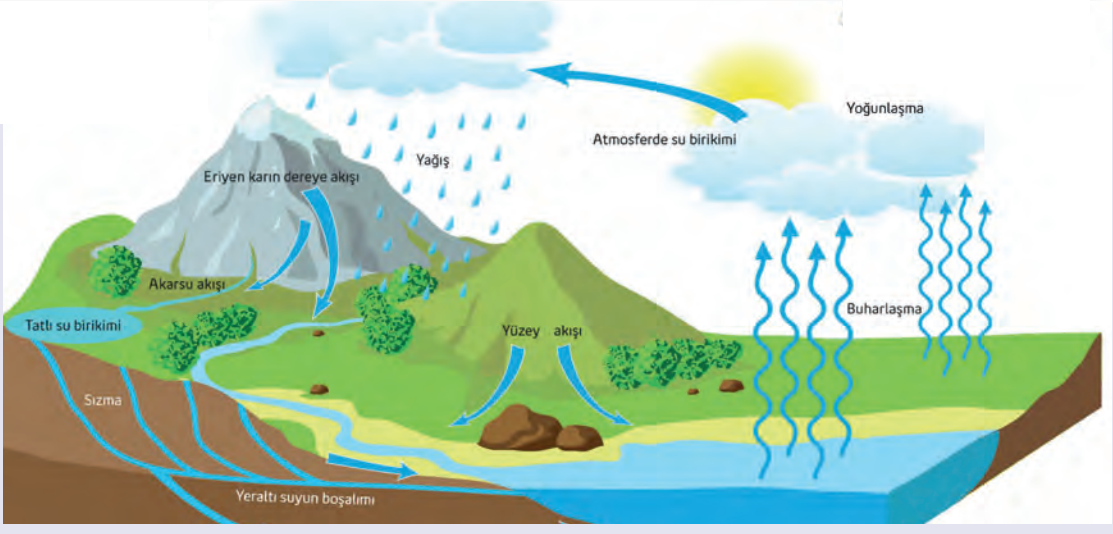
Görsel 1.10: Suyun formülü

Canlılık için en önemli bileşiklerden biri olan su, moleküler yapılıdır (Görsel 1.10). Tüm canlı hayatın devamlılığı için vazgeçilmezdir. Dünya'nın yüzeyinin yaklaşık %80'i, yetişkin bir insan vücudunun %60-%70'i sudan oluşur. Dünya'daki suyun % 97'si tuzlu, % 3'ü tatlı sudur ancak bu tatlı suyun çok büyük bir kısmı buzullarda yer alır (Şekil 1.4). Ulaşılabilir tatlı suyun dünyadaki toplam suya oranı oldukça düşüktür. Tatlı su kaynakları, hem içme suyu olarak hem de tarım ve endüstride önemli miktarda kullanılır. Göller, akarsular, yer altı suları ve buzullar tatlı su kaynaklarıdır. Her geçen gün nüfusun ve endüstriyel kirlenmenin artması ile tatlı su kaynakları hızla tükenmektedir. Alınacak basit önlemler ile su tüketimini azaltmak ve su kirliliğini önlemek mümkündür.



Şekil 1.4: Dünya'daki suyun dağılımı

Dünya'daki su, sürekli bir döngü hâlindedir. Yer yüzeyinden güneşin, rüzgarın ve akıntıların etkisi ile buharlaşan su, atmosferin ilk tabakası olan troposferde birkaç km yükseğe kadar çıkar. Burada sıcaklık farkından dolayı yoğunlaşarak yeryüzüne yağış (yağmur, kar, dolu vb.) olarak döner. Topraktaki suyun bir kısmı bitkiler tarafından emilir ve terleme yolu ile geri salınır, bir kısmı yer altı sularına bir kısmı göllere ve akarsulara karışır. Su, bu döngü sayesinde doğal arıtıma tabi olmuş olur (Şekil 1.5).



Şekil 1.5: Su döngüsü

DÜNDEN BUGÜNE

Su kelimesi eski Türkçede **sub** ve **suv** sözcüklerine dayanmaktadır. Orhun Kitabeleri'nde de geçen suv kelimesinin kökü Çinceye kadar gitmektedir.

IUPAC sistematiğinde su, **dihidrojen monoksit** veya **oksidan** olarak adlandırılır.



Görsel 1.11: Su altında yaşam

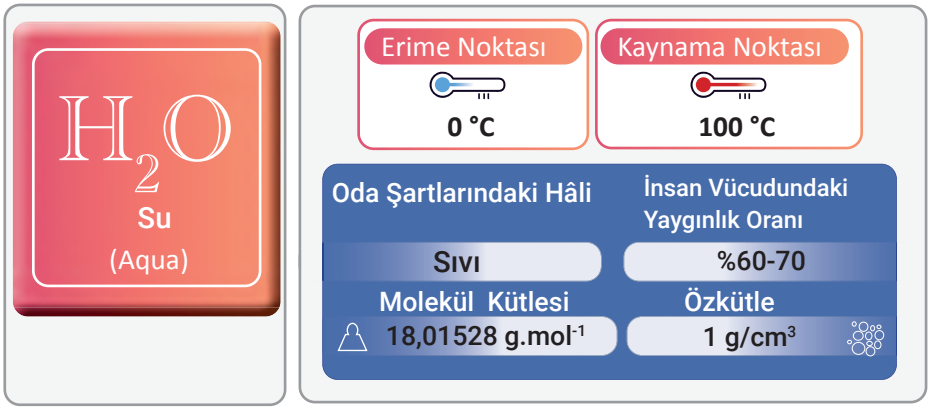
Su birçok madde için iyi bir çözücüdür ve birçok kimyasal reaksiyon için uygun ortam oluşturur. Bu nedenle bilim insanları canlılığın suda oluştuğunu düşünmektedir (Görsel 1.11). Dünya dışı yaşam ile ilgili yapılan araştırmalarda öncelikle gezegende sıvı hâlde su bulunup bulunmadığına bakılmaktadır.

BİLGİ

7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

Suyun içerisinde çözünmüş Mg^{2+} ve Ca^{2+} iyonlarının varlığı suda sertliğe neden olur. İki çeşit su sertliği vardır. Kaynatma ile giderilen sertliğe **geçici sertlik**, kimyasal yöntemlerle giderilen sertliğe ise **kalıcı sertlik** denir. Sert sularda kireç oluşumu gözlenir.

1.3.1. Suyun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- Su, oda sıcaklığında tatsız, kokusuz bir sıvıdır. Renksiz olsa da kızıl dalga boylarındaki ışığı çok az absorbladığı için hafif mavi renkli görünür.
- Su molekülleri kendi aralarında hidrojen bağı yapar. Bu nedenle 16. grup elementlerinin hidrojenli bileşikleri arasında en yüksek erime ve kaynama noktasına sahiptir.
- Suyun +4 °C'de özkütlesi 1 $g.cm^{-3}$ tür. Bu sıcaklığın altında ve üzerinde özkütlesi azalır. Bu nedenle denizlerin ve okyanusların derin bölgelerinde suyun sıcaklığı + 4 °C'dir. Ayrıca katı hâlinin özkütlesi sıvı hâlinden daha küçüktür. Bu durum suyu çok özel bir sıvı hâline getirir. Diğer maddeler (Bi ve Sb elementleri hariç) dipten donmaya başlarken su yüzeyden donmaya başlar. Suyun yüzeyden donarak buz tabakası oluşturması, su altındaki canlıların soğuktan olumsuz etkilenmesini önler.
- Su, Bi ve Sb dışında tüm maddelerin üzerine basınç uygulandığı zaman erime noktaları yükselir. Bu maddelerin erime noktaları ise basınç arttıkça azalır. Buz üzerine basıldığı zaman ayağın altındaki bir tabaka buz eriyerek sıvı hâle geçer. Bu da sürtünme kuvvetini azaltarak buz üzerinde kaymaya sebep olur. Özellikle kuzey bölgelerinde yaşayan insanlar (İskandinavlar, Sibirya yerlileri ve Kuzey Amerika'da İnüitler) yaptıkları kızakları hayvanlara bağlayarak uzun mesafelere yük taşınmasını kolaylaştırmışlardır.
- Buzullar, üzerlerine düşen ışığı beyaz renkleri sayesinde büyük oranda yansıtmaktadır. Bu durum yerin ısınmasını kontrol eder. Küresel ısınma sonucu buzullar eridikçe Dünya üzerindeki bu yansıtıcı beyaz yüzey azalmaktadır. Okyanuslar ve denizler, ışığı buzullardan daha fazla soğurur, bu nedenle buzullar eridikçe Dünya'ya ulaşan ışığın yansıması da azalır. Bu durum küresel ısınmayı artırmaktadır.
- Hidrojen gazının oksijen ile reaksiyonu sonucu oluşur.

$$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$$

- 25 °C sıcaklıkta 1 L suda 10^{-7} mol H^+ verecek şekilde iyonlaşır. Bu nedenle saf suyun bu sıcaklıkta pH değeri 7'dir. İçilebilir sular, içeriğinde bulunan minerallerden dolayı pH 6,5-8,5 arasında değerlere sahip olabilir.

- Oksijen atomunun üzerinde bulunan ortaklanmamış elektron çiftlerinin O-H bağ elektronlarını itmesi ile su molekülü 104,5 derecelik açıya sahip olur (Şekil 1.6).



Şekil 1.6: Suyun molekül modeli

- Su çok az iyonlaşır (Suyun otoprotolizi). Bu nedenle saf su kovalent bağlı olmasına rağmen çok zayıf iletken özellik gösterir.

$$2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

- Amfoter özellik gösteren bir bileşiktir.

$$\underset{\text{Baz}}{HCl} + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$NH_3 + \underset{\text{Asit}}{H_2O} \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Bu özelliği ile havadan CO_2 gibi asidik oksitleri, kayaçlardan da CaO, MgO gibi bazik oksitleri çözer. Çözünmüş CaO ve CO_2 birleşerek kireç taşı hâlinde çöker. Mağaralardaki sarkıt ve dikitler, Pamukkale gibi yerlerdeki travertenler bu oluşumun örnekleridir.

- Yanıcı veya yakıcı bir madde değildir. Yakıtın üzerini örterek hava ile temasını kestiği için yangın söndürücü olarak kullanılır ancak sudan hafif olan yağ ve petrol yangınlarında söndürme için kullanılamaz. Ayrıca öz ısısı ve buharlaşma ısısı çok yüksek bir madde olduğundan yangın bölgelerinde soğutma yapmak için de kullanılır. Bu sayede yangının tekrar başlaması önlenmiş olur.

- Alkali metaller ve toprak alkali metaller su ile baz çözeltisi ve H_2 gazı oluşturur. Bu tepkime alkali metaller ile patlama şeklinde olurken Ca, Sr, Ba elementleri ile şiddetli bir gaz çıkışı eşliğinde gerçekleşir.

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

1.3.2. Suyun Kullanım Alanları

Su oldukça iyi bir çözücü olduğu için endüstride ve laboratuvarlarda çeşitli çalışmalarda kullanılır. Günlük hayatta ise kişisel bakım ve ev temizliğinde (Görsel 1.12) suyun çözücü özelliğinden yararlanılır. Öz ısısı yüksek olan sudan (1 kg suyun 1 °C ısınması için 4,18 kj ısı gerekir.) endüstride, laboratuvarda, enerji santrallerinde (soğutucu olarak), yangın söndürme ve soğutma işlemlerinde faydalanılmaktadır.


Görsel 1.12: Suyun temizlik amaçlı kullanımı

Hidroelektrik santrallerde set arkasında biriken suyun potansiyel enerjisi elektrik enerjisine dönüştürülür. Jeotermal santrallerde yer altında ısınan, termik ve nükleer santrallerde ise gerçekleşen reaksiyonlarda açığa çıkan ısıyla ısınan suyun kinetik enerjisi elektrik enerjisine dönüştürülür.



Görsel 1.13: Bitkilerin yetiştirilmesinde su kullanımı

Endüstride, demir çelik sanayisinde, kâğıt üretiminde, tekstil ürünlerinde, gıda sektöründe şebeke sularından yararlanılır.

Suyun önemli bir kullanım alanı da tarımdır. Bitkilerin yetişmesi için düzenli sulama gerekir (Görsel 1.13). 2020 yılı DSİ verilerine göre Türkiye'de yıllık tarımsal sulamada yaklaşık 44 milyar m^3; içme, kullanma ve sanayi alanında yaklaşık 13 milyar m^3 su harcanmaktadır.

Canlılarda Su

Canlılık için en önemli bileşen sudur. Tüm canlı hücrelerinin büyük kısmı sudan oluşur ve metabolik reaksiyonların tamamı su içinde gerçekleşir. Bu nedenle tüm canlılar sıvı hâlde suya ihtiyaç duyar. Aşırı su kaybı tüm canlılar için ölümcüldür. Mevsimsel grip gibi birçok hafif hastalığın tedavi sürecinde bol su tüketilmesi gerekir.

Su kaybının fazla olması kandaki minerallerin çökmesi ile böbrek taşı oluşumuna neden olur. Bununla birlikte suyun aşırı tüketimi de büyük risk oluşturur. Aşırı su alımı durumunda hücre içi elektrolit derişiminin düşmesi bitki ve hayvanlar için ölümcül olabilir.

1.3.3. Suyun Elde Edilme Yöntemleri

Kullanılabilir sular aşağıda verilen yöntemlerle elde edilebilir.

1. **Göl ve Baraj Sularının Arıtılmasıyla Su Eldesi**

   Doğada var olan su, işlemlerden geçirilerek içilebilir su veya şehir şebeke suyu hâline getirilir. Bu işlemler havalandırma, ozonlama, kimyasal madde eklenmesi, çöktürme, filtreleme ve klorlamadır.

2. **Atık Suların Arıtılmasıyla Su Eldesi**

   Mekanik Yöntemle Atık Su Arıtımı: Atık sular ızgara, yağ sıyırıcı palet vb. düzeneklerden geçirilir, iri maddeler ve yağlar sudan uzaklaştırılır.

   Kimyasal Yöntemle Atık Su Arıtımı: Suda çözünmüş hâlde bulunan kirleticiler çeşitli kimyasal maddelerle çöktürülerek sudan uzaklaştırılır

   Biyolojik Yöntemle Atık Su Arıtımı: Aerobik ve anaerobik mikroorganizmalar kullanılarak suda biyolojik olarak parçalanabilen kirlilikler uzaklaştırılır.

3. **Ters (Reverse) Ozmos İle Su Eldesi**

   Genellikle endüstriyel atık suların arıtılmasında kullanılan, su içinde çözünmüş organik ve anorganik maddelerin basınç yardımıyla membranlardan geçirilerek uzaklaştırılması ya da geri kazanılması esasına dayanan bir arıtma yöntemidir. Evlerde kullanılan su arıtım cihazlarının birçoğu da ters ozmos prensibiyle çalışmaktadır. Deniz suyundan ters ozmos yoluyla içme suyu elde edilebilir.

3. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Hidrojen ve Oksijen Gazlarının Eldesi

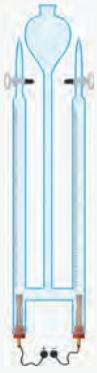


Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız. Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Suyun elektrolizi ile H_2 ve O_2 gazlarını elde etmek.

Araç gereç:
- Hoffman elektroliz cihazı

Kimyasal madde:
- H_2O
- Derişik H_2SO_4 çözeltisi



İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Hoffman cihazını uygun şekilde kurunuz ve su ile doldurunuz.
3. Suyun içine bir miktar H_2SO_4 çözeltisi ekleyiniz.
4. Cihazı çalıştırınız.
5. Deney sırasında oluşan katı ve sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **Deneyde gerçekleşen reaksiyonu yazınız.**

2. **Suyun içine H_2SO_4 çözeltisinin eklenmesinin nedenini açıklayınız.**

3. **Hoffman cihazının kollarında açığa çıkan gazların hangisinin O_2, hangisinin H_2 olduğunu tespit ediniz.**



1.4. HİDROJEN PEROKSİT (H_2O_2)



Şekil 1.7: H_2O_2 molekül modeli

Peroksit, iki oksijen atomunun kovalent bağ ile birleştiği ve -2 yük aldığı iyondur. O_2^{2-} şeklinde gösterilir. Peroksit iyonu ile kovalent bağlarla iki hidrojen atomunun birleşmesi sonucu H_2O_2 molekülü oluşur (Şekil 1.7). Sudan daha yüksek viskoziteye sahiptir.

Biyosferde eser miktarda yağmur ve kar suyunda doğal hâlde bulunmaktadır. Soluduğumuz oksijen, bazen vücutta bulunan serbest radikaller ile tepkimeye girerek toksik maddeler oluşturur. Hidrojen peroksit de bu maddelerden biridir.

Kararsız bir bileşik olan hidrojen peroksit kolayca bozunur. Biyolojik veya inorganik katalizörler eşliğinde bu bozunma olayı çok daha hızlı gerçekleşir.

BİLGİ 7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

H_2O_2 bileşiğinin %30'luk çözeltisine **perhidrol**, %3'lük çözeltisine ise **oksijenli su** denir. Oksijenli su; sağlık sektöründe yüzeysel yaraların temizliğinde (Görsel 1.14), kağıt endüstrisinde ağartıcı olarak kullanılmaktadır.



Görsel 1.14: Hidrojen peroksitin yara temizliğinde kullanılması

DÜNDEN BUGÜNE

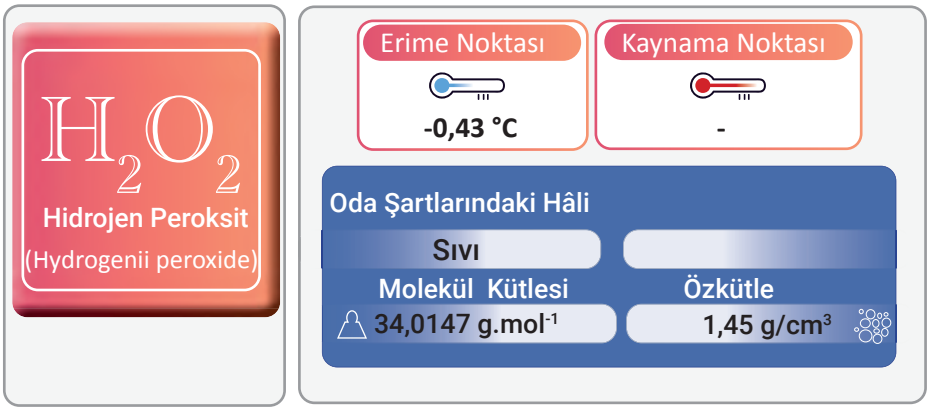
19. yy'da Louis Jacques Thenard (Lui Jak Tenar, Görsel 1.1) tarafından keşfedilen H_2O_2, çeşitli alanlarda kullanılmaktadır. Uzun yıllar ithal edilen H_2O_2 , ülkemizde 2001 yılında Bandırma tesislerinde üretilmeye başlamıştır.

Kaliforniya Teknoloji Enstitüsünden Mike Brown (Mayk Bıravn) ekibiyle birlikte Keck (Kek) II Teleskopu ile Eylül 2011'de dört gece boyunca Jüpiter'in uydusu olan Europa'dan gelen yakın kızılötesi ışığı inceleyerek bu gök cisminin yüzeyinde bol miktarda H_2O_2 bulunduğunu keşfetmiştir.



Görsel 1.15: Louis Jacques Thenard

1.4.1. Hidrojen Peroksidin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



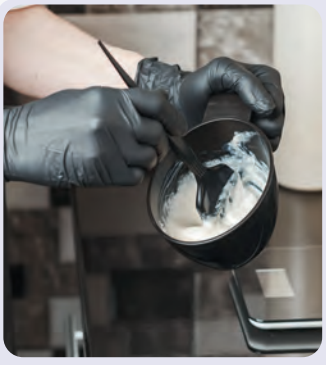
- Oda koşullarında hafif açık mavi renkte, kokusuz bir sıvıdır.
- Saf hâlde özkütlesi 1,45 $g.mL^{-1}$ dir. Normal basınçta erime noktası -0,43 °C'dir. 150 °C sıcaklıkta bozunduğundan kaynama noktası yoktur.
- Sudan daha yüksek viskoziteye sahiptir. Suda ve alkolde çözünür.
- Ticari olarak saf hâlde değil %50 veya %30'luk sulu çözeltileri hâlinde bulunur.
- Çok zayıf asidik bir maddedir. Aşındırıcıdır. Derişik çözeltisinin cilde temasından kaçınılmalıdır ancak %3'lük çözeltisi yaraların temizlenmesinde kullanılmaktadır.
- Isıtıldığında su ve oksijen gazı oluşturmak üzere ayrışır.

$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + \frac{1}{2}O_2$$

- Yükseltgen ve indirgen özellik gösterir. Yükseltgen özelliği sayesinde ağartıcı olarak kullanılır.

$$H_2O_2 + 2KI \rightarrow 2KOH + I_2$$
$$H_2O_2 + NaClO \rightarrow NaCl + O_2 + H_2O$$
$$5H_2O_2 + 2MnO_4^- + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5O_2 + 8H_2O$$

1.4.2. Hidrojen Peroksidin Kullanım Alanları



Görsel 1.16: H_2O_2 nin oksidasyon sıvısı olarak kullanımı

Hidrojen peroksit hem indirgen hem yükseltgen özellik gösterebilmektedir. Bu özelliği ile laboratuvarda farklı sentez ve analizlerde kullanılır. Yükseltgen özelliği sayesinde tekstil, kâğıt ve boya sanayisinde ağartıcı olarak, yüzme havuzlarının temizliğinde, antiseptik olarak yaraların temizlenmesinde, gıdalarda mikroorganizma üremesinin önlenmesinde ve oksidasyon sıvısı olarak saç boyama işlemlerinde kullanılmaktadır (Görsel 1.16).

Zararlı mikroorganizmaların temel yapılarını parçaladığı için çeşitli alanlarda mikrop öldürücü olarak kullanılan hidrojen peroksit el dezenfektanlarının içerisinde de bir miktar bulunur.

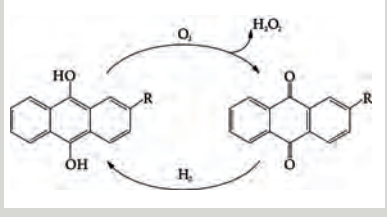
Canlılarda Hidrojen Peroksit

Hidrojen peroksit biyokimyasal süreçlerde kısa ömürlü bir yan ürün olarak oluşur. Bu bileşik, canlılar için toksiktir. Bu nedenle hemen parçalanması gerekir. Karaciğerde sentezlenen katalaz enzimi kısa sürede hidrojen peroksiti su ve oksijen oluşturmak üzere parçalar.

1.4.3. Hidrojen Peroksidin Elde Edilme Yöntemleri

Hidrojen peroksit aşağıda verilen yöntemlerle elde edilebilir.

1. 2-etilantrakinol Bileşiğinin Oksidasyonu Sonucu (antrakinon prosesi) İle Hidrojen Peroksit Eldesi



Şekil 1.8: Antrakinon döngüsü

2-etilantrakinonun katalitik hidrojenlenmesi (indirgenme) ile görece kararsız bir bileşik olan 2-etilantrakinol oluşur. Bu bileşik oksijen varlığında kendiliğinden yükseltgenerek tekrar 2-etilantrakinon oluşturur. Reaksiyonda yan ürün olarak hidrojen peroksit açığa çıkar. Günümüzde H_2O_2 üretimi neredeyse tamamen bu yöntemle yapılmaktadır (Şekil 1.8).

2. Sülfürik Asit Çözeltisinden Hidrojen Peroksit Eldesi

Sülfürik asitin yükseltgenmesi ile persülfat asidi çözeltisi oluşur. Çözeltinin vakumlu destilasyonu sırasında persülfat asidinin indirgenmesi ile hidrojen peroksit elde edilir.

$$2H_2SO_4 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2S_2O_8 + H_2O$$

$$H_2S_2O_8 + 2H_2O \rightarrow 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

4. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Hidrojen Peroksidin Kimyasal Özellikleri

Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız. Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: H_2O_2 in indirgen ve yükseltgen etkisini incelemek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Spatül
- Pipet
- Pastör pipeti
- Beher
- Baget

Kimyasal madde:
- $KMnO_4$ çözeltisi
- H_2O_2 çözeltisi
- KI çözeltisi
- Nişasta

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Deney tüpü içine pipet yardımı ile bir miktar $KMnO_4$ çözeltisi alınız.
3. Üzerine pastör pipeti yardımı ile yavaş yavaş H_2O_2 çözeltisi ilave ediniz.
4. Gerçekleşen reaksiyonu gözlemleyiniz.
5. Başka bir deney tüpüne pipet yardımıyla bir miktar KI çözeltisi alınız.
6. Üzerine pastör pipeti yardımıyla birkaç damla H_2O_2 çözeltisi damlatınız.
7. Temiz bir behere bir miktar su alarak ısıtıcıda ısıtınız.
8. Isınan suya nişasta ilave ederek çözelti hazırlayınız.
9. Altıncı işlem basamağında elde ettiğiniz deney tüpünün üzerine taze hazırlanmış nişasta çözeltisinden ekleyiniz.
10. Açığa çıkan iyodun nişasta ile oluşturduğu kompleksin rengini gözlemleyiniz.
11. Deney sırasında oluşan katı ve sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

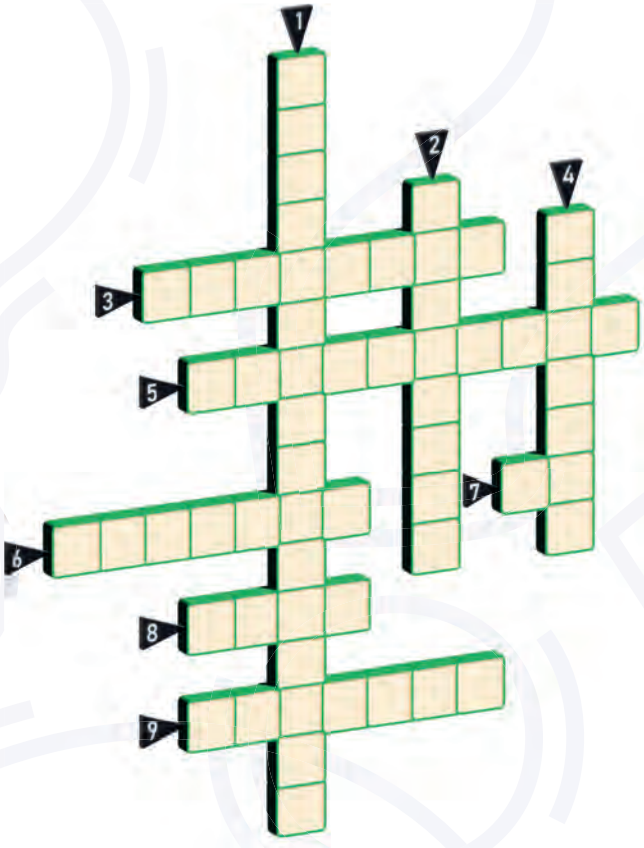
Değerlendirme

1. **Dördüncü ve onuncu işlem basamaklarında gerçekleşen renk değişimlerinin sebebini tepkime denklemlerini yazarak açıklayınız.**

2. **Hidrojen peroksidin indirgen ve yükseltgen olduğu tepkimelerin denklemlerini yazınız.**

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

3. Oksijen molekülünün -2 değerlikli hâline verilen ad.
5. Elektrik enerjisi kullanarak bileşikleri ayırma yöntemi.
6. Asitler karşısında baz, bazlar karşısında asit gibi davranan maddelere verilen ad.
7. Canlılığın devamı için gerekli olan hidrojen ve oksijenden oluşmuş bileşik.
8. Oksijen elementinin allotropu.
9. Atmosferin %21'ini oluşturan element.

Yukarıdan Aşağıya

1. Oksidasyon sıvısı olarak saç boyalarında kullanılan bileşik.
2. Evrende ilk oluşan element.
4. İki nötronu bulunan hidrojen izotopu.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1 **Hidrojen elementi ile ilgili,**

I. Oda koşullarına 2 atomlu gaz hâlde bulunur.

II. Kovalent bileşiklerinde +1 yükseltgenme basamağındadır.

III. Metallerle oluşturduğu bileşikler hidrür olarak adlandırılır.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) I ve II

C) I ve III D) II ve III

E) I, II ve III

2 **Aşağıda verilen oksijenli bileşiklerin hangisinin sınıflandırılması yanlış yapılmıştır?**

A) Na_2O : Bazik oksit

B) NO : Nötr oksit

C) H_2O_2 : Peroksit

D) F_2O : Asidik oksit

E) KO_2 : Süperoksit

3 **Oksijen elementi için aşağıda verilenlerden hangisi yanlıştır?**

A) Yer kabuğunda en bol bulunan elementtir.

B) Birçok bileşiğinde +2 değerlik alır.

C) Oksijen ve ozon şeklinde iki allotropu bulunur.

D) En yaygın izotopu ^{16}O izotopudur.

E) Ametallerle çoğunlukla asidik oksitler oluşturur.

4 **Elementel oksijen elde etmek için,**

I. havanın sıvılaştırılıp damıtılması,

II. metallerin asitlerle tepkimesi,

III. erimiş metal tuzlarının elektrolizi

işlemlerinden hangileri yapılabilir?

A) Yalnız I B) Yalnız II

C) I ve III D) II ve III

E) I, II ve III

5 **Evrende en bol bulunan element aşağıdakilerden hangisidir?**

A) Berilyum B) Helyum

C) Hidrojen D) Karbon

E) Oksijen

6 Astrobiyologlar, Jüpiter'in uydusu olan Europa'da yüzeydeki kalın buz tabakasının altında tespit edilen sıvı hâldeki suyun bu uyduda yaşamın var olmasını mümkün kıldığını öne sürmektedir. Mars gezegeninde yaşamın var olup olmadığını tespit etmek isteyen bilim insanları yine öncelikle sıvı hâlde su aramaktadır. Güneş sistemi dışında keşfedilen ötegezegenlerde de sıvı hâlde su varlığının tespit edilmesi, o ötegezegende yaşamın var olabilmesini mümkün kılmaktadır.

Suyun bilinen anlamda yaşamla ilişkisi

I. birçok madde için iyi bir çözücü olması,

II. organik ve inorganik reaksiyonlar için uygun ortam oluşturması,

III. alkali ve toprak alkali metaller ile H_2 gazı oluşturarak tepkime vermesi

özelliklerinden hangileri ile ilgilidir?

A) Yalnız I B) Yalnız III

C) I ve II D) I ve III

E) II ve III

7 I. Tarımda sulama

II. Yangın söndürme ve soğutma

III. Temizlik

Yukarıda verilen suyun kullanım alanlarından hangileri öz ısısının yüksek olması ile ilglidir?

A) Yalnız I B) Yalnız II

C) Yalnız III D) I ve III

E) I, II ve III

2. ÖĞRENME BİRİMİ

1. GRUP (IA GRUBU) ELEMENTLERİ

KONULAR

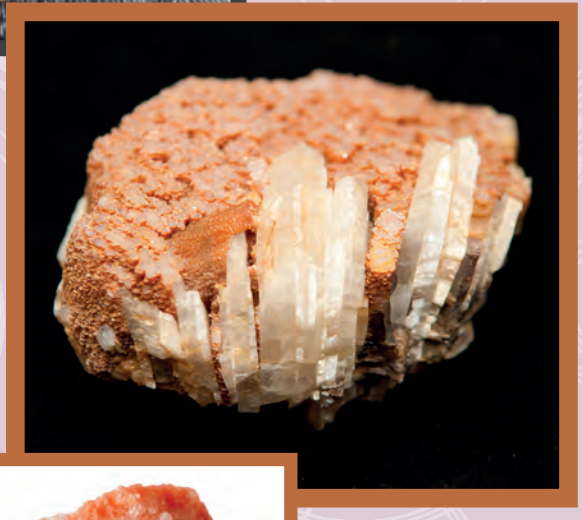
- 2.1. SODYUM (Na)
- 2.2. POTASYUM (K)

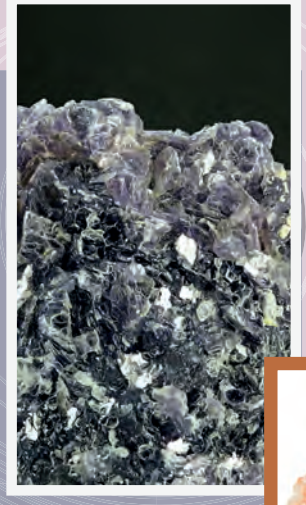
Bu öğrenme biriminde 1. grup elementlerinden alkali metallerin genel grup özellikleri, sodyum ve potasyum elementlerinin fiziksel-kimyasal özellikleri, kullanım alanları, elementel hâlde elde edilme yöntemleri, element iyonlarının insan sağlığı açısından önemi ve bunlarla günlük hayatta ne kadar sık karşılaşıldığı üzerinde durulacaktır.













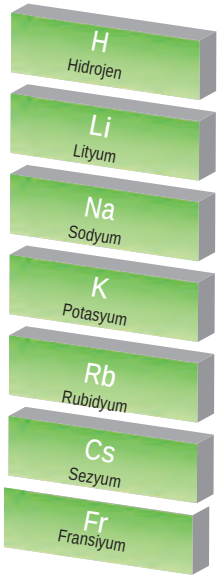






2. 1. GRUP (IA GRUBU) ELEMENTLERİ

H (hidrojen), Li (lityum), Na (sodyum), K (potasyum), Rb (rubidyum), Cs (sezyum) ve Fr (fransiyum) elementleri periyodik cetvelin 1. grubunda (IA grubu) yer almaktadır. Bu elementlerden hidrojen ametal diğerleri ise metaldir. 1. grupta yer alan metaller **alkali metaller** olarak adlandırılır. **Baz, bazik** anlamlarına gelen **alkali** kelimesi Türkçeye Fransızcadan girmiştir. Kökeni Arapça **kül, yaktı, kızarttı** anlamlarına gelir. Odun külü, çoğunlukla yanma sonrası geride kalan metal oksitlerinden oluşan bazik bir maddedir. Alkali metallerin hidroksitleri kuvvetli bazdır.



1. Grup Elementlerinin Özellikleri

- 1. grup metalleri son enerji seviyelerinde bulunan 1 elektronunu kolaylıkla vererek +1 yüklü iyon hâline geçer. Bulundukları periyotta atom yarı çapı en büyük elementlerdir.
- Grupta yukarıdan aşağı inildikçe atom numarası, atom yarı çapı, metalik aktiflik artarken son enerji seviyesinde bulunan elektronlar çekirdekten uzaklaştığı için iyonlaşma enerjisi azalır.
- Atom çapı, aynı periyotta bulunan elementlerden daha büyüktür ve son enerji seviyesinde 1 elektron bulundurur. Bundan dolayı diğer metallere göre daha yumuşaktır, erime noktaları ve öz kütleleri de daha düşüktür. Li, Na ve K elementlerinin özkütlesi sudan küçüktür. Cs ise erime noktası 28 °C olduğu için sıcak havalarda sıvı hâlde bulunur. Kolaylıkla kesilebilirler ve yeni kesilmiş yüzeyleri parlaktır.
- Alkali metallerin oluşturduğu tuzlar diğer metallerin tuzlarına göre suda çok daha iyi çözünür.
- Kaynama noktalarının üzerinde kısmen, kovalent bağlı diatomik moleküller (Li_2, Na_2, K_2) hâlinde bulunur.
- Alkali metallerin karakteristik alev renkleri vardır.
- Alkali metaller çok aktif oldukları için doğada serbest hâlde bulunmaz. Havanın oksijeni ile kolayca etkileşerek bileşik oluşturur. Bu nedenle inert atmosferde veya petrol türevleri içinde muhafaza edilir. Grup elementlerinden havadan en az etkilenen Li metalidir.
- Alkali metaller su ile kolayca tepkimeye girerek H_2 gazı açığa çıkarır. Tepkime esnasında açığa çıkan H_2 gazı yanar. Su ile temasında suya doğru çok küçük iğnemsi çıkıntılar oluşturarak temas yüzeyini yüzlerce katına çıkarır. Bu durum tepkimenin gittikçe hızlanmasına ve patlamaya sebep olur.
- Lityum yükseltgenme potansiyeli en büyük olan elementtir. Günümüzde cep telefonları ve dizüstü bilgisayarlarının pilleri ile elektrikli araçların bataryalarının yapımında kullanılmaktadır.



2.1. SODYUM (Na)

Yüksek reaktif özelliğinden dolayı doğada elementel hâlde bulunamayan sodyum, yer kabuğunun kütlece %2,27'sini oluşturur. Doğada daima bileşikleri hâlindedir. Özellikle deniz suyunda içerdiği NaCl'den dolayı yaklaşık %1,2 oranında sodyum bulunur. Kurumuş deniz yataklarından arta kalan NaCl bileşiği yer üstünde ve yer altında kaya tuzu yataklarını meydana getirir. Kaya tuzu yataklarının içinde bir miktar **Şili güherçilesi** denilen $NaNO_3$ tuzu da mevcuttur. Sodyum yer kabuğunda en bol bulunan altıncı elementtir. Doğada NaCl dışında en sık rastlanan mineralleri albit ($NaAlSi_3O_8$,Görsel 2.1) ve oligoklastır ($NaAlSi_3O_8$-$CaAl_2Si_2O_8$).



Görsel 2.1: Albit minerali

Bilinen 13 izotopu vardır bunlardan ^{22}Na ve ^{24}Na izotopları radyoaktif özellik gösterir.

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Sinir sisteminde bulunan hücrelere **nöron** denilmektedir. Nöronların içinde K^+ iyonları, dışında Na^+ iyonları daha fazladır. Nöronların zarlarının Na^+ ve K^+ iyonlarına karşı geçirgenlikleri farklıdır. Na^+ iyonları hücre içine zor girerken K^+ iyonları hücre dışına kolayca geçer. Bu nedenle hücre içi negatif, hücre dışı pozitif yüklüdür. Hücre zarında bir elektriksel potansiyel fark oluşur. Sinir iletimi bu potansiyel fark sayesinde gerçekleşir ancak bu farkın korunması gerekir. Hücre zarında sodyum-potasyum pompası denilen bir mekanizma ile bu fark sürekli korunmaktadır.

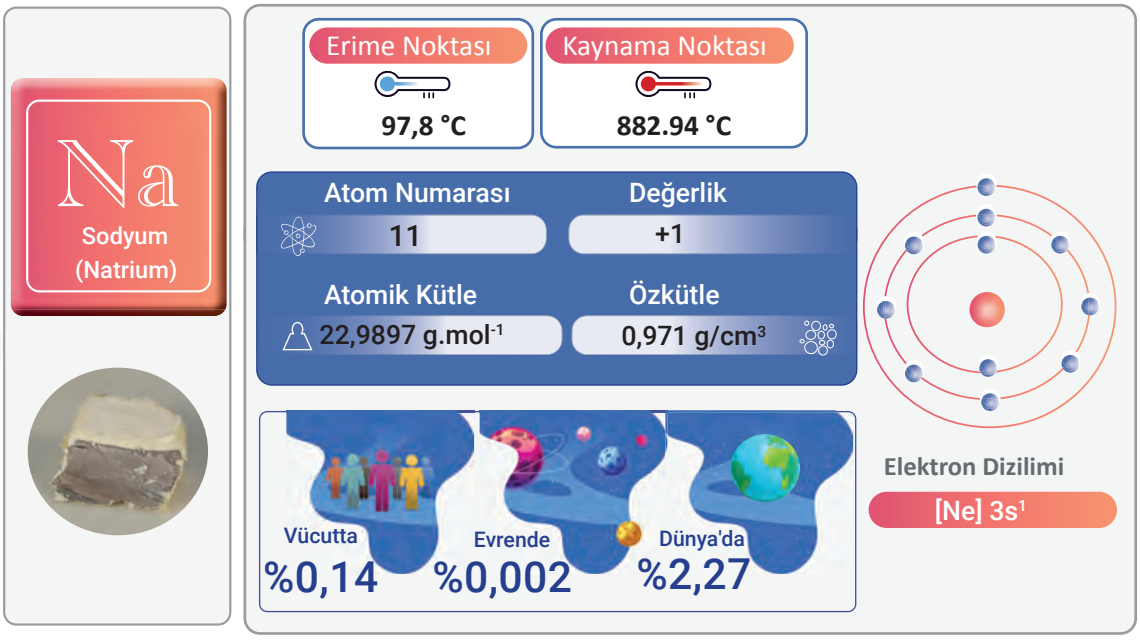
DÜNDEN BUGÜNE

Uzun süre bileşikleri hâlinde kullanılan sodyum, 1807 yılında Humphry Davy (Hamfiri Deyvi , Görsel 2.2) tarafından eritilmiş sud kostik (NaOH) bileşiğinin elektrolizi sonucu elementel hâlde elde edilmiştir. Mısırlıların **natron** dediği hidratlı sodyum karbonattan dolayı, Latincede **natrium** olarak adlandırılır. Na sembolü buradan gelmektedir. Geç Latincede soda sözcüğünden türetilerek **sodium** adını almıştır.



Görsel 2.2: Humphry Davy

2.1.1. Sodyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri





Görsel 2.3: Sodyum metali

- Sodyum, periyodik cetvelin 3. periyot 1. grubunda bulunan bir metaldir.
- 11 protona sahiptir ve oda koşullarında katı, metalik gri renkte bıçakla kesilebilecek kadar yumuşaktır (Görsel 2.3).
- Yeni kesilmiş yüzeyi parlak olup zamanla havanın oksijeni ile tepkimeye girer ve Na_2O_2 bileşiğini oluşturarak matlaşır. Sodyum metali, bu tepkimeden korunmak için gaz yağı, petrol eteri gibi hava ile teması kesecek inert ortam içinde saklanır.
- Diğer metallerin (K, Sn, Sb, Pb vb.) içinde çözünerek alaşım oluşturur. Cıva ile alaşım yaparak amalgamı meydana getirir.

- Elektriği ve ısıyı iyi ileten bir metaldir.
- Na^+ iyonu aleve parlak sarı renk verir (Görsel 2.4).
- Su ile tepkimeye girerek hidrojen gazı açığa çıkarır. Tepkime sonucunda oluşan ısı, yanıcı olan hidrojen gazının yanmasını tetikler (Görsel 2.5).

$$Na + H_2O \rightarrow NaOH + \frac{1}{2}H_2$$

- Asitler ile şiddetle tepkimeye girerek hidrojen gazı oluşturur.

$$Na + HCl \rightarrow NaCl + \frac{1}{2}H_2$$

- Ametaller ile tepkimeye girerek iyonik bileşik oluşturur.

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$
$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

- Güçlü bir indirgendir.



Görsel 2.4: Sodyumun alev rengi



Görsel 2.5: Sodyumun su ile reaksiyonu

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Aktif Metallerin Su ile Reaksiyonu

Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Sodyum metalinin su ile reaksiyonunu gözlemlemek.

Araç gereç:
- Kristalizuar
- Spatül

Kimyasal madde:
- Sodyum metali
- Saf su
- Fenolftalein indikatörü

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Kristalizuarın yarısına kadar saf su doldurunuz.
3. Suya birkaç damla fenolftalein indikatörü damlatınız.
4. Çok küçük bir parça sodyum metalini spatül yardımıyla keserek yavaşça suya bırakınız. Sıçrama ihtimaline karşı dikkatli olunuz.
5. Meydana gelen reaksiyonu ve indikatörlü suyun renginde meydana gelen değişimi gözlemleyiniz.
6. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Meydana gelen tepkimenin denklemini yazınız. İndikatör eklenmiş suyun renginde meydana gelen değişimin sebebini açıklayınız.

2.1.2. Sodyumun Kullanım Alanları



Görsel 2.6: Sodyum bikarbonatın kabartma tozu olarak kullanımı



Görsel 2.7: Sodyumca zengin besinler

Metalürjide bazı elementlerin elementel hâlde elde edilmesi için sodyumun indirgen özelliğinden yararlanılır. Bazı nükleer santrallerde ısı transferini sağlamak için sıvı sodyumdan faydalanılır. En yaygın bileşiği olan NaCl özellikle gıda sanayisinde kullanılmaktadır. Sodyum bikarbonat parçalanarak CO_2 oluşturduğu için kabartma tozu olarak (Görsel 2.6), sodyum karbonat yağları sabunlaştırdığı için temizlik aracı olarak, sodyum hipoklorit ise ağartıcı ve mikrop öldürücü özelliklerinden dolayı çamaşır suyunun ana bileşeni olarak kullanılır.

Sodyum hidroksit endüstride birçok kullanım alanı olan kuvvetli bir bazdır. Katı sabunlar, yağ asitlerinin sodyum metali ile oluşturduğu tuzlardır.

Canlılarda Sodyum

Vücudun elektrolit düzeyini belirleyen en önemli iyonlardan biri de Na^+ iyonudur. Kan basıncının düzenlenmesi ve osmotik dengenin sağlanmasında Na^+ iyonları önemli rol oynar. Ayrıca sinir hücrelerinde bilgi akışının sağlanmasında kullanılır. Peynir, balık, bakliyat gibi besinler sodyum içerir (Görsel 2.7).

2.1.3. Sodyumun Önemli Bileşikleri

Sodyumun tüm bileşikleri iyonik karakterlidir ve tuzlarının büyük çoğunluğu suda iyi çözünür.

NaCl — **Sofra tuzu** olarak bilinen NaCl, mide asidinin oluşumunda önemli rol oynar. Başta gıda sektörü olmak üzere birçok alanda kullanılmaktadır.

NaOH — Sanayide **sud kostik** olarak bilinen higroskopik yapıda bir bazdır. Lavabo açıcı olarak, asit nötralizasyonunda, katı sabun yapımında, gıda, ilaç, boya gibi birçok sektörde kullanılır.

Na_2CO_3 — **Çamaşır sodası** olarak bilinen sodyum karbonat, temizlik maddesi olarak kullanılır. Bunun yanı sıra cam, tekstil ve kâğıt sanayisinde de sodyum karbonattan yararlanılır.

$NaHCO_3$ — **Yemek sodası** olarak bilinen sodyum bikarbonat, kabartma tozu ve şekerli içeceklerde köpürtücü olarak kullanılır.

Na metalinin Na_2SO_4, Na_2O_2, $NaNO_3$, Na_2S gibi birçok bileşiği mevcuttur.

2.1.4. Sodyumun Elde Edilme Yöntemleri

Sodyum aşağıda verilen yöntemle elde edilir.

Elektroliz İle Sodyum Eldesi

Sodyum, indirgenme potansiyeli çok küçük olduğu için ancak elektroliz yöntemi ile elementel olarak elde edilebilir. Eritilmiş NaOH veya NaCl bileşikleri elektroliz ile Na eldesinde kullanılır.

$$4NaOH \rightarrow 4Na + O_2 + 2H_2O$$

$$2NaCl \rightarrow 2Na + Cl_2$$

2. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Sodyum Hidroksit Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Sodyum hidroksit elde etmek.

Araç gereç:
- Baget
- Beher
- Süzgeç kâğıdı
- Bek
- Üç ayak
- Amyant tel
- Huni
- Erlen
- Mezür

Kimyasal madde:
- Seyreltik Na_2CO_3 çözeltisi
- Süzülmüş doygun $Ca(OH)_2$ çözeltisi

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Behere yaklaşık 10 mL Na_2CO_3 çözeltisini dökünüz.
3. Üzerine yaklaşık 20 mL $Ca(OH)_2$ çözeltisini yavaşça ilave ediniz. Beheri bek alevine yerleştiriniz.
4. Karışımı 85 °C'ye kadar ısıtınız. Bagetle karıştırdıktan sonra 15 dakika daha ısıtıp soğumaya bırakınız.
5. İçine süzgeç kâğıdı yerleştirdiğiniz huniyi erlene koyup karışımı süzünüz.
6. Süzüntüyü bek alevinde buharlaştırarak NaOH katısını elde ediniz.
7. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Meydana gelen tepkimenin denklemini yazınız.



2.2. POTASYUM (K)



Görsel 2.8: Silvin minerali

Potasyum, elektron verme eğilimi yüksek olduğu için doğada elementel hâlde değil bileşikleri ve minaralleri hâlinde bulunur. Yer kabuğunun kütlece yaklaşık %2,4'ünü oluşturur ve en bol bulunan yedinci elementtir. Okyanuslarda, kurumuş göl ve deniz yataklarında, magmatik kayalarda bol miktarda potasyum tuzları görülür. Deniz suyunda NaCl'ün kırkta biri kadar bulunur. Silvin (KCl, Görsel 2.8), karnalit ($KCl.MgCl_2.6H_2O$), biyotit [$K(Mg,Fe)_3AlSi_3O_{10}(F,OH)_2$], feldspat ($KAlSi_3O_8$) vb. mineralleri mevcuttur.

^{39}K, ^{40}K ve ^{41}K olarak üç adet izotopu vardır. Bunlardan ^{40}K izotopu radyoaktif özelliktedir.

Bilinen bir allotropu yoktur.

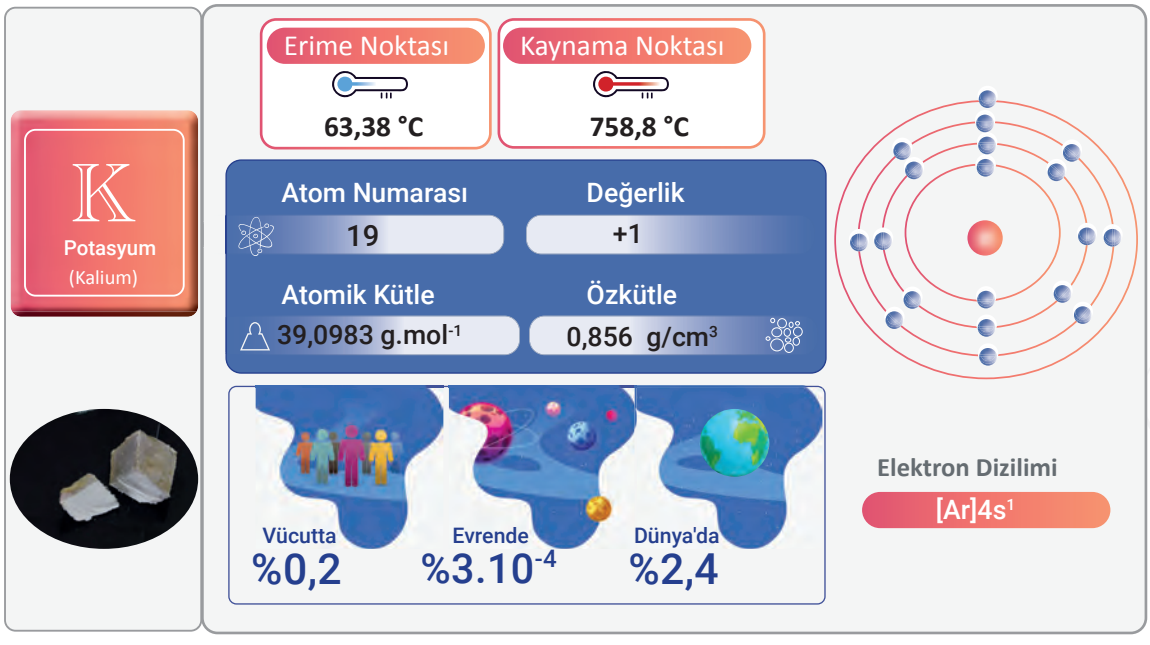
BİLGİ 7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

Vücuttaki sıvı elektrolit dengesini sağlamada önemli rolü olan potasyum, yetişkin bir insanın kanında litrede yaklaşık 150-200 mg seviyesinde olmalıdır. Kandaki potasyum seviyesinin düşük olmasına **hipokalemi** yüksek olmasına ise **hiperkalemi** denir. Bu iki durum da çeşitli rahatsızlıklara neden olur.

DÜNDEN BUGÜNE

1807 yılında Humphrey Davy tarafından KOH bileşiğinin elektrolizi ile elde edilmiştir. Potasyum, elektroliz ile elde edilen ilk metaldir. Arapça **al-qalija** kelimesinden dolayı Neo Latincede **kalium** adını almıştır. Bu nedenle simgesi K'dir. Potasyum ise **potas** adı verilen K_2CO_3 bileşiğinden türetilmiştir. İngilizcede **pot (çanak)** ve **ash (kül)** kelimelerinin birleştirilerek **potash** sözcüğünden türetilmiş hâli kullanılmaktadır.

2.2.1. Potasyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- Periyodik cetvelin 4. periyot 1. grubunda bulunan potasyum 19 protona sahiptir.
- Oda koşullarında yumuşak ve katı hâldedir. Yeni kesilmiş yüzeyi parlak gri renkte bir metaldir.
- Havada hızla oksitlenir ve yüzeyi KO_2 (süperoksit) bileşiği ile kaplanır.

  $K + O_2 \rightarrow KO_2$
- Birçok metalle alaşım yapabilir.
- Son yörüngesindeki 1 elektronu vererek soy gaz düzenine geçer.
- Doymuş hidrokarbonlar hariç birçok organik bileşik ile tepkime verir.



Görsel 2.9: Potasyum metalinin saklanması

- Potasyum metali, sodyum, lityum gibi gaz yağı ve petrol eteri benzeri sıvılar içinde saklanmalıdır (Görsel 2.9) ancak kabın kapağında oluşabilecek peroksit bileşiği patlamalara neden olabileceği için saklama süresi Na ve Li kadar uzun olmamalıdır. Uzun süreli saklama gerekirse oksijensiz vakum ortamında korunmalıdır.
- K_2O bileşiği bazik özellik gösterir ve su ile tepkimesi sonucu KOH bazı oluşur.
- Isıyı ve elektriği iyi iletir. K^+ iyonu aleve viyole renk verir (Görsel 2.10).



Görsel 2.10: Potasyumun alev rengi

- Su ile ekzotermik tepkimeye girerek H_2 gazı açığa çıkarır. Na ile aynı şekilde patlama meydana getirir.

$$K + H_2O \rightarrow KOH + \frac{1}{2}H_2$$

- Asitlerle tepkimeye girerek H_2 gazı oluşturur.

$$K + HCl \rightarrow KCl + \frac{1}{2}H_2$$

$$2K + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2$$

- Bir çok ametalle tepkimeye girerek iyonik bileşikleri oluşturur.

$$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$$

- Azot ile ısıtılsa dahi tepkime vermez.

2.2.2. Potasyumun Kullanım Alanları

Metalik hâlde bazı nükleer reaktörlerde ısı transfer sıvısı olarak kullanılan potasyumun birçok bileşiği farklı kullanım alanlarına sahiptir.

Potasyum hidroksidin kuvvetli baz özelliği vardır. Potasyum nitrat (güherçile) patlayıcı olarak, potasyum karbonat cam üretimi için kullanılır. Potasyum klorür tuzu sofra tuzu ile benzer bir bileşiktir ancak damardan enjekte edilen çözeltisi kalbin durmasına neden olur. Bu özelliğiyle kalp ameliyatlarında kalbin durdurulması için kullanılır.



Görsel 2.11: Potasyumlu gübre

Klorür, bisülfit gibi iyonlarla oluşturduğu tuzlar gıda katkısı olarak kullanılır. Deterjan üretiminde pirofosfat bileşiğinden faydalanılır. Potasyum, bitkilerin gelişimi için toprakta bulunması gereken önemli bir elementtir. Eksikliği durumunda KNO_3 gibi bileşikler gübre olarak toprağa ilave edilmelidir (Görsel 2.11).

Potasyum süperoksit (KO_2) oksijen üretme ve karbondioksit tutma özelliğine sahiptir. Sodyum-potasyum alaşımı oda sıcaklığında sıvı hâldedir ve endüstride ısı iletim sıvısı olarak kullanılır.

Permanganat ve dikromat ile oluşturduğu tuzlar, yükseltgen özellikleri ile endüstride ve laboratuvarda kullanılmaktadır.

Canlılarda Potasyum

Potasyum, sodyumla birlikte sinir iletiminde önemli rol oynar. Balık, beyaz ve kırmızı et ile sebze-meyvede bulunur (Görsel 2.12). Bu nedenle dengeli beslenen birinin potasyum takviyesine çok ihtiyacı olmaz.

Potasyum vücudun iyon dengesinde olduğu gibi bitkilerin büyümesi için de önemli bir etkendir.



Görsel 2.12: Potasyumca zengin bazı besinler

2.2.3. Potasyumun Önemli Bileşikleri

Potasyumun oluşturduğu bileşikler iyonik karakterlidir ve çoğu suda iyi çözünür.

KCl — Suyun sertliğine neden olan Mg^{2+} ve Ca^{2+} iyonlarının uzaklaştırılmasında, kaplamacılıkta, diğer potasyum bileşiklerinin eldesinde, gıda ve gübre sanayisinde kullanılır.

KOH — Kuvvetli baz olan KOH , arap sabunu ve geri dönüştürülebilir kağıt yapımı, tarım ilaçları ve pillerde (elektrolit olarak) kullanılmaktadır.

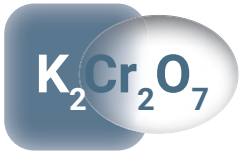
KNO_3 — **Güherçile** olarak adlandırılan KNO_3 , kara barut ve havai fişek yapımı, roket yakıtı, tarım, gıda vb. birçok alanda kullanılmaktadır.

K_2CO_3 — Günümüzde gıda sektöründe geniş bir kullanımı vardır. Karada yetişen bitkilerin küllerinde bulunur. Kabartma tozu geliştirilmeden önce kek ve kurabiyelerde kabartıcı ajan olan K_2CO_3 ; cam, seramik ve ilaç gibi birçok sektörde kullanılmaktadır.

K_2SO_4 — Klorür iyonuna hassasiyeti yüksek olan bitkilerde ve toprakta fazla klorür birikmesi durumunda gübre olarak kullanılmaktadır.



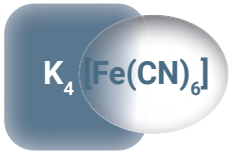
Katı hâlde koyu mor olan bu bileşik, çok düşük derişimde bile menekşe renkli çözelti verir. Yükseltgen özelliği ile analizlerde, bazı maddelerin sentezlenmesinde ve mikrop öldürücü olarak kullanılır.



İyi bir yükseltgen olan bu bileşik, turuncu renkli kristaller hâlindedir. Çözeltisi kimyasal analizlerde ve madde sentezlerinde kullanılır.



Oda koşullarında beyaz renkli, kararlı bir tuz olan potasyum klorat, ısı ile ayrışarak oksijen gazı açığa çıkarır. Bu özelliği ile havai fişek üretiminde kullanılmaktadır.



Limon sarısı renginde kristaller oluşturan potasyum ferrosiyanür bileşiği, yemek tuzunda topaklanmayı önlemek için kullanılır. Metalürjide kalayın saflaştırılmasında ve molibden cevherlerinden bakırın ayrılmasında yararlanılan bileşik, laboratuvarda demir iyonlarının tanınmasını sağlar. Tarımda gübre olarak da kullanılır.



Genellikle 12 su molekülü ile hidratlanmış hâlde ($KAl(SO_4)_2.12H_2O$) bulunur. Bu hâline **potasyum şapı** denir. Antik çağdan beri bulanık suyu berraklaştırmak, yaralarda kan akışını kesmek için kullanılmıştır. Antibakteriyel ve tutuşma geciktirici olarak kullanılmaktadır.

Potasyum elementinin K_2O, KBr, K_2O_2, K_2CrO_4, KCN, KI gibi birçok bileşiği vardır.

2.2.4. Potasyumun Elde Edilme Yöntemleri

Potasyum aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Elektroliz İle Potasyum Eldesi

Potasyum da sodyum gibi elektroliz ile elde edilir. Elektrolizde hidroksit ve klorür bileşikleri kullanılır.

$$4KOH \rightarrow 4K + O_2 + 2H_2O$$
$$2KCl \rightarrow 2K + Cl_2$$

2. Potasyum Klorürün Metalik Sodyumla Tepkimesi ile Potasyum Eldesi

Erimiş KCl'ün metalik sodyumla tepkimesi ile elde edilir.

$$Na + KCl \rightarrow K + NaCl$$

3. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Potasyum Karbonat Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: K_2CO_3 katısını elde etmek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- U boru
- Mantar tıpa
- Pastör pipeti
- Erlen
- Bek
- Üç ayak
- Amyant tel
- Porselen kapsül

Kimyasal madde:
- Katı Na_2CO_3
- 1 M KOH çözeltisi
- 0,1 M HCl çözeltisi

İşlem Basamakları

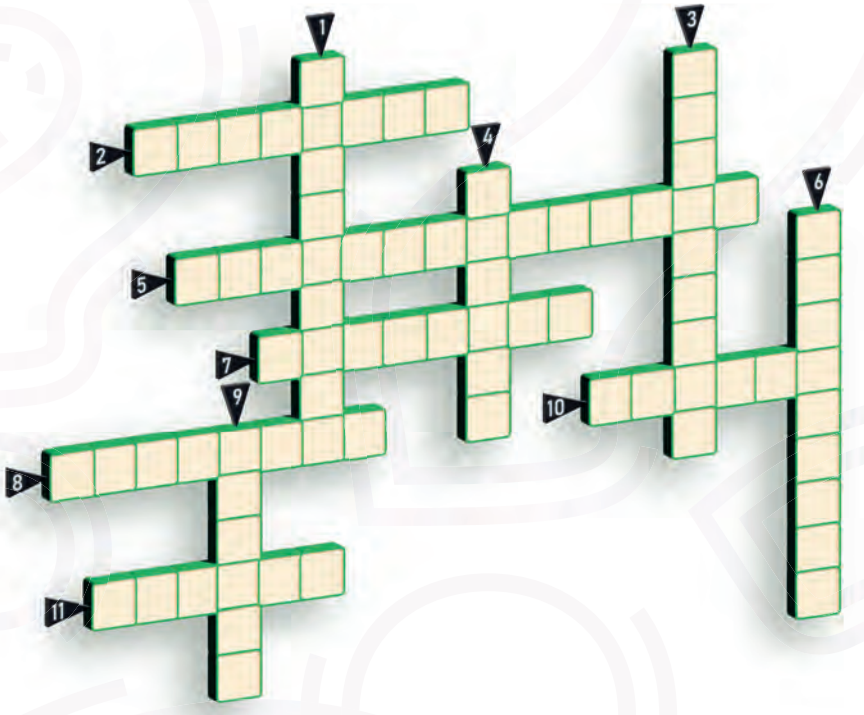
1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz bir erlene 100 mL KOH çözeltisi koyunuz. Erlenin ağzını ortası delik bir mantar tıpa yardımıyla kapatınız.
3. Deney tüpüne 1 spatül kadar Na_2CO_3 katısı koyunuz.
4. Pastör pipetiyle 0,1 M HCl çözeltisini ekledikten sonra hızlıca tüpün ağzını ortası delik bir mantar tıpa yardımıyla kapatınız.
5. Cam U borusunu mantar tıpaların deliklerinden geçirerek deney tüpü ve erleni hızlıca birbirine bağlayınız. U borunun erlen tarafındaki ucunun KOH çözeltisinin içine girmesini sağlayınız.
6. Gaz çıkışını gözlemleyiniz. Gaz çıkışı sonlandığında U borusunu çıkarınız.
7. Erlendeki çözeltiyi bir porselen kapsüle aktarıp bek alevinde kristallendiriniz.
8. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Altıncı işlem basamağında gözlemlediğiniz gazın ne olduğunu deney tüpü ve erlende gerçekleşen tepkimelerin denklemlerini yazarak açıklayınız.

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

2. IA grubundaki ametal olan element.
5. IA grubu metallerine verilen ad.
7. Atom numarası 37 olan element.
8. Sembolü K, atom numarası 19 olan element.
10. Doğada KCl bileşiği olarak bulunan potasyum minerali.
11. Havadan en az etkilenen IA grubu metali.

Yukarıdan Aşağıya

1. Deniz suyunun %3'ünü oluşturan sodyum bileşiğinin halk arasındaki adı.
3. Tarih boyunca kara barut yapımında önemli rol oynamış potasyum bileşiğinin halk arasındaki adı.
4. 28,5 °C ve üzerinde eriyen IA grubu metali.
6. Atom yarıçapı en büyük olan IA grubu metali.
9. Çamaşır sodası, kabartma tozu, lavabo açıcı bileşiklerinde ortak bulunan IA grubu metali.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1 **Aşağıda verilen elementlerden hangisi alkali metaldir?**

A) Lityum B) Magnezyum
C) Mangan D) Oksijen
E) Silisyum

2 **1. grup (IA) metalleri ile ilgili,**

I. +1 yükseltgenme basamağında bileşik oluşturur.
II. Oda koşullarında katı hâlde bulunur.
III. Su ile tepkimeye girerek baz oluşturur.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız III
C) I ve II D) II ve III
E) I, II ve III

3 **Na metalinin oluşturduğu bileşiklerle ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?**

A) NaCl yolların buzlanmasını önlemek için kullanılır.
B) NaOH çözeltisi yağları parçalayarak katı sabun oluşturur.
C) Na_2CO_3 bileşiği hamur kabartma tozunda bulunur.
D) $NaHCO_3$ bileşiği yemek sodası olarak bilinir.
E) NaClO bileşiği dezenfektan ve ağartıcı olarak kullanılır.

4 **Aşağıda verilen tepkimelerden hangisi gerçekleşmez?**

A) $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$
B) $Na_2O + C \rightarrow 2Na + CO$
C) $2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2$
D) $2K + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2$
E) $2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$

5 **Na metali ile ilgili aşağıdakilerden hangisi doğrudur?**

A) Kırılgan ve sert bir metaldir.
B) Tepkimeye karşı isteksizdir.
C) Bileşiklerinde birden fazla yükseltgenme basamağına sahiptir.
D) Doğada elementel hâlde bulunur.
E) Su ile tepkimesinden bazik çözelti oluşturur.

6 Gaz yağı içinde korunan gri renkli bir katıdan, spatül yardımıyla kolayca bir parça kesiliyor. Kesilen parça suya atıldığı zaman yüzeyde kaldığı ve şiddetli bir tepkime verip patladığı görülüyor. Tepkime sonucu elde edilen çözeltiye platin çubuk batırılıp, bek alevine tutulduğunda alev parlak sarı renge dönüyor.

Yukarıda anlatılan olayda gaz yağı içinde korunan gri renkli madde nedir?

A) Altın B) Alüminyum
C) Lityum D) Potasyum
E) Sodyum

7 **Potasyum metali ile ilgili aşağıda verilenlerden hangisi yanlıştır?**

A) Doğada çeşitli mineralleri hâlinde bulunur.
B) Sodyum ile birlikte sinir iletiminde rol oynar.
C) Açık havada oksijenle kolayca tepkimeye girer.
D) Oksidinden karbon ile indirgenerek elde edilir.
E) Oksidinin su ile tepkimesinden baz oluşur.

3. ÖĞRENME BİRİMİ

2. GRUP (IIA GRUBU) ELEMENTLERİ

KONULAR

- 3.1. MAGNEZYUM (Mg)
- 3.2. KALSİYUM (Ca)

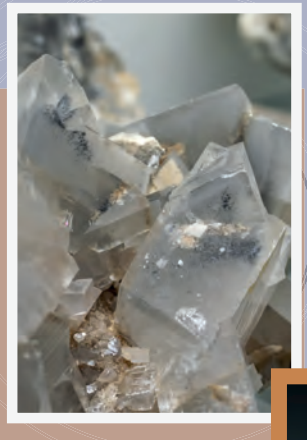
Bu öğrenme biriminde, toprak alkali metallerinin ortak özellikleri ve genel tepkimeleri ele alınacaktır. Grubun en yaygın hâlde bulunan iki elementinden magnezyum ve kalsiyumun elementel biçimde elde edilme yöntemleri, kullanım alanları, fiziksel ve kimyasal özellikleri detaylı şekilde incelenecektir.

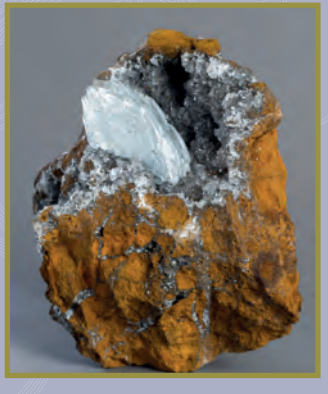












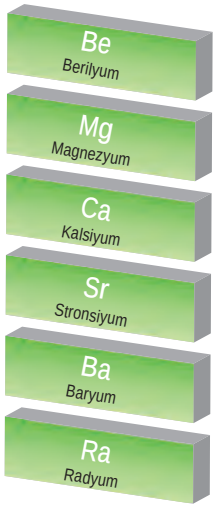






3. 2. GRUP (IIA GRUBU) ELEMENTLERİ

IIA grubu, periyodik tablonun 2. sütununda yer alan berilyum (Be), magnezyum (Mg), kalsiyum (Ca), stronsiyum (Sr), baryum (Ba) ve radyum (Ra) elementlerinden oluşur. Bu metallerin tümü oda sıcaklığında yumuşak, kolay işlenebilir ve katı hâldedir. Aktif metal oldukları için doğada bileşikleri hâlinde bulunur. 2. grup metallerinin oksitleri zor ayrıştırıldığı için eskiden kimyacılar bu oksitlerin element olduğunu düşünmüşlerdir. Bu oksitler toprakta bol bulunduğu ve bazik oldukları için 2. grup elementleri, **toprak alkali metalleri** olarak adlandırılır.



2. Grup Elementlerinin Özellikleri

- Son enerji seviyelerinde 2 elektron bulunur. Bileşik oluştururken bu 2 elektronu vererek +2 yük kazanır ve soy gaz düzenine geçerler.
- Elektron konfigürasyonları ns^2 şeklinde bittiği için periyodik tablonun s bloğunda yer alırlar.
- Grubun bütün elementleri metal olduğu için kolayca işlenebilir, ısıyı ve elektriği iyi iletirler.
- Berilyum amfoter metaldir ve yaptığı bağların kovalent karakteri fazladır.
- Radyum, doğal radyoaktif bir elementtir.
- Grupta yukarıdan aşağıya inildikçe atom numarası, atom yarıçapı, metalik aktiflik artar. Katman sayısının artmasıyla birlikte son enerji seviyesinde bulunan elektronlar çekirdekten uzaklaşır bu nedenle iyonlaşma enerjileri azalır.
- Alevde ısıtıldıklarında parlak bir alevle yanarak oksitlerini oluştururlar.
- Grupta yukarıdan aşağıya inildikçe elementlerin sertlikleri azalır. Berilyum, grubun en sert elementi iken baryum diğer grup üyelerine kıyasla daha yumuşaktır.
- Alkali metaller kadar olmasa da oldukça aktiftirler ve tepkimeye girme eğilimleri yüksektir. Bu nedenle doğada mineralleri ve bileşikleri şeklinde bulunurlar.
- Kuvvetli indirgenlerdir.
- Havadan kolayca etkilenirler ve yüzeylerinde çoğunlukla metal oksidini içeren bir tabaka oluşur. Bu tabaka içinde metalin hidroksit, karbonat ve nitrür bileşikleri de bulunabilir.
- Su ile tepkimeye girerek hidroksitlerini ve hidrojen gazını oluştururlar.
- Asitlerle tepkimeye girerek tuzlarını ve hidrojen gazını oluştururlar.
- Berilyum dışındaki grup üyeleri alkali metal hidroksitleri ile tepkime vermez.



3.1. MAGNEZYUM (Mg)

Dünyada en çok bulunan sekizinci elementtir. Deniz suyunda sodyum ve klordan sonra çözünmüş olarak en fazla bulunan üçüncü elementtir. Yer kabuğunun yaklaşık %2,09'unu oluşturan magnezyum doğada bileşikleri ve mineralleri hâlinde bulunur. Magnezit ($MgCO_3$, Görsel 3.1), dolomit ($CaCO_3.MgCO_3$), talk ($3MgO.4SiO_2.H_2O$), karnalit ($MgCl_2.KCl.6H_2O$) vb. magnezyum minerallerine örnek verilebilir. $MgSO_4$ ve $MgCl_2$ bileşiklerinin sudaki çözünürlükleri yüksek olduğu için yer altı sularında sertliğe neden olurlar.



Görsel 3.1: Magnezit minerali

^{19}Mg ve ^{40}Mg arasında değişen birçok izotopu olsa da ^{24}Mg, ^{25}Mg ve ^{26}Mg izotopları kararlıdır. Doğadaki magnezyumun %78,99'u ^{24}Mg izotopudur.

Bilinen bir allotropu yoktur.

BİLGİ

7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

1600'lü yılların başlarında İngiltere'nin Epsom bölgesinde yaşayan bir çiftçi kuyudan ineklerine su içirmeye çalışır. İnekler suyun tadının acı olmasından dolayı suyu içmez. Kuyu suyunu kendi ihtiyaçları için tüketen çiftçi, bir süre sonra bu suyun ağrılara ve yaralara iyi geldiğini fark eder. Zaman içinde şifanın sudaki tuzdan geldiği anlaşılır. Birçok hastalığın tedavisinde kullanılmaya başlanan bu tuza **Epsom tuzu** adı verilir. Günümüzde $MgSO_4$ olduğu bilinen Epsom tuzu halk arasında **acı tuz** olarak da adlandırılmaktadır. Ağrı kesici, bağırsak hızlandırıcı ve banyo tuzu olarak kullanılan bileşik; kozmetik, sağlık, tarım ve temizlik alanlarında kendine geniş bir yer edinmiştir.

DÜNDEN BUGÜNE

1755 yılında Joseph Black (Josef Bilek, Görsel 3.2) tarafından keşfedilen magnezyumu saf olarak ilk defa 1808'de elektroliz yöntemi ile Humphrey Davy elde etmiştir. Humphrey Davy bu elemente **magnium** adını vermeyi önermiş ancak kelime zaman içerisinde **magnesium** olarak kullanılmaya başlanmıştır. Adını Yunanistan ve Türkiye'deki Ege Denizine kıyısı bulunan zengin manyetit yataklarının olduğu bölgelerden aldığı düşünülmektedir.



Görsel 3.2: Joseph Black

3.1.1. Magnezyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 12 protona sahip magnezyum, periyodik cetvelin 3. periyot ve 2. grubunda bulunur. Oda koşullarında katı olarak bulunan bu metal, yumuşak ve metalik gri renktedir. Son enerji seviyesinde 2 elektron bulunduğu için bileşiklerinde bu 2 elektronu vererek +2 yük alır ve soy gaz düzenine geçer. Hava ile kolayca oksitlenerek yüzeyinde koruyucu bir tabaka oluşturur. Magnezyum, alaşım oluşturmaya yatkın bir elementtir. Diğer metallerde olduğu gibi elektriği ve ısıyı iyi iletir. Kuvvetli bir indirgen olan magnezyumun oluşturduğu bileşikler genellikle suda iyi çözünür.

- Şerit veya toz hâlindeyken kolayca tutuşur ve parlak beyaz bir alevle yanar.

$$Mg + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow MgO$$

- Sıcak su buharı ile tepkime vererek hidroksit bileşiği ve hidrojen gazı oluşturur.

$$Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$$

- Asitlerle tepkimeye girerek tuz ve hidrojen gazı oluşturur.

$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$$
$$(Mg + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2)$$

- Halojenlerle nemli ortamda tepkimeye girerek tuz oluşturur.

$$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$$

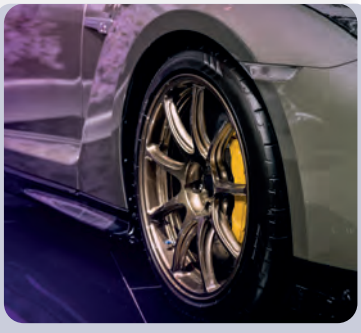
- Alkil halojenürler ile eterli ortamda tepkimeye girerek organik kimyada çok farklı sentezlerde kullanılan Grignard bileşiklerini oluşturur.

$$CH_3CH_2Br + Mg \xrightarrow{eter} CH_3CH_2MgBr$$

3.1.2. Magnezyumun Kullanım Alanları

Magnezyum, demir ve alüminyumdan sonra en fazla kullanılan üçüncü metaldir. Çok parlak bir şekilde yandığı için işaret ve havai fişeklerinin yapımında kullanılmaktadır.

Kükürt elementinin varlığı, demir ve çelikte ürünün kalitesini düşürdüğü için bulunduğu ortamdan giderilmelidir. Giderme işlemlerinde kullanılan maddelerden biri de magnezyumdur. Magnezyumun kükürt ile oluşturduğu MgS bileşiği katı hâlde olduğu için eriyik çelikten ayrılabilir. Magnezyumun düşük yoğunluklu olması alaşımlarının daha hafif olmasını sağlar. Bu nedenle magnezyumlu alaşımlar otomobillerin jant (Görsel 3.3), motor (Görsel 3.4) vb. parçalarında kullanılır. Elektrik iletkenliğinin iyi olması ve hafifliğinden dolayı magnezyum alaşımları bilgisayar, telefon vb. elektronik cihazların üretiminde, bazik karakterli bileşikleri mide asitliğinin düzenlenmesinde kullanılmaktadır. Karbonat bileşiğinden plastik üretiminde dolgu maddesi olarak yararlanılır.



Görsel 3.3: Magnezyum alaşımlı jant



Görsel 3.4: Magnezyum alaşımlı motor parçaları

Canlılarda Magnezyum

İnsan vücudundaki magnezyumun büyük çoğunluğu dişlerin ve kemiklerin yapısında, kalan kısmıysa kaslarda ve yumuşak dokularda bulunur. Protein sentezi, enerji üretimi vb. çok sayıda enzimatik reaksiyonu aktive eden, sinir iletiminde kullanılan magnezyum, kasılan kasların gevşemeleri için de gereklidir. Kramp problemlerinde takviye olarak kullanılır. Magnezyumun kalp-damar sistemi için koruyucu olduğu ve böbrek taşı oluşumunu önlediği tespit edilmiştir. Özellikle böbrek hastalarının tedavi süreçlerinde, doktor kontrolünde olmak şartıyla, magnezyum alımı önemlidir ancak aşırı tüketilmesinden kaçınmak gerekir. Bitkilere yeşil rengini veren ve fotosentez reaksiyonlarında etkin olan klorofil, magnezyum içeren bir şelattır.

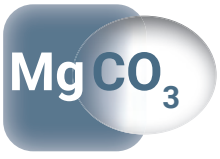
Baklagiller, tam buğdaylı ekmekler, koyu yeşil yapraklı sebzeler ve kuru yemişler magnezyumca zengin besinlerdir (Görsel 3.5).



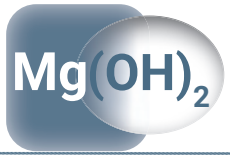
Görsel 3.5: Magnezyum içeren besinler

3.1.3. Magnezyumun Önemli Bileşikleri

Magnezyum iyonik karakterli bileşikler oluşturur. Bileşiklerinin çoğu suda çözünür.



Tabiatta magnezit minerali hâlinde bulunur. Suda az çözünen bu tuz, sarkıt ve dikit oluşumunda rol oynar. Magnezyum elementi üretiminde en çok kullanılan mineraldir. Isı izolasyonunda, kozmetik ürünlerde, mürekkep ve cam üretiminde kullanılır.



Su ile karışımına **magnezya sütü** adı verilen bileşik, zayıf bir bazdır. Mide asitliğini azaltıcı ilaçlarda, müshil yapımında ve asidik atık suların nötralizasyonunda kullanılır.



Magnezya adıyla bilinen bileşiğin erime noktası çok yüksek olduğu için ısıya ve aleve dayanıklı inşaat malzemesi yapımında, elektrik ve ısı izolatörlerinde, çimento, gübre ve plastik üretiminde kullanılır.



Higroskopik özellikteki bu tuz en fazla sokakların ve kara yollarının buzlanmasını önlemede, özel çimentoların üretilmesinde, siğil gibi cilt hastalıklarının tedavisinde kullanılır.

Magnezyum elementinin MgH_2, MgS, $Mg(NO_3)_2$, Mg_3N_2, $Mg(ClO_3)_2$, $MgBr_2$, $Mg(CH_3COO)_2$ vb. birçok bileşiği vardır.

3.1.4. Magnezyumun Elde Edilme Yöntemleri

Magnezyum aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Deniz Suyundan Magnezyum Eldesi

Yöntem, deniz suyundaki magnezyumun, klorürü hâline getirilip elektroliz yöntemiyle ayrılması esasına dayanır. Magnezyumun elde edilmesinde kullanılan en ekonomik yöntemdir. Bu işlem aşağıdaki basamaklarla gerçekleşir.

- Kalsiyum karbonatın yaklaşık 840 °C'ye ısıtılmasıyla elde edilen kalsiyum oksit, deniz suyu ile kalsiyum hidroksite dönüştürülür.

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$
$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

- Hidroksit iyonlarının fazlası magnezyum iyonları ile magnezyum hidroksit olarak çöktürülür.

$$Mg^{2+} + Ca(OH)_2 \rightarrow Mg(OH)_2 + Ca^{2+}$$

- Süzülen magnezyum hidroksit, HCl çözeltisiyle tepkimeye sokulur ve magnezyum klorür elde edilir.

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$

- Magnezyum klorür elektroliz edilerek magnezyum metali elde edilir.

$$MgCl_2 \rightarrow Mg + Cl_2$$

2. Magnezyum Minerallerinden Magnezyum Eldesi

Magnezyum minerallerinin magnezyum oksit bileşiğine dönüştürüldükten sonra C veya Si ile indirgenmesiyle magnezyum metali elde edilir.

$$MgO + C \rightarrow Mg + CO$$
$$2MgO + Si \rightarrow 2Mg + SiO_2$$

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Magnezyumun Yanması



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Mg metalinin yanma reaksiyonunu gözlemlemek.

Araç gereç:
- Petri kabı
- Pens
- Çakmak

Kimyasal madde:
- Magnezyum şerit
- Fenolftalein indikatörü
- Saf su

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Petri kabına bir miktar saf su koyunuz. Üzerine 1-2 damla fenolftalein indikatörü damlatınız.
3. Magnezyum şeritten 3-4 cm uzunluğunda bir parça keserek pens yardımıyla tutunuz.
4. Magnezyum şeridi yakınız. Alevin rengine dikkat ediniz. Aleve uzun süre bakmayınız.
5. Elde ettiğiniz katıyı petri kabındaki suya bırakınız. Renk değişimini gözlemleyiniz.
6. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **Magnezyum şeridin yanması sırasında gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.**

2. **Petri kabındaki suyun renginin değişmesinin nedenini açıklayınız.**

2. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Magnezyum ve Bileşiklerinin Özellikleri



Aşağıdaki işlem basamaklarını uygulayınız ve bazı adımlarla ilgili değerlendirme bölümünde verilen tabloya verileri kaydediniz.

Amaç: Mg katısı ve bazı magnezyum bileşiklerinin özelliklerini incelemek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Spatül
- Bek
- Tahta maşa
- Baget
- Pastör pipeti

Kimyasal madde:
- Magnezyum şerit
- Katı MgO
- Katı $MgSO_4$
- $Ba(NO_3)_2$ çözeltisi
- Derişik HCl çözeltisi
- Derişik H_2SO_4 çözeltisi
- Saf su

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. MgO ve $MgSO_4$ katılarının her birinden yarım spatül kadar malzemeyi ayrı deney tüplerine alınız.
3. Mg şeritten kestiğiniz bir cm kadarlık parçayı ayrı bir deney tüpüne koyunuz.
4. Kimyasal maddeleri koyduğunuz deney tüplerini ayrı ayrı bek alevi ile ısıtarak meydana gelen değişimleri aşağıdaki tabloya kaydediniz.
5. Temiz ve kuru bir deney tüpü alarak içine MgO katısı koyunuz.
6. Deney tüpünün yarısına kadar su doldurarak karıştırınız. Katının çözünüp çözünmediğini aşağıdaki tabloya kaydediniz.
7. Deney tüpündeki çözeltiyi üç farklı deney tüpüne eşit şekilde paylaştırınız.
8. Birinci tüpe 2-3 damla $Ba(NO_3)_2$, ikinci tüpe 2-3 damla HCl, üçüncü tüpe 2-3 damla H_2SO_4 çözeltisi ekleyerek meydana gelen değişimleri aşağıdaki tabloya kaydediniz.
9. Beşinci işlem basamağından başlayarak aynı işlemleri $MgSO_4$ katısı için de tekrarlayınız.
10. Temiz ve kuru üç deney tüpüne bir parça magnezyum şerit koyarak deney tüpünü yaklaşık yarısına kadar su ile doldurunuz. Çözünme olup olmadığını gözlemleyiniz.
11. Magnezyum metali bulunan birinci tüpe 2-3 damla $Ba(NO_3)_2$, ikinci tüpe 2-3 damla HCl, üçüncü tüpe 2-3 damla H_2SO_4 çözeltisi ekleyerek meydana gelen değişimleri aşağıdaki tabloya kaydediniz.
12. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Kimyasal Madde	Isı Etkisi	Sudaki Çözünürlük	$Ba(NO_3)_2$ İlavesi	HCl İlavesi	H_2SO_4 İlavesi
Mg					
MgO					
$MgSO_4$					



3.2. KALSİYUM (Ca)

Dünyada en çok bulunan 5. elementtir. Yer kabuğunun yaklaşık %3,6'sını oluşturan kalsiyum, doğada elementel hâlde değil, bileşikleri ve mineralleri hâlinde bulunur. En sık karşılaşılan mineralleri, kalsit ($CaCO_3$, Görsel 3.6), aragonit, vaterit, mermer, tebeşir vb. şekillerde, dolomit ($CaCO_3.MgCO_3$), fluorit (CaF_2), jipstir (alçı taşı, $CaSO_4.2H_2O$).

^{35}Ca ve ^{60}Ca arasında bilinen 26 adet izotopu vardır. Bunların içinde ^{40}Ca, ^{42}Ca, ^{43}Ca, ^{44}Ca ve ^{46}Ca izotopları doğada kararlı yapıda bulunur diğer izotopları ise radyoaktifir. Yeryüzünde bulunan kalsiyumun %97'si ^{40}Ca izotopudur.

Bilinen bir allotropu yoktur.



Görsel 3.6: Kalsit minerali

BİLGİ 7 N Azot, 8 O Oksijen, 81 Tl Talyum, 18 Ar Argon, 53 I İyot

Kabuklu deniz canlılarının kabuklarında kalsiyum bulunur. Bu canlılar öldüklerinde kabukları suyun dibine batar. Milyonlarca yıl birikerek kalın tabakalar oluşturan bu kabuklar zaman içinde çamur, kum ve yosun gibi çeşitli maddelerle kaplanır. Biriken bu maddeler, suyun basıncı ile sıkışarak tabakalar hâlinde kireç taşına dönüşür. Kireç taşı daha fazla sıkışırsa traverten (Görsel 3.7) ya da mermer gibi yapıları oluşturur.

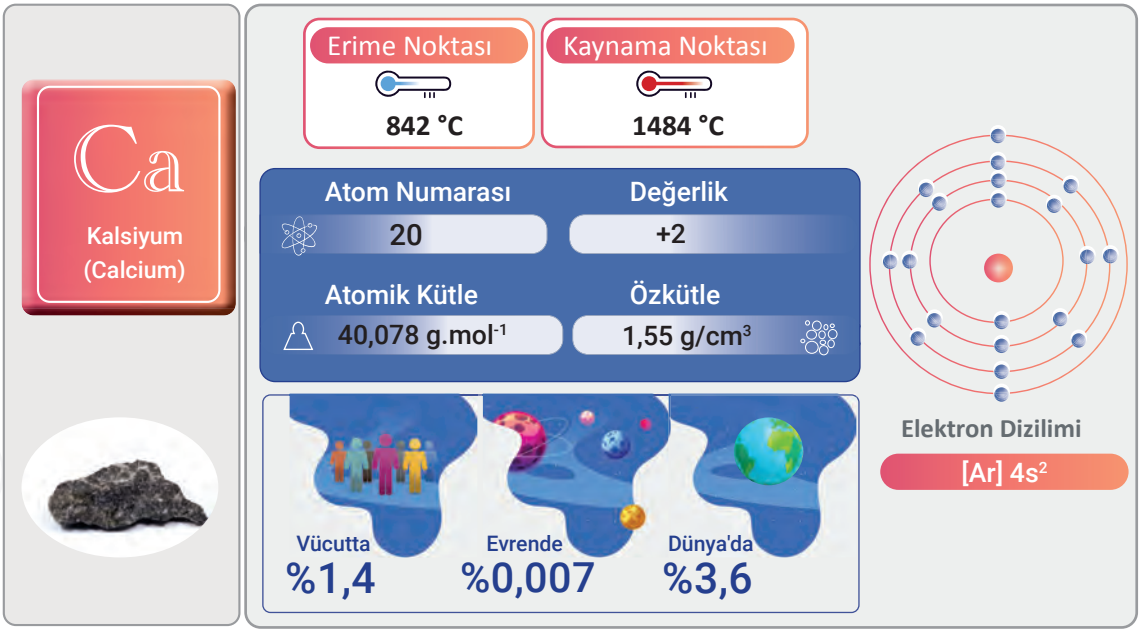


Görsel 3.7: Pamukkale travertenleri

DÜNDEN BUGÜNE

Antoine Lavoisier kalsiyum oksidi toprak metali olarak sınıflandırmış ancak bilinmeyen bir elementin oksiti olabileceğinden de şüphelenmiştir. 1808 yılında Humphry Davy tarafından kalsiyum hidroksitin elektrolizi ile saf hâlde kalsiyum elde edilmiştir. Latincede kireç anlamına gelen **calx** sözcüğünden türetilerek **calcium** adını almıştır.

3.2.1. Kalsiyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 20 protona sahip kalsiyum, periyodik cetvelin 4. periyot ve 2. grubunda bulunur. Oda koşullarında katı olarak bulunan bu metal, yumuşak ve metalik gri renktedir. Son enerji seviyesinde 2 elektron bulunduğu için bileşiklerinde bu 2 elektronu verir, +2 yük alır ve soy gaz düzenine geçer. Hava ile temas ettiğinde yüzeyi CaO tabakası ile kaplanır. Diğer metaller gibi elektriği ve ısıyı iyi iletir. Alkali metallere göre aktifliği daha düşüktür. Birçok kalsiyum tuzu suda kolayca çözünür.
- Ca^{2+} iyonu aleve kiremit kırmızısı renk verir.
- Hava ile temas ettiğinde oksitini ve nitrürünü oluşturur.

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$
$$3Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2$$

- Halojenler ile tepkimeye girerek tuz oluşturur.

$$Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$$
$$Ca + F_2 \rightarrow CaF_2$$

- Su ile tepkimeye girerek hidrojen gazı açığa çıkarır.

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

- Asitlerle şiddetli tepkimeye girerek tuz ve hidrojen gazı oluşturur.

$$Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2$$
$$Ca + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2$$

- İyi bir indirgendir, bu özelliği sayesinde bazı metallerin saf olarak elde edilmesinde kullanılır.

$$ZnS + Ca \rightarrow CaS + Zn$$

3.2.2. Kalsiyumun Kullanım Alanları

Kalsiyum; uranyum, toryum vb. metallerin elde edilmesinde indirgeyici olarak kullanılır. Berilyum, magnezyum, kurşun, bakır alaşımlarının elde edilmesinde alaşım hızlandırıcısı olarak görev yapar. Çelik üretiminde (Görsel 3.8), çeliğin oksitlenmesini önleyici ve kükürt gibi safsızlıkları giderici olarak kullanılır. Kalsiyum bileşiklerinden asitliğin düzenlenmesi, çimento üretimi, inşaat sıvası, takviye gıda amacıyla da faydanılmaktadır. Özellikle inşaat sektöründe kireçli harç ve çimento yapımında, badana işlemlerinde kalsiyum bileşiklerinden yararlanılır.



Görsel 3.8: Çelik borular

Canlılarda Kalsiyum

Vücudumuzun başta diş ve kemik olmak üzere birçok dokusunda kalsiyum bulunur. Sağlıklı bir kemik yapısı için yeterli miktarda kalsiyumun yanında D ve C vitaminlerinin alınması gerekir. C vitamini kalsiyumun emilimini kolaylaştırdığı için bu vitaminin eksikliği -kalsiyum içeren besinler alınsa bile- kalsiyum eksikliğine neden olur. Kalsiyum ve D vitamini eksikliğinde kemiklerde mineral yoğunluğu azalır. Bunun sonucu olarak kemikler aşırı gözenekli bir hâle gelir. Bu durum **kemik erimesi (osteoporoz)** olarak bilinir. Osteoporoz, kemiklerin kolayca kırılmasına ve zor iyileşmesine sebep olur. Kalsiyum ayrıca sinirlerin ve kasların işlevlerine de yardım eder.



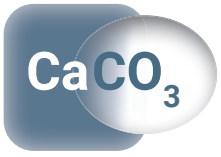
Görsel 3.9: Kalsiyum içeren besinler

Kalsiyum, vücut için çok önemli bir mineral olsa da günlük doz 2,5 mg ve üzeri olduğu takdirde böbreklerde taş oluşumuna ve damar sertliğine sebep olur.

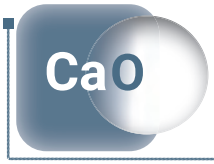
Kalsiyum en fazla süt ve süt ürünlerinde bulunmaktadır. Bunun yanı sıra haşhaş, susam gibi tohumlar, yeşil yapraklı sebzeler, kuru yemişler, balık ve fasulye gibi besinler kalsiyum kaynağıdır (Görsel 3.9).

3.2.3. Kalsiyumun Önemli Bileşikleri

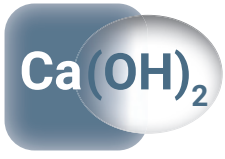
Kalsiyumun tüm bileşikleri iyonik karakterlidir ve tuzlarının büyük çoğunluğu suda çözünür.



Kireç taşı olarak bilinen kalsiyum karbonatın farklı kristal formlarında birçok minerali vardır. İnşaat sanayisinde, boya, cam ve seramik yapımında, gıda katkı maddelerinde vb. alanlarda faydalanılan kalsiyum karbonat, tıpta böbrek yetmezliği tedavisinde de kullanılmaktadır.



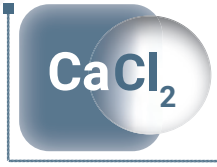
Sönmemiş kireç olarak bilinir ve $CaCO_3$ ın ısıtılarak parçalanması sonucu elde edilir. Sönmüş kireç eldesinde ve laboratuvarda nem çekici olarak kullanılır.



Sönmemiş kirecin su ile tepkimesi sonucu **sönmüş kireç** denilen $Ca(OH)_2$ elde edilir. Su ile doygun çözeltisine **kireç sütü** denir ve inşaat sektöründe badana, harç ve çimento yapımında kullanır.



Alçı yapımında ve kalıp almada susuz $CaSO_4$ tan yararlanılır. Bunun yanı sıra yalıtım malzemelerinde, gıdalarda ve ekmek mayasında katkı maddesi olarak kullanılır.



Çok iyi bir nem çekici olduğu için gazların ve organik sıvıların kurutulmasında, kimya, ziraat, gıda vb. birçok alanda yaygın olarak kullanılır.

Kalsiyum elementinin Ca_3N_2 , CaF_2 , $Ca(CH_3COO)_2$, $Ca(NO_3)_2$, CaC_2O_4 , $Ca(ClO)_2$ vb. gibi birçok bileşiği vardır.

3.2.4. Kalsiyumun Elde Edilme Yöntemleri

Kalsiyum aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Elektroliz İle Kalsiyum Eldesi

Metalik kalsiyum endüstriyel olarak kalsiyum klorürün elektrolizi ile elde edilmektedir.

Kalsiyum klorür yüksek sıcaklıklarda demir ve porselene etkedeceğinden grafitten yapılmış elektrotlar kullanılarak elektroliz edilir.

$$CaCl_2 \rightarrow Ca + Cl_2$$

2. Alkali Metallerle İndirgenme İle Kalsiyum Eldesi

Eritilmiş kalsiyum iyodürün sodyum metaliyle indirgenmesi sonucu metalik kalsiyum elde edilir. Ucuz olduğu ve kolay bulunabildiği için indirgen olarak sodyum metali tercih edilmektedir.

$$CaI_2 + 2Na \rightarrow 2NaI + Ca$$

Elde edilen kalsiyum, sıcakta sodyumun fazlasıyla alaşım yapar. Kalsiyum metali, sodyumun soğukta saf alkolle uzaklaştırılması sonucu elde edilir.

3. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Kalsiyum Oksalat Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Kalsiyum klorür ve amonyum oksalat çözeltilerinden kalsiyum oksalat katısını elde etmek.

Araç gereç:
- Beher
- Etüv
- Süzgeç kâğıdı
- Huni
- Saat camı
- Baget

Kimyasal madde:
- 1 M $CaCl_2$ çözeltisi
- 1 M $(NH_4)_2C_2O_4$ çözeltisi
- Saf su

İşlem Basamakları

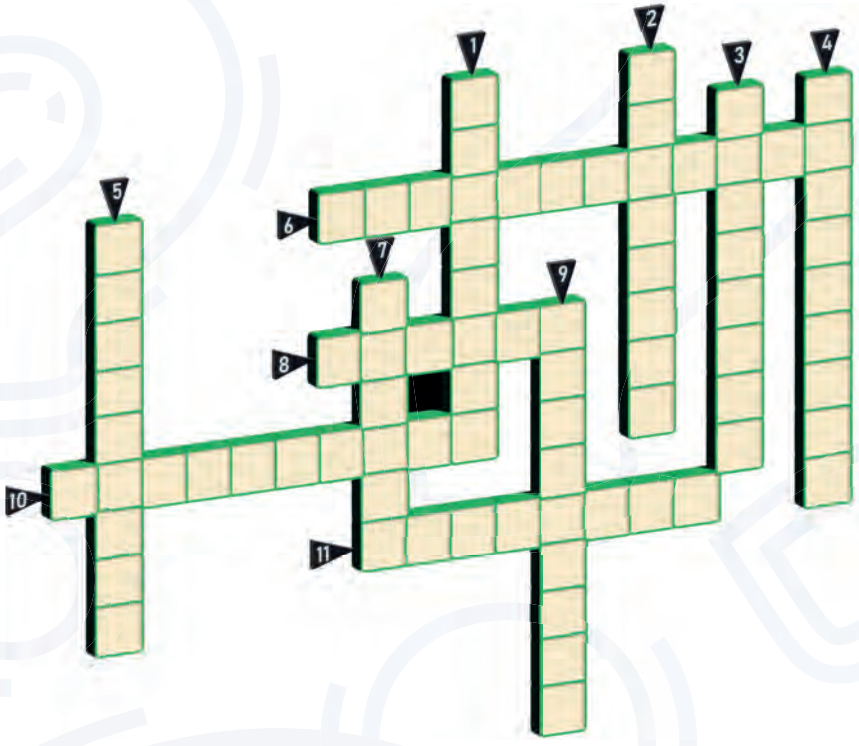
1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz ve kuru bir behere 100 mL kalsiyum klorür çözeltisi koyunuz.
3. Beherin üzerine 150 mL amonyum oksalat çözeltisini yavaş yavaş ilave ediniz.
4. 15-20 dakika bekleyerek çökmenin tamamlanmasını sağlayınız.
5. Çökeleği süzgeç kâğıdı yardımıyla süzüp saf su ile yıkayınız.
6. Çökeleği 150-200 °C'ye ayarlanmış etüvde yaklaşık 30 dakika kurutunuz.
7. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Yaptığınız çalışmada gerçekleşen tepkimenin denklemini yazarak elde ettiğiniz katının formülünü belirtiniz.

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

6. IIA grubu metallerinin özel ismi.
8. Doğada en sık barit minerali şeklinde bulunan, sembolü Ba olan element.
10. Atom numarası 38 olan 2.grup elementi.
11. Magnezyum oksidin endüstriyel adı.

Yukarıdan Aşağıya

1. Amfoter özellik gösteren 2. grup elementi.
2. Mermer, tebeşir, dolomit gibi mineralleri olan element.
3. $MgCO_3$ hâlinde bulunan magnezyum minerali.
4. Kalsiyum hidroksidin doygun sulu çözeltisine verilen ad.
5. Kalsiyum karbonat bileşiğinin halk arasındaki ismi.
7. Doğal radyoaktif özellik gösteren toprak alkali element.
9. İşaret ve havai fişeklerde kullanılan 12 protonlu element.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1 **IIA grubu elementleri ile ilgili,**

I. Son enerji seviyelerinde 2 elektron bulunur.

II. Asitler ile tepkimeye girerek H_2 oluşturur.

III. Doğada bileşikleri hâlinde bulunur.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız II

C) I ve III D) II ve III

E) I, II ve III

2 **Aşağıda verilen elementlerden hangisi toprak alkali metalleri arasında yer almaz?**

A) Magnezyum B) Kalsiyum

C) Potasyum D) Stronsiyum

E) Baryum

3 Öğretmen, sınıfa metalik gri renkli bir şerit getiriyor. 1 cm kadar kesip pensle tuttuğu bu şeridi çakmakla tutuşturduğunda şeridin parlak beyaz bir alevle yanarak küle dönüştüğü görülüyor.

Bu olayla ilgili,

I. Yakılan madde magnezyumdur.

II. Oluşan kül MgO bileşiğidir.

III. Yanma ürünü asidik özellik gösterir.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız III

C) I ve II D) II ve III

E) I, II ve III

4 I. Metalürjide indirgeyici olarak

II. Asitlik düzenleyici olarak

III. Çelik eldesinde safsızlık giderici olarak

Yukarıda verilenlerden hangileri kalsiyumun kullanım alanları arasındadır?

A) Yalnız I B) I ve II

C) I ve III D) II ve III

E) I, II ve III

5 Aşağıda magnezyum ve kalsiyum elementleri ile ilgili bazı bilgiler verilmiştir.

Buna göre,

I. Yer kabuğunda %3,6 oranında bulunur.

II. Klorofilin yapısına katılır.

III. Klorür tuzunun elektrolizinden elde edilir.

IV. Eksikliğinde kemik doku zayıflar.

bilgilerinin gruplandırılması aşağıdakilerden hangisinde doğru yapılmıştır?

	Magnezyum	Kalsiyum
A)	I, III	II, III, IV
B)	II, III	I, II, IV
C)	II, III	I, III, IV
D)	I, IV	II, III
E)	I, II, III	II, IV

6 **Aşağıda verilen bileşiklerin hangisinin yaygın adı yanlış verilmiştir?**

A) $Mg(OH)_2$: Magnezya sütü

B) $MgSO_4$: Epsom tuzu

C) $CaCO_3$: Kireç taşı

D) CaO : Sönmüş kireç

E) $CaSO_4$: Alçı taşı

7 Metalik gri renkli bir madde, suya atıldığı anda gaz açığa çıkararak beyaz renkli bir süspansiyon oluşturuyor. Bu süspansiyona turnusol kâğıdı batırıldığında kâğıdın rengi mavi oluyor.

Bu olayla ilgili aşağıdakilerden hangisi kesinlikle yanlıştır?

A) Madde kalsiyum metali olabilir.

B) Tepkimede oluşan gaz H_2 dir.

C) Oluşan çözelti kireç sütü olabilir.

D) Oluşan çözelti asidiktir.

E) Tepkimede oluşan bileşik $Ca(OH)_2$ olabilir.

4. ÖĞRENME BİRİMİ

13. GRUP (IIIA GRUBU) ELEMENTLERİ

KONULAR

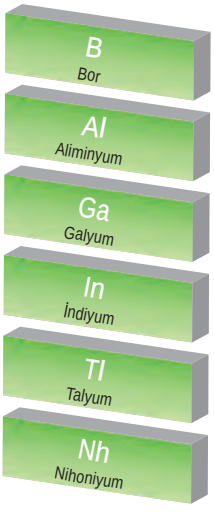
- 4.1. BOR (B)
- 4.2. ALÜMİNYUM (Al)

Bu öğrenme biriminde; 3. grup elementlerinin (toprak metalleri), bor (yarı metal) ve alüminyum (amfoter) elementlerinin genel özellikleri, bor ve alüminyum elementlerinin atomik yapısı, fiziksel ve kimyasal özellikleri, kullanım alanları, elde edilme yöntemleri, endüstriyel açıdan önemleri hakkında bilgi verilecektir.


B
In
Nh
Ga
Al
Tl

4. 13. GRUP (IIIA GRUBU) ELEMENTLERİ

IIIA grubu, periyodik tablonun 13. sütununda yer alan; bor (B), alüminyum (Al), galyum (Ga), indiyum (In), talyum (Tl) ve nihoniyum (Nh) elementlerinden oluşur. Bu grup **toprak metalleri** ya da **bor grubu elementleri** olarak adlandırılır. Bor, yarı metal olduğu için kovalent bağlı bileşikler oluştururken metal olan Al, Ga, In ve Tl elementleri iyonik bileşikler oluşturur. Alüminyum amfoter metaldir. Nihoniyum ise ilk kez 2004 yılında laboratuvar ortamında sentezlenmiş yapay bir elementtir. 2012 yılına kadar yapılan çalışmalar ile atom numarası 113 olan bu elementin keşfi kesin olarak doğrulanmış ve 2016 yılında keşfeden Japon grubun önerisi ile nihoniyum adını almıştır.



13. Grup Elementlerinin Özellikleri

- Son enerji seviyelerinde 3 elektron bulunur.
- Bileşiklerinde çoğunlukla +3 değerlik alırlar. İndiyum ve talyum +1 değerlik aldığı bileşikler de oluşturabilir.
- Elektron konfigürasyonları np^1 şeklinde bittiği için periyodik tablonun p bloğunda yer alırlar.
- Halojenlerle halojenür, oksijenle oksit bileşikleri oluştururlar.
- Yüksek sıcaklıkta kükürtle kolayca tepkimeye girerler.
- Al, Ga, In ve Tl metalleri asitler ile tepkimeye girerek hidrojen gazı çıkarırlar.
- Galyum oda sıcaklığında katı hâlde bulunur ancak erime noktası yaklaşık 29,7 °C olduğu için elde tutulduğunda eriyerek sıvı hâle geçer (Görsel 4.1).



Görsel 4.1: Galyumun vücut sıcaklığında sıvılaşması



4.1. BOR (B)

Yer kabuğunun kütlece yaklaşık %0,001'ini oluşturur. Saf bor, meteoritlerde çok az miktarda bulunurken Dünya'da elementel hâlde değil, bileşikleri ve mineralleri şeklinde bulunur. Çok çeşitli mineralleri vardır. Ticari açıdan tinkal olarak da bilinen boraks ($Na_2B_4O_7.10H_2O$), kolemanit ($2CaO.3B_2O_3.5H_2O$, Görsel 4.2), kernit ($Na_2B_40_7.4H_2O$), üleksit ($NaCaB_5O_9$ $.8H_2O$), pandermit ($Ca_4B_{10}O_{19}.7H_2O$) büyük öneme sahiptir. Sassolit (H_3BO_3) doğal hâlde bulunan borik asittir. Bor miktarının yüksek olduğu minerallerden biri de turmalindir. İçinde çeşitli elementler yer aldığı için saf borun elde edilmesi güçtür.



Görsel 4.2: Kolemanit minerali

Doğada ^{8}B, ^{10}B, ^{11}B, ^{12}B ve ^{13}B şeklinde beş adet izotopu vardır. ^{10}B ve ^{11}B kararlı izotoplar oldukları için doğada bulunan borun %99'unu oluşturur. Diğer izotopları ise radyoaktiftir.

Borun yedi adet allotropu bulunur. Bunlardan biri amorf diğerleri kristal formdadır.

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Dünyada var olan tüm bor madeni rezervlerinin yaklaşık %70'i ülkemizde bulunmaktadır. Rezerv açısından en çok bulunan mineraller **tinkal** ve **kolemanittir**. Tinkal en çok Eskişehir, kolemanit ise Kütahya ve Balıkesir bölgelerinde bulunur. Kanunlar doğrultusunda Türkiye'de bor ve bor ürünlerinin işlenmesi, üretilmesi ve pazarlanması Eti Maden bünyesinde yürütülmektedir.

DÜNDEN BUGÜNE

Elementel olarak bor, 1808 yılında Joseph Gay-Lussac (Josef Ge-Lusak, Görsel 4.3) ile Jacques Thenard ve bağımsız olarak Humphry Davy tarafından elde edilmiştir. Borun kullanılması günümüzden 4000 yıl önceye dayanır. Babilliler değerli maden işlemeciliğinde, Mısırlılar da mumyalama işlemlerinde bor ve minerallerinden faydalanmıştır.

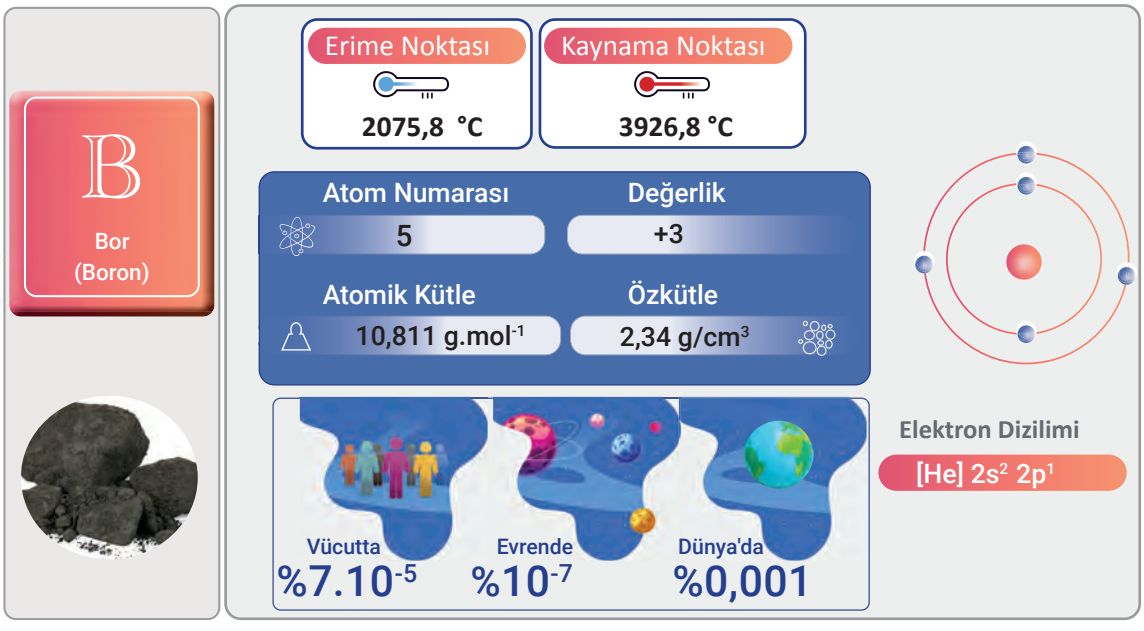
13. y.y'da Marco Polo'nun (Marko Polo) bor minerallerini Tibet'ten Avrupa'ya getirmesi ile Avrupa bor mineralleri ile tanışmıştır.

İngilizce **boron** olarak bilinen bor adı, kelime olarak boraks tuzundan türetilmiştir. Çoğunlukla göl ve deniz suyundan elde edilen boraks parlak kristal bir yapıya sahip olduğu için adını Arapça **parlak** anlamına gelen **burak** kelimesinden almıştır.



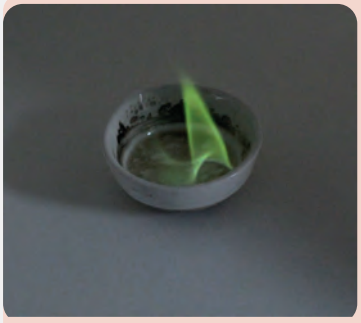
Görsel 4.3: Temsili Joseph Gay-Lussac

4.1.1. Borun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 5 protona sahip bor, periyodik tablonun 2. periyot ve 13. grubunda bulunur. Oda koşullarında katı hâlde bulunan gri renkli bu element sert ve kırılgan bir yapıya sahiptir. Yarı metal özelliği gösteren bor, yarı çapı diğer grup üyelerine göre çok daha küçük olduğu için bileşiklerinde kovalent bağ yapar.
- Kristal yapıdaki bor tepkimelere karşı genellikle pasif iken amorf bor oldukça aktiftir.
- Bor yarı iletken olduğu için doplama ile elektrik iletkenliği yükselir. **Doplama**, bir yarı iletkenin başka bir elementle alaşım oluşturarak iletkenliğinin artırılmasıdır.
- Havada kararlıdır ancak ısıtıldığında O_2 ve N_2 ile tepkimeye girerek B_2O_3 ve BN bileşiklerini oluşturur.

- Bor, ticari olarak %100 saflıkta elde edilemez. Saf kristal bor, elmastan sonra bilinen en sert maddedir. Yarı iletken olduğu için normal şartlarda elektrik iletkenliği zayıftır ancak sıcaklık artırıldıkça iletkenliği de büyük ölçüde artar. Elektronegatifliği düşük olduğundan tepkimelerinde genelde yükseltgenir. Yüksek sıcaklıkta iyi bir indirgendir. Bileşiklerinde oktedini tamamlamaz bu nedenle bileşikleri Lewis asididir. Aleve yeşil renk verir (Görsel 4.4).



Görsel 4.4: Borun alev rengi

- Yüksek sıcaklıktaki su buharı ile tepkimeye girerek borik asit oluşturur.

$$2B + 6H_2O \longrightarrow 2H_3BO_3 + 3H_2$$

- Derişik sülfürik asit ve nitrik asitle tepkimeye girerek borik asit oluşturur.

$$2B + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2H_3BO_3 + 3SO_2$$
$$2B + 6HNO_3 \longrightarrow 2H_3BO_3 + 6NO_2$$

- NaOH ve KOH çözeltileri bora etki etmez.
- Halojenler ile doğrudan tepkime verir.

$$2B + 3F_2 \longrightarrow 2BF_3$$

4.1.2. Borun Kullanım Alanları

Bor ve bor bileşiklerinin kullanım alanı oldukça geniştir. Metal sanayisinde, bakırın oksidinin giderilmesinde, alüminyum metalinin iletkenliğinin artırılmasında, çeliğin güçlendirilmesinde, maddelerin ısıya karşı dayanımını artırdığı için ısıya dayanıklı cam (Görsel 4.5) ve laboratuvar malzemelerinin üretiminde (Görsel 4.6), deterjan üretiminde, kâğıt, seramik gibi sanayilerde (ağartıcı olarak) kullanılmaktadır.



Görsel 4.5: Isıya dayanıklı cam kap

Magnezyumla oluşturduğu alaşımların yüksek sıcaklıktaki iletkenliği sayesinde bilgisayarların aksamadan çalışmasını sağlar. Nötronları absorblayıcı özelliğinden dolayı nükleer reaktörlerde kullanılır. Organobor bileşiklerinden -zehirleyici etkisinden dolayı- böcek ilacı yapımında, borik asitten ısıya dayanımı sayesinde yanmaz kıyafetlerin yapımında yararlanılmaktadır.



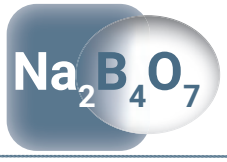
Görsel 4.6: Isıya dayanıklı laboratuvar malzemesi

Canlılarda Bor

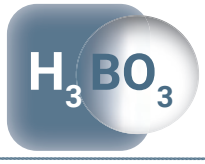
Bor vücuttaki D vitamini ve kalsiyum gibi minerallerin düzenlenmesinde rol oynar. Bu minerallerin azalmasını önleyerek kemik yapısının korunmasına yardımcı olur. İnsan vücudunu zehirleyici etki göstermez ancak aşırı doz alımında metabolizmayı olumsuz etkiler. Günlük 1-13 mg bor alımı yeterli kabul edilir. Böcekler için zehirleyici etkiye sahip olduğundan dolayı ilaç endüstrisinde kullanılmaktadır. Bor açısından en zengin besinler; elma, vişne, üzüm, fasulye, pancar, biber, ceviz ve fındıktır.

4.1.3. Borun Önemli Bileşikleri

Bor genellikle kovalent karakterli olmak üzere birçok organik ve inorganik bileşik oluşturmaktadır.



Boraks ya da **tinkal** adı ile bilinen bileşik; ısıya dayanıklı ve kırılmaz silikat camı imalatı, yalıtım malzemesi, hayvansal ve tarımsal ilaç üretimi, tekstil, temizlik, boya vb. alanlarda kullanılmaktadır.



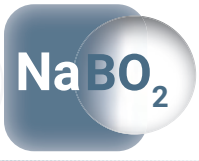
Borik asit, H_3BO_3 veya $B(OH)_3$ formülleri ile gösterilebilir. Bakteri öldürücü madde üretiminde ana bileşen, konservelerde tampon çözelti hazırlamak için kullanılmaktadır.



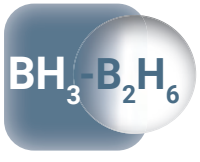
Çok sert bir madde olan B_4C, zırh ve kurşun geçirmez yelek yapımında kullanılmaktadır.



Sodyum borhidrür; pek çok kimyasal tepkimede indirgen, jet ve roketlerde yakıt ve hidrojen kaynağı, seramik, kâğıt ve deri sanayisinde ağartıcı, ağır metallerin sudan uzaklaştırılmasında ayırıcı olarak kullanılmaktadır.



Sodyum metaborat; suyun temizlenmesinde ve yumuşatılmasında, fiberglas ve pireks (ısıya dayanıklı) cam üretiminde kullanılmaktadır.



Borun hidrojenle yaptığı bileşiklere **boranlar** denir. En basit üyesi BH_3 tür ancak çoğunlukla daha kompleks bir formda bulunur. Bu kompleks yapıların en basiti B_2H_6, diboran adıyla bilinir. Boranlar yandıklarında yüksek enerji vermeleri nedeniyle yakıt olarak kullanılmaktadır.

4.1.4. Borun Elde Edilme Yöntemleri

Bor aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Bor Minerallerinden Bor Eldesi

Bor minerallerinden elementel bor eldesi üç aşamada gerçekleşir.

- İlk basamakta bor mineralleri asitle tepkimeye sokularak borik asit elde edilir.

$$Na_2B_4O_7.10H_2O + 2HCl \rightarrow 4H_3BO_3 + 2NaCl + 5H_2O$$

- Borik asit ısı ile ayrıştırılarak bor trioksit elde edilir.

$$2H_3BO_3 \xrightarrow{\text{ISI}} B_2O_3 + 3H_2O$$

- Bor trioksit, magnezyum ile indirgenerek elementel bor elde edilir.

$$B_2O_3 + 3Mg \rightarrow 3MgO + 2B$$

2. Uçucu Bor Bileşiklerinin H_2 İle İndirgenmesiyle Bor Eldesi

BF_3 , BCl_3 , BBr_3 , BI_3 gibi uçucu bor bileşikleri hidrojen gazı ile indirgenerek çok yüksek saflıkta elementel bor elde edilir.

$$2BCl_3 + 3H_2 \rightarrow 2B + 6HCl$$

3. KBF_4 Bileşiğinin Na İle İndirgenmesiyle Bor Eldesi

800 °C'de erimiş KCl/KF içinde eritilen tetraflorboratların (KBF_4), Na metali ile indirgenmesiyle yüksek saflıkta elementel bor elde edilir.

$$KBF_4 + 3Na \rightarrow KF + 3NaF + B$$

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Borik Asidin Özellikleri



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Borakstan borik asit elde ederek özelliklerini incelemek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Su banyosu
- Buz banyosu
- Süzgeç kâğıdı
- Porselen kapsül
- Huni
- Mavi turnusol kâğıdı
- Çakmak
- Terazi
- Spatül
- Pipet
- Erlen

Kimyasal madde:
- Katı boraks
- Derişik HCl çözeltisi
- Etil alkol
- Saf su

İşlem Basamakları

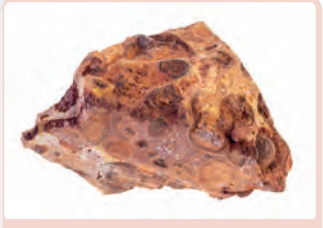
1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz ve kuru bir deney tüpüne yaklaşık 1 gram boraks alınız.
3. Üzerine 5 mL kadar saf su eklediğiniz deney tüpünü 80 °C deki su banyosunda ısıtınız.
4. Yaklaşık 2 mL derişik HCl çözeltisini karışıma yavaşça ilave ediniz.
5. Turnusol kâğıdı yardımıyla asitliği kontrol ediniz.
6. Deney tüpünü buz banyosunda bekletiniz.
7. Oluşan borik asit kristallerini gözlemleyiniz. Süzgeç kâğıdı yardımı ile kristalleri süzünüz.
8. Elde ettiğiniz kristalleri porselen kapsüle alınız.
9. Kristalleri, üzerini ıslatacak kadar etil alkol ilave ederek yakınız.
10. Oluşan rengi gözlemleyiniz.
11. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Yaptığınız deneye göre borik asidin hangi özelliklerini gözlemlediniz? Açıklayınız.



4.2. ALÜMİNYUM (Al)



Görsel 4.7: Boksit minerali

Dünyada silisyum ve oksijenden sonra en bol bulunan 3. elementtir. Yer kabuğunun yaklaşık %8'ini oluşturan alüminyum, doğada bileşikleri ve mineralleri hâlinde bulunur. %60 ila %70 alüminyum içeriğine sahip olan boksit ($Al_2O_3.nH_2O$, Görsel 4.7) en bol bulunan, endüstri için en çok tercih edilen mineraldir. Bunun yanı sıra kaolinit ($Al_2O_3.2SiO_2.2H_2O$), feldspat ($KAlSi_2O_8$), mika [$H_2Al_3(SiO_4)_3$] gibi birçok minerali vardır. Ayrıca değerli taşların (yakut, safir, zümrüt vb.) minerallerinde de alüminyum mevcuttur. Kireç taşı ve kumdan meydana gelen minerallerin yapısında bol miktarda alüminyum bulunur.

^{21}Al ile ^{42}Al arasında izotopları vardır ancak ^{27}Al dışındakilerin hepsi radyoaktiftir.

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Alüminyum, kolay işlenebilmesi ve korozyona karşı dayanıklı olması nedeni ile endüstri ve sanat dalında kullanılan bir elementtir. 1892 yılında heykeltıraş Alfred Gilbert (Alfired Gilbırt) tarafından yapılan **Eros heykeli** alüminyumdan yapılan ilk heykellerden biridir (Görsel 4.8). Heykel, VII. Shaftesbury kontu Anthony Cooper'ın yoksullar için yaptığı yardımların onurlandırılması amacıyla Londra'daki Piccadilly meydanına yerleştirilmiştir.



Görsel 4.8: Eros heykeli

DÜNDEN BUGÜNE

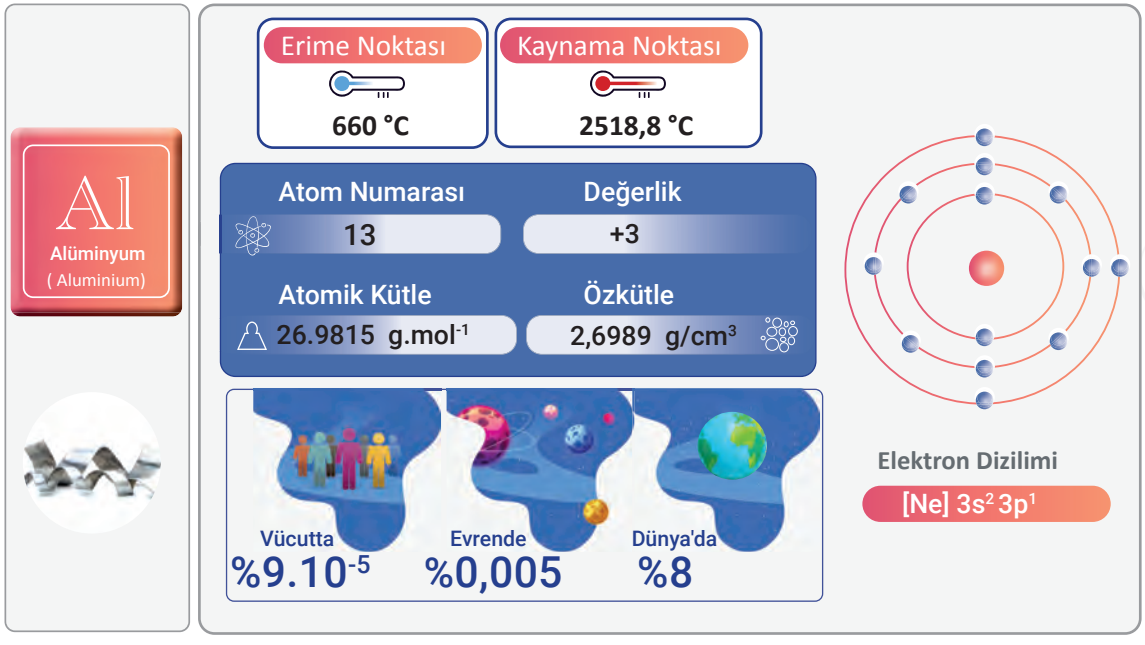
Alüminyumun tarihi **şap** ile başlar. MÖ V. yüzyıla kadar dayanan yazılı kaynaklarda şapın Eski Roma ve Greek uygarlıkları tarafından boya ve tekstil ürünü olarak kullanıldığından bahsedilir. Alüminyumun saf hâlde elde edilmesi 1824 yılında Danimarkalı fizikçi ve kimyager Hans Christian Ørsted (Hans Krisçın Orstıd, Görsel 4.9) tarafından başlatılan çalışmalara dayanır. 1827 yılında Friedrich Wöhler (Fridrih Vöhla) saf hâlde alüminyum elde etmeyi başarmıştır.

Alüminyum adı Latince şap anlamına gelen **alumin** kelimesinden türetilmiştir. İngilizcede metalleri belirten -yum (-ium) ekinin bu kelimeye gelmesi ile alüminyum şeklini almıştır.



Görsel 4.9: Temsili Hans Christian Ørsted

4.2.1. Alüminyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 13 protona sahip alüminyum, periyodik tablonun 3. periyot ve 13. grubunda yer alır.
- Oda koşullarında katı hâlde bulunan alüminyum, yumuşak yapılı gri renkli bir metaldir.
- Son enerji seviyesinde 3 elektron bulunduğu için bileşiklerinde bu 3 elektronu verir, +3 yük alır ve soy gaz düzenine geçer.
- Aktif bir metal olmasına rağmen yüzeyinin oksitlenmesi ile oluşan koruyucu tabakadan dolayı seyreltik asitlerde hidrojen gazı çıkaramaz.
- Demirden sonra en fazla kullanılan metaldir. Elektriği iletir.
- Ferromanyetik değildir. Yandığında kıvılcım çıkarmaz. Birçok alaşımı vardır.

- Havada yakılırsa oksit ve nitrürünü oluşturur.

$$2Al + \frac{3}{2}O_2 \rightarrow Al_2O_3$$

$$Al + \frac{1}{2}N_2 \rightarrow AlN$$

- Amfoter özellikte olduğu için asit ve kuvvetli bazlar ile tepkimeye girer.

$$Al + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + \frac{3}{2}H_2$$

$$Al + NaOH + 3H_2O \rightarrow NaAl(OH)_4 + \frac{3}{2}H_2$$

- 100°C de su ile tepkimeye girer.

$$2Al + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2$$

- Al ve S tozları tutuşturulduğunda Al_2S_3 bileşiği oluşur.

$$2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$$

4.2.2. Alüminyumun Kullanım Alanları

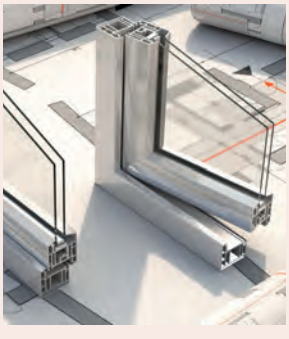


Görsel 4.10: Alüminyumdan yapılmış kap

Alüminyumun kullanım alanı oldukça geniştir. Yoğunluğu düşük bir metal olduğu için hafif alaşımların elde edilmesinde, otomobil, uzay aracı, bisiklet, kamyon vb. ulaşım araçlarının yapımında çok fazla tercih edilir. Dayanıklıdır, toksik değildir ve besinler tarafından emilmediği için kutu, folyo vb. ambalaj malzemelerinin yapımında (Görsel 4.10), korozyona karşı dirençli ve hafif olduğu için inşaat sektöründe (Görsel 4.11), iletkenliği yüksek olduğu için motor, jeneratör vb. araçlarda, yemek pişirme gereçlerinin üretiminde, alüminatermi yöntemi ile de bazı metallerin eldesinde kullanılır.

$$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3 \quad \Delta H = -852\ kJ$$

Alüminyumun minerallerinden saf olarak elde edilmesi zor ve maliyetli bir iş olduğu için geri dönüşümü daha çok tercih edilir.



Görsel 4.11: Alüminyum doğrama pencere

Canlılarda Alüminyum

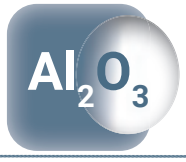
Alüminyum, yüksek dozda alınmadığı takdirde zararsız, fazlası idrar yoluyla atılan bir metaldir. Vücuda idrarla atılamayacak kadar yüksek dozda ve sürekli alüminyum alımı çeşitli hastalıklara sebep olur. Alüminyumun beyinde birikimi Alzheimer, Parkinson gibi ciddi beyin hastalıklarına yol açabilir.

Kemiklerde birikmesi durumunda kemikleşmeye engel olur ve hemoglobin sentezi bozulur. Vücutta bazı enzimatik reaksiyonları inhibe (yavaşlatıcı, durdurucu etki) edebilir.

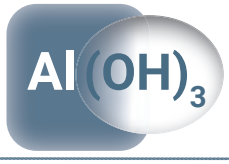
İşlenmiş peynirler, tahıl ürünleri ve yüksek asitliğe sahip topraklarda yetişen çay, alüminyum içeren besinlerdir. Soya içeren bebek mamalarında da bir miktar alüminyum bulunur.

4.2.3. Alüminyumun Önemli Bileşikleri

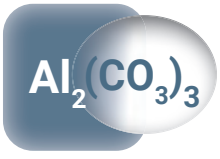
Bileşiklerinde +3 yükseltgenme basamağına sahip olan alüminyum, iyonik bileşikler oluşturur.



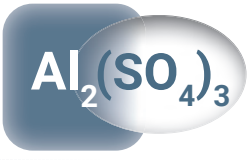
Hidrat suyu içeren hâli doğada boksit minerali olarak bulunur. Endüstride **alümina** olarak bilinen Al_2O_3, yakut, safir, zümrüt, ametist gibi doğal taşların yapısında mevcuttur. Bu taşlar süslemecilikte ve mücevheratta kullanılır.



Amfoter özellik gösteren alüminyum hidroksit, kuvvetli asitlerle tuz oluşturur. Kuvvetli bazlarla alüminat (AlO_2^-) oluşturmak üzere tepkimeye girer.



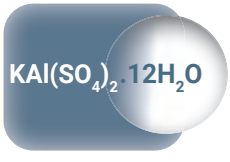
Kararsız bir bileşik olan alüminyum karbonat, kolayca $Al(OH)_3$ ve CO_2 gazına dönüşür. Bu özelliğinden dolayı bazı yangın söndürücülerin içeriğinde kullanılır.



Su arıtımında koagülant olarak kullanılan $Al_2(SO_4)_3$ boyacılıkta ve tekstilde boyar maddelerin liflere bağlanması (mordan), kâğıt sanayisinde de kâğıdın tutkallanması amacıyla kullanılmaktadır.



Organik bileşiklerin tepkimelerinde katalizör olarak kullanılan alüminyum klorür, higroskopik özelliktedir. Kan durdurucu olarak kullanılır. Bunun yanı sıra petrol sanayisinde ve kauçuk eldesinde de alüminyum klorürden yararlanılır.



Potasyum alüminyum sülfat dodekahidrat, **şap** olarak bilinen çift tuzdur. Kurutucu etkisinden dolayı sivilce, uçuk ve aft ilaçlarının yapımında, fotoğrafçılıkta ve ateşe dayanıklı giysi üretiminde kullanılmaktadır.

Alüminyum metalinin $LiAlH_4$, $Al(NO_3)_3$, Al_2S_3, Al_4C_3, $(NH_4)Al(SO_4)_2$ gibi inorganik bileşikleri ve organoalüminyum bileşikleri bulunur.

4.2.4. Alüminyumun Elde Edilme Yöntemleri

Alüminyum aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Alüminanın Elektroliziyle Alüminyum Eldesi

Boksitten elde edilen alümina (Al_2O_3), eritildikten sonra elektroliz edilir (Hall-Heroult elektrolizi). Alüminanın erime noktası yüksek olduğu için kriyolit (Na_3AlF_6) kullanılarak erime noktası düşürülür.

$$2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2$$

2. Geri Dönüşüm İle Alüminyum Eldesi

Atık alüminyum ürünlerinin dönüştürülmesiyle tekrar tekrar alüminyum elde edilebilir.

Geri dönüşümün sıklıkla kullanılmasının nedeni, mineralden üretime göre çok daha az enerjinin harcanması ve maliyetin daha az olmasıdır.

2. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Alüminyumun Özellikleri



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Alüminyumun amfoter özelliklerini incelemek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Spatül
- Pastör pipeti

Kimyasal madde:
- Alüminyum metali parçaları
- Derişik HCl çözeltisi
- Derişik NaOH çözeltisi

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. İki adet deney tüpü alınız.
3. Deney tüplerinden birine derişik HCl asit çözeltisi diğerine NaOH çözeltisi koyunuz.
4. Her iki deney tüpüne de bir parça alüminyum metali ekleyiniz.
5. Deney tüplerinde gerçekleşen tepkimeleri gözlemleyiniz.
6. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **Deneyde gerçekleşen tepkimelerin denklemlerini yazınız.**

2. **Alüminyumun hem asit hem de baz çözeltisi ile tepkimeye girmesinin nedenini açıklayınız.**

3. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Şap Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Şap elde etmek.

Araç gereç:
- Beher
- Spatül
- Baget
- Sıcak su banyosu
- Süzgeç kâğıdı
- Pastör pipeti
- Mezür
- Huni
- Erlen

Kimyasal madde:
- Katı K_2SO_4
- Katı $Al_2(SO_4)_3$
- Derişik H_2SO_4 çözeltisi
- Saf su

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. İki adet beherin her birine 10 mL saf su koyunuz.
3. Beherlerden birine iki spatül K_2SO_4 , diğerine üç spatül $Al_2(SO_4)_3$ katısı koyarak karıştırınız.
4. Elde ettiğiniz çözeltileri sıcak su banyosunda ısıtarak doygun hâle getiriniz.
5. $Al_2(SO_4)_3$ çözeltisinin üzerine K_2SO_4 çözeltisini yavaşça ilave ettikten sonra 2-3 damla derişik H_2SO_4 çözeltisi ekleyiniz.
6. Karışımı kristallendirmeye bırakınız.
7. Karışımı süzgeç kâğıdı ile süzünüz.
8. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

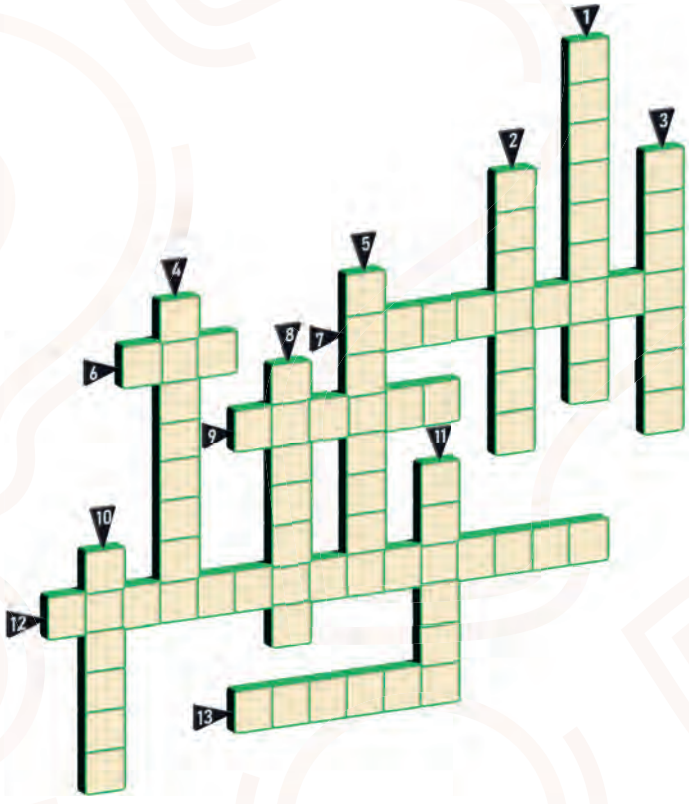
Değerlendirme

1. **Deneyde gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.**

2. **Kristallendirme sonucunda oluşan çökeleğin formülünü yazınız.**

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

6. IIIA grubunda bulunan yarı metal element.
7. 13. grubun amfoter özellik gösteren elementi.
9. En bol alüminyum içeriğine sahip mineral.
12. IIIA grubu elementlerine verilen diğer isim.
13. Oda koşullarında elle tutulunca sıvı hâle geçen IIIA grubu elementi.

Yukarıdan Aşağıya

1. 13. grubun laboratuvar ortamında sentezlenmiş elementi.
2. IIIA grubunda bulunan sembolü In olan element.
3. Alüminyum oksit bileşiğinin endüstriyel adı.
4. Bor elementinin hidrojen ile yaptığı bileşiklere verilen ad.
5. Doğal hâlde bulunan borik asit.
8. Bir yarı iletkenin başka bir elementle alaşım oluşturarak iletkenliğinin artırılması.
10. Sembolü Tl olan element.
11. Ticari açıdan en çok kullanılan ve diğer ismi tinkal olan bor minerali.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1 I. Değerlik kabuğunda 3 elektron bulunur.

II. Bileşiklerinde her zaman +3 değerlik alır.

III. Bileşikleri iyonik karakterlidir.

Yukarıda verilen özelliklerden hangileri tüm 13. grup (IIIA) elementleri için ortaktır?

A) Yalnız I B) Yalnız III

C) I ve II D) II ve III

E) I, II ve III

2 Bor elementinin çekirdeğinde 5 proton bulunur.

Aşağıdaki bilgilerden hangisi bor elementi için yanlıştır?

A) Yarı metal sınıfındandır.

B) 13. grup elementidir.

C) Oda koşullarında katı hâldedir.

D) Bileşikleri iyonik karakterlidir.

E) Son enerji düzeyinde üç elektron bulunur.

3 **Alüminyum ile ilgili,**

I. Yerkabuğunda en bol bulunan 3. elementtir.

II. Asitlerde ve kuvvetli bazlarda çözünür.

III. Doğada bileşikleri hâlinde bulunur.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız II

C) I ve II D) I ve III

E) I, II ve III

4 **Aşağıdaki elementlerden hangisi IIIA grubu (13. grup) elementi değildir?**

A) Alüminyum B) Galyum

C) Germanyum D) İndiyum

E) Talyum

5 **Bor bileşikleri ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?**

A) H_3BO_3 bileşiği boranlar sınıfının ilk kompleks üyesidir.

B) Sodyum metaborat ($NaBO_2$) pireks camlarda kullanılır.

C) $NaBH_4$ bileşiği hidrojen kaynağı olarak kullanılır.

D) $Na_2B_4O_7.10H_2O$ boraks olarak bilinen bor mineralidir.

E) B_4C zırh ve kurşun geçirmez yelek yapımında kullanılır.

6 Alüminyum elementinin yükseltgenme eğilimi oldukça büyük olmasına rağmen alüminyum levhalar korozyona karşı dirençlidir.

Bu durum aşağıdakilerden hangisinin sonucudur?

A) Değerlik katmanında üç elektron bulunması

B) Yüzeyinin oksit tabakası ile kaplı olması

C) Amfoter özellik göstermesi

D) Bileşiklerinde +3 değerlik alması

E) Alaşımlarının özkütlesinin küçük olması

7 Alüminyum alaşımları oldukça hafif ve korozyona karşı dirençlidir.

Bu özellikler düşünüldüğünde alüminyum

I. uçak sanayisi,

II. otomobil üretimi,

III. ambalaj malzemesi üretimi

alanlarından hangileri ile ilişkilidir?

A) Yalnız III B) I ve II

C) I ve III D) II ve III

E) I, II ve III

5. ÖĞRENME BİRİMİ

14. GRUP (IVA GRUBU) ELEMENTLERİ

KONULAR

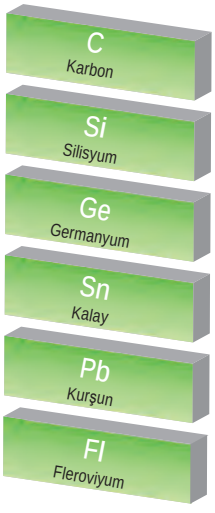
- 5.1. KARBON (C)
- 5.2. SİLİSYUM (Si)
- 5.3. KALAY (Sn)
- 5.4. KURŞUN (Pb)

Bu öğrenme biriminde 14. grup elementlerinin (karbon grubu) genel özellikleri, karbon (ametal), silisyum (yarı metal), kalay ile kurşun (metal) elementleri incelenecek, karbonun doğal allotropları olan elmas ve grafitin farkları ve kullanım alanları ele alınacaktır. Yer kabuğunun bolluk bakımından ikinci sırasında olan silisyum elementinin ve kullanımı milattan önceki yıllara dayanan kalay ve kurşunun özellikleri, tepkimeleri ve kullanım alanları hakkında bilgi verilecektir.


Sn
Fl
Ge
C
Si
Pb

5. 14. GRUP (IVA GRUBU) ELEMENTLERİ

IVA grubu, periyodik tablonun 14. sütununda yer alan karbon (C), silisyum (Si), germanyum (Ge), kalay (Sn), kurşun (Pb) ve Fleroviyum (Fl) elementlerinden oluşur. Bu grup **karbon grubu** olarak da bilinir.



Karbon ametal, silisyum ve germanyum yarı metal, kalay ve kurşun metaldir. Fleroviyum ise 1998 yılında sentezlenen yapay bir elementtir.

Grup elementlerinin farklı karakteristik özellikler göstermesinin nedeni atom yarı çapının grup içinde yukarıdan aşağıya doğru artması ve dış enerji seviyesindeki elektronların çekirdek tarafından az bir kuvvetle çekilmesidir.

Alt periyotlardaki elementlerin son enerji seviyesinde daha çok boş orbital bulunması bu elementlerin metalik özellik göstermesine neden olur.

14. Grup Elementlerinin Özellikleri

- Son enerji seviyelerinde 4 elektron bulunur.
- Elektron konfigürasyonları np^2 şeklinde bittiği için periyodik tablonun p bloğunda yer alırlar.
- Grupta atom numarası arttıkça atom kütlesi ve özkütle artar, iyonlaşma enerjileri azalır.
- Grubun en hafif üyesi karbondur.
- Karbon ve silisyum, bileşiklerinde 4 adet kovalent bağ yapar.
- Germanyum 4 adet kovalent bağ yapabildiği gibi 2 elektron vererek +2 yüke sahip olabilir.
- Kalay ve kurşun, +2 veya +4 yüklü iyon durumuna geçerek iyonik bileşikler oluşturur.
- Grupta bulunun doğal elementlerin tümü kompleks bileşikler oluşturabilir.
- Grupta sadece Pb, doğrudan sudan etkilenir. Karbon, silisyum ve kalay su ile ancak yüksek sıcaklıkta tepkimeye girer.
- Kalay ve kurşun amfoter olduklarından asitlerle ve alkali metal hidroksitleri ile tepkime verir. Karbon ise asitlere karşı oldukça dirençlidir.
- Silisyum ve silisyum dioksit yalnızca HF ile tepkime verir ancak bu tepkime, HF'ün asit özellik göstermesinden dolayı değil florür iyonunun silisyumla etkileşimi sonucu gerçekleşir.



5.1. KARBON (C)

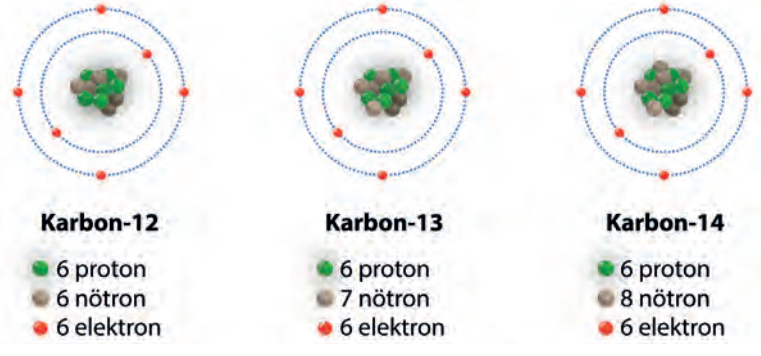
İnsan vücudunda oksijenden sonra en bol bulunan elementtir. Güneş'te, yıldızlarda birçok gezegenin atmosferinde varlığı tespit edilen karbon, yer kabuğunda yaklaşık % 0,2 oranında elementel ve mineralleri şeklinde bulunur. Gözlenebilir evrende hidrojen, helyum ve oksijenden sonra kütlece en fazla bulunan elementtir. Doğadaki en saf hâli elmas ve grafittir. Tüm kömürlerin ana maddesi grafittir. Antrasit ve taş kömürü (Görsel 5.1) karbon içeriği en fazla olan kömür türleridir. En önemli mineralleri kireç taşı, dolomit, magnezit, barit, demir spat vb. karbonatlı mineralleridir.



Görsel 5.1: Taş kömürü

Karbon, tekli, ikili ve üçlü bağ yapabildiği için çok fazla bileşiği vardır. Karbon bileşiklerinden CO, CO_2, CS_2, karbonat ve siyanür bileşikleri dışındakiler **organik bileşikler** olarak sınıflandırılır. Organik bileşiklerle ilgilenen kimya dalına **organik kimya** denir.

^{8}C ve ^{22}C arasında bilinen 15 izotopu vardır. Bunlardan ^{12}C, ^{13}C ve ^{14}C en kararlı izotoplarıdır (Şekil 5.1). Doğada en yaygın (%98) olan ^{12}C izotopudur. ^{14}C radyoaktiftir. Yarılanma ömrü 5730 yıldır ve 50 bin yıldan eski olmayan tarihi buluntuların yaşının hesaplanmasında kullanılır.



Şekil 5.1: Karbonun izotopları



Görsel 5.2: Elmas



Görsel 5.3: Grafit

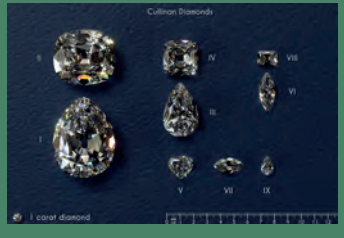
Karbonun iki doğal allotropu vardır. Bunlar elmas (Görsel 5.2) ve grafittir (Görsel 5.3). Elmasta tüm karbon atomları tekli bağlarla bağlanmıştır. Grafitte ise ikili ve tekli bağlar yapan karbon atomları birbirine bağlı altıgen halkalar oluşturur. Bu yapı düzlemseldir. Bu düzlemsel tabakalar birbirine Van der Waals kuvvetleri ile bağlanır.

Grafen ve fulleren karbonun yapay allotroplarıdır. Dünyada laboratuvar ortamında üretilmektedir. Grafen tek bir grafit tabakasından oluşur ve bu tabakalarda beşgen, altıgen veya yedigen halkalar bulunabilir. Fulleren ise top ve tüp formlarında üretilir. Top formu 60 karbondan oluşan, yüzeyinde altıgen ve beşgen halkalar bulunan futbol topu şeklinde bir moleküldür. 2010 yılında Hubble Uzay Teleskopu tarafından Tc 1 bulutsusunda top formunda fulleren tespit edilmiştir. Karbonun amorf yapıda bulunan allotropları da mevcuttur.

BİLGİ

7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

Şimdiye kadar bulunan en büyük işlenmemiş elmas olan Cullinan Elması (Görsel 5.4) İngiliz Kraliyet Mücevherlerinin sergilendiği Kraliyet Koleksiyonu'na hediye edilmiştir. 3106,75 karat (621,35 g) olan elmas, dokuz parçaya ayrılmıştır ve her parça İngiltere Kraliyet Mücevherlerine kayıtlıdır. En büyük iki parça törenlerde kullanılmak üzere Haçlı Hükümdar Asası'na ve İmparatorluk Devlet Tacı'na yerleştirilmiştir.



Görsel 5.4: Cullinan elmas parçaları

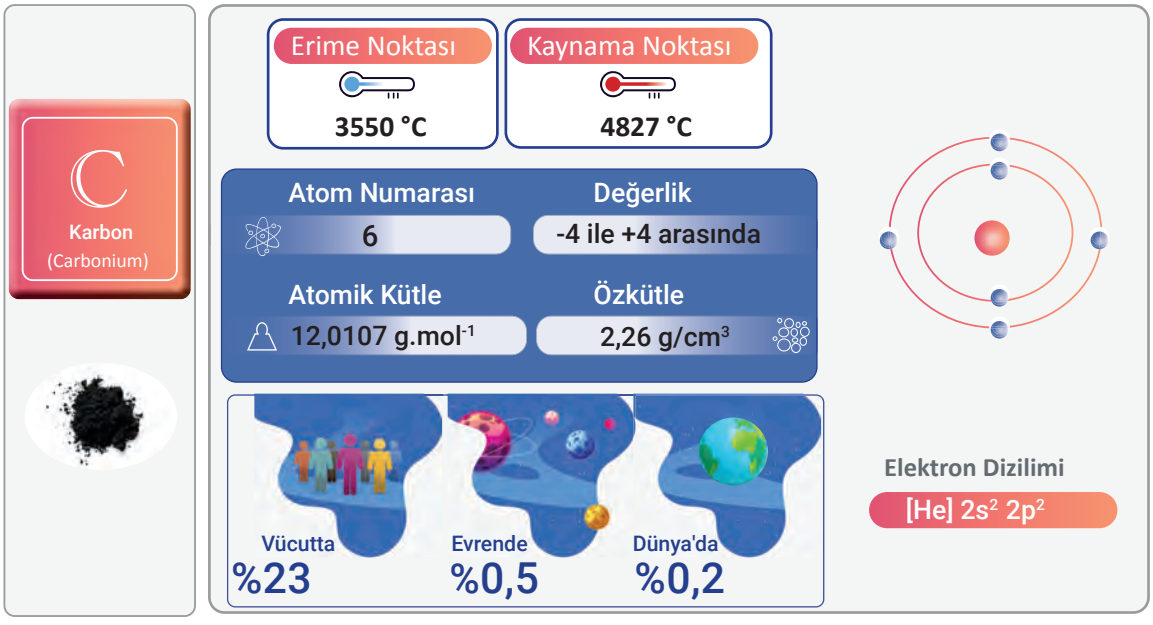
DÜNDEN BUGÜNE

Adını, Latince **carbo** ya da **carbon** olarak kullanılan odun kömürü kelimesinden alan karbon, MÖ. 3000-4000 yılları arasında Mısırlılar ve Sümerler tarafından biliniyor ve çeşitli şekillerde kullanılıyordu. Karbonu bir element olarak ilk kez 1789 yılında Antoine Lavoisier (Antuan Lavozi, Görsel 5.5) tanımlamıştır. 1961 yılında elementlerin atom kütlelerinin ölçülmesinde referans alınan oksijen atomu yerine karbon-12 izotopu kullanılmaya başlanmıştır.



Görsel 5.5: Temsili A. Lavoisier

5.1.1. Karbonun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 6 protona sahip karbon, periyodik tablonun 2. periyot ve 14. grubunda bulunur. Oda koşullarında katı hâlde bulunan, bileşiklerinde çoğunlukla 4 bağ yapan ametalik bir elementtir.
- Çoğu bileşiği kovalent özelliktedir. Bilinen bileşik türlerinin yaklaşık %94'ü karbon içerir ve birçok yaşamsal faaliyette rol oynar.
- Grafit, karbon atomlarının arasındaki pi bağı elektronlarının hareketi sayesinde elektrik akımını iletir. Yumuşak ve yağsı bir yapısı vardır. Yüksek sıcaklıklara dayanabilir. Elmastaki tüm bağlar sigma bağı olduğu için elektrik akımını iletemez ancak iyi bir ısı iletkenidir. Tepkimelere karşı ilgisizdir. Doğada bilinen en sert maddedir ve saf karbondan oluşur.
- Bu iki form da yüksek sıcaklıklarda oksijen ile yanma tepkimesi verir ve CO_2 oluşturur.

  $C + O_2 \longrightarrow CO_2$
- Yüksek sıcaklık ve basınç altında grafit, elmasa dönüşür (3000°C ve 125000 atm). Sentetik olarak üretilen elmaslar da mevcuttur. Sentetik elmas ziynet eşyası olarak kullanmak için değil endüstriyel ve teknolojik amaçlar için üretilir.
- Oksijen miktarının yetersiz olduğu durumlarda yanma tam gerçekleşmez ve zehirli bir gaz olan CO oluşur.

  $2C + O_2 \longrightarrow 2CO$
- Halojenlerle doğrudan tepkime vermez ancak hidrokarbonlar sübstitüsyon ve katılma tepkimeleri ile organo halojenür bileşikleri oluşturur.

  $CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + HCl$

  $C_2H_4 + Br_2 \longrightarrow C_2H_4Br_2$

5.1.2. Karbonun Kullanım Alanları



Görsel 5.6: Elmas taşlı yüzük



Görsel 5.7: Kurşun kalem

Karbon ve bileşiklerinin kullanım alanı oldukça geniştir. Kömür, petrol, metan gibi karbon kaynaklarının yakıt olarak kullanılmasında, demir ile alaşım oluşturarak karbon çeliği eldesinde çokça kullanılmaktadır. Karbon ayrıca ısıya dayanıklı boya üretiminde, nanoteknoloji alanında, çeşitli polimerlerin üretilmesinde ve nükleer reaktörlerde nötron yavaşlatıcı olarak iş görmektedir.

Elmas en sert doğal maddedir. Bu özelliği ile cam kesici, taş yontucu, delici olarak kullanılmaktadır. Güzel bir görünüme sahiptir ve özellikle mücevher yapımında kullanılmaktadır (Görsel 5.6). Grafit kömürün esas bileşenidir. Karbonun en kararlı allotropudur. Kömürü yakıt olarak kullanılır. Saflaştırılmış grafitin ise çok çeşitli kullanım alanları vardır. Kurşun kalemlerin uçları grafitten üretilir (Görsel 5.7). Pil üretiminde ve elektronikte (iletkenlik özelliği), bazı metallerin elektrolizle indirgenmesi işleminde (elektrot olarak) ve endüstride (yağlayıcı) grafitten faydalanılır. Toz hâlinde geniş yüzey alanı sağlar. Çok iyi yüzey adsorbansı olduğundan mide yıkamak için kullanılır. Grafen, elektronik özellikleri olan bir madde olduğu için genellikle bu alanda kullanılırken fulleren kendine nanoteknolojide geniş kullanım alanları bulmaktadır.

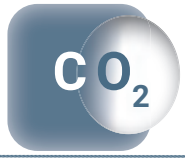
Canlılarda Karbon

Karbon, canlıların yapısında bulunan karbonhidrat, protein, yağ, vitamin gibi pek çok organik bileşiğin ana elementlerinden biridir. İnsan vücudunun kütlece yaklaşık %23'ünü oluşturur. Enerji üretimi için yapılan solunumla açığa çıkan ürünlerin içeriğinde de karbon bulunur.

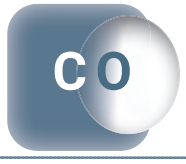
Karbonun canlılar için toksisitesi oldukça düşüktür. Sindirim sistemindeki HCl gibi asidik maddelerde çözünmeye karşı dirençlidir. Yüksek miktarlarda kömür tozunun solunması hâlinde akciğerleri tahriş ederek hastalıklara sebep olabilir.

5.1.3. Karbonunun Önemli Bileşikleri

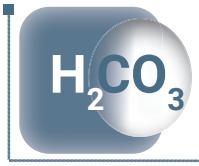
Bileşiklerinde genellikle 4 bağ yapan karbonun milyonlarca bileşiği vardır.



Karbonun tam yanması ile elde edilen karbon dioksit canlıların solunumu sırasında dışarı salınır. Atmosferde bulunan karbon dioksidi bitkiler fotosentez yaparken kullanır. Katı hâline **kuru buz** denilmektedir.



Karbonun az oksijenli ortamda yanması sonucu oluşur. Kokusuz, renksiz ve zehirli bir gazdır. Hemoglobine oksijenden beş kat daha iyi bağlandığı için soba, şofben vb. zehirlenmeleri CO salınması sebebiyle gerçekleşir.



Karbon dioksidin suda çözünmesi ile oluşan karbonik asit, asitli içecek yapımında kullanılır. Yağmur suyunda CO_2 in çözünmesi sonucunda bir miktar bulunur. Kanda H_2CO_3/HCO_3^- tamponunun oluşmasını sağlayarak kan pH'ını dengeler. Saf karbonik asit elde edilemez.



Yunanca **ışıkta gelen** anlamı olan **fosgen,** CO ve Cl_2 gazlarının ışıkta tepkimeye girmesi ile oluşur. Çok zehirli bir gaz olduğu için 1. Dünya Savaşı'nda kullanılmış ve on binlerce kişinin ölümüne neden olmuştur.



Organik maddeler için iyi bir çözücü olduğundan laboratuvarlarda kullanılır.



Elektronegatifliği karbondan düşük veya yakın elementlerle oluşturduğu Na_4C, CaC_2, SiC vb. bileşiklerdir.



Siyanür (CN^-), siyanat (OCN^-) ve tiyosiyanat (SCN^-) karbonun en bilinen azotlu kökleridir. Siyanür, cevherinden altının ayrıştırılmasında kullanılır ve çok zehirlidir.



Sadece C ve H'den oluşan organik bileşiklerdir. İlk üyesi metandır (CH_4). Hidrokarbonlar çoğunlukla yakıt olarak kullanılır. Ham petrolün içeriğinde bulunur. Petrolden bir çok endüstriyel ürün elde edilir.

Karbonun metal karbonatları (CO_3^{2-}) başta olmak üzere birçok inorganik ve organik bileşikleri vardır. Kullanılan polimerlerin büyük çoğunluğu karbon içeren makro moleküllerdir.

5.1.4. Karbonun Elde Edilme Yöntemleri

Karbon aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Kömürün Damıtılması İle Karbon Eldesi

Kömürün havasız ortamda ısıtılarak uçucu bileşiklerinden ayrılması sağlanır. Bileşiklerin ayrılmasıyla kok kömürü, odunun damıtılması ile de mangal kömürü denilen karbon kaynağı elde edilir.

2. Sakkarozun Isıtılması İle Karbon Eldesi

Sakkarozun (çay şekeri) havasız ortamda ısıtılmasıyla karbon elde edilir.

$$C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12C + 11H_2O$$

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Karbon Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Sülfürik asit etkisiyle sakkarozdan karbon elde etmek.

Araç gereç:
- Beher
- Baget
- Spatül
- Mezür
- Pipet
- Terazi

Kimyasal madde:
- Toz şeker
- Derişik H_2SO_4 çözeltisi
- Saf su

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz bir behere 10 gram kadar toz şeker koyup 10 mL su ile çözünüz.
3. 10 mL kadar H_2SO_4 çözeltisini, şeker ve su karışımına yavaş yavaş ilave ediniz.
4. Baget yardımıyla karıştırarak karışımda meydana gelen renk değişimini gözleyiniz.
5. Deney sırasında oluşan katı, sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **Deneyde gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.**

2. **Beherin içindeki karışımda meydana gelen renk değişiminin sebebini açıklayınız.**



5.2. SİLİSYUM (Si)

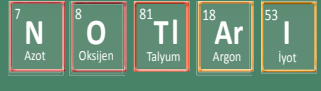
Yer kabuğunun kütlece yaklaşık %26'sını oluşturan silisyum, yer kabuğunda oksijenden sonra en bol bulunan elementtir. Her zaman bileşikleri hâlinde bulunur ve saf olarak elde edilmesi çok zordur. Toprakta, minerallerin çoğunun yapısında kum ve kuartz (Görsel 5.8) şeklinde SiO_2 (silis) mevcuttur. Mineral grupları arasında en geniş yeri alan silikatlar (feldspat, kuartz, muskovit, kil, olivin, piroksen vb.) bol miktarda silisyum ve oksijen içerir.



Görsel 5.8: Kuartz minerali

Bilinen izotopları ^{22}Si ve ^{44}Si arasında yer alır. Bunlardan en kararlıları ^{28}Si, ^{29}Si ve ^{30}Si'dur. İki adet allotropu vardır. Kristal formda olan silisyum allotropu, yapı olarak elmasa benzer ve ondan sonra gelen en sert maddelerden biridir. Koyu gri renklidir ve parlak bir yapısı vardır. Amorf formda olan silisyum ise kahverengidir ve tepkimelerde aktiftir.

BİLGİ



Silisyum tabanlı elektronik parçaların üretiminde uzmanlaşmış birçok firmanın yer aldığı Kaliforniya'nın San Francisco Körfezi'ndeki Santa Clara Vadisi halk arasında **Silikon Vadisi** olarak bilinmektedir (Görsel 5.9).



Görsel 5.9: Silikon Vadisi

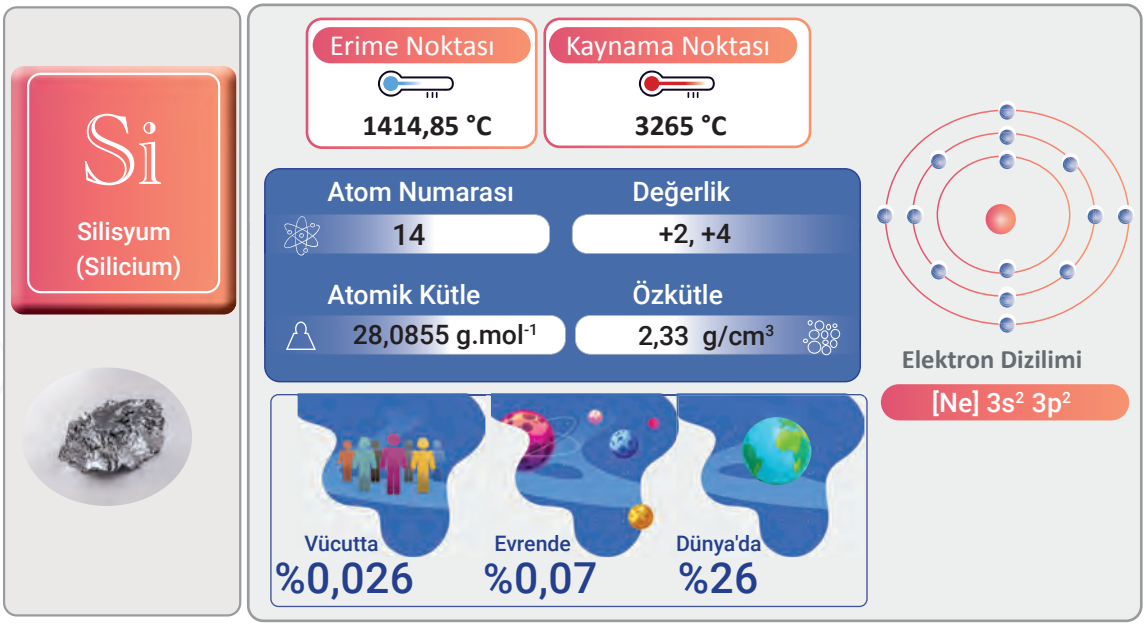
DÜNDEN BUGÜNE

Doğal silisyum esaslı malzemeler binlerce yıldır cam, boncuk, inşaat malzemesi gibi birçok alanda kullanılmıştır. İlk defa saf olarak elde edilmesi 1823 yılında Jöns Jakop Berzelius (Yöns Yakob Berjelyus, Görsel 5.10) tarafından yapılan çalışmalar sayesinde olmuştur. Taş devrinde alet olarak kullanılan çakmak taşları, silisyumun oksitlenmiş mineralleridir. Bu nedenle adını, Latince **çakmaktaşı** anlamına gelen **silex** kelimesinden alır. Silisyum olarak adlandırılan element, metalik özellik göstermediği için İskoç kimyager Thomas Thomson tarafından **silikon** şeklinde tekrar isimlendirilmiştir.



Görsel 5.10: J. J. Berzelius

5.2.1. Silisyumun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 14 protona sahip silisyum, periyodik tablonun 3. periyot ve 14. grubunda bulunur. Oda koşullarında katı hâlde ve parlak gri renkte sert bir elementtir. Yarı metal özellik gösteren element, genellikle tepkimelere karşı ilgisizdir. Yarı iletken özellik gösterir. Yüksek sıcaklıkta oksijen, su, halojen ve HF ile tepkimeye girer.

$$Si + O_2 \rightarrow SiO_2$$
$$Si + 2H_2O \rightarrow SiO_2 + 2H_2$$
$$Si + 2F_2 \rightarrow SiF_4$$
$$Si + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2$$

- Kuvvetli bazlarla ve yükseltgenlerle kolayca tepkime verir.

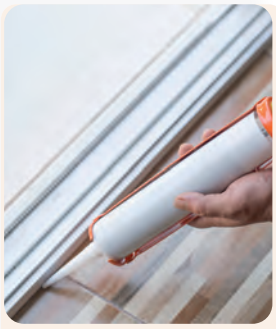
$$Si + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2$$

- Sıcak su ile tepkimeye girerek silikat asidini oluşturur.

$$Si + 3H_2O \rightarrow H_2SiO_3 + 2H_2$$

5.2.2. Silisyumun Kullanım Alanları

Silisyum, bilgisayar gibi elektronik cihazların ve silikonun üretiminde kullanılır. Silikon, pencere kenarlarında, boru sistemlerinde ve çatılarda su geçirmeyi engelleyici yalıtım malzemesi olarak kullanılan silisyum polimeridir (Görsel 5.11). Granit gibi silikat esaslı malzemelerden inşaat sektöründe (Görsel 5.12), çömlek, emaye, mutfak araçlarının yapımında, güneş pili üretiminde faydalanılır. Kum iyi bir silisyum kaynağıdır ve cam üretiminde kullanılmaktadır.



Görsel 5.11: Silikon yalıtım malzemesi

Canlılarda Silisyum

Silisyum, insan vücudunda bulunan eser elementlerden biridir. Deri, kemik ve kan damarlarının sağlığı açısından önemlidir. Element olarak toksik özellik göstermese de asbest gibi bazı bileşikleri kanserojendir. Solunması ve yutulması tehlikelidir. Tozuna maruz kalınması hâlinde akciğerlerde nodüler lezyon oluşabilir ya da akciğere kalıcı hasar verebilen **silikozis** adı verilen son derece tehlikeli bir hastalığa sebep olabilir.

Tahıl ve tahıl ürünleri, bezelye ve bakla gibi sebzeler ile bazı mineral sular silisyumun kaynağıdır. Günlük silisyum alımı ortalama 25 mg/gündür.



Görsel 5.12: Granit mutfak tezgahı

5.2.3. Silisyumun Önemli Bileşikleri

Bileşiklerinde çoğunlukla +4 değerlik alan silisyum, genellikle kovalent bileşikler oluşturur.

SiO_2

Kumun ana bileşenidir. **Silis** adıyla bilinen bileşiğin, kristal yapıda en çok bulunan minerali kuartzdır. Silisyum, bileşiklerinde çift bağ yapmadığı için silis bileşiği oksijen köprüleri ile oluşur. Amorf formu camı oluşturur.

Silikatlar

SiO_4^{2-} iyonu **silikat** olarak adlandırılır. Bu iyonun oluşturduğu minerallere genel olarak **silikatlar** denir. Birçok mineralin yapısında bulunur.

SiF_4

HF'ün silise etkisi sonucu oluşan bileşik, çeşitli organik sentezlerde

Silanlar

kullanılır.En basit üyesi SiH_4 olan **silanlar**, silisyumun hidrojenli bileşikleridir. Yarı iletken endüstrisinde kullanılır.

5.2.4. Silisyumun Elde Edilme Yöntemleri

Silisyum aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Silisin (SiO_2) İndirgenmesi İle Silisyum Eldesi

Silisin elektrik fırınında kok kömürü ile indirgenmesi sonucu elementel silisyum elde edilir.

$$SiO_2 + 2C \rightarrow Si + 2CO$$

Silisin karpit ya da alüminyum ile indirgenmesiyle yine elementel silisyum elde edilir.

$$3SiO_2 + 2CaC_2 \rightarrow 3Si + 2CaO + 4CO$$

2. Silisyumtetraklorürün İndirgenmesi İle Silisyum Eldesi

Silisyumtetraklorür ($SiCl_4$) bileşiğinin çinko veya sodyum gibi bir metal ile indirgenmesiyle elementel silisyum elde edilir.

$$SiCl_4 + 2Zn \rightarrow Si + 2ZnCl_2$$
$$SiCl_4 + 4Na \rightarrow Si + 4NaCl$$

2. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Asitlerin Cama Etkisi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Asitlerin cama etkisini gözlemlemek.

Araç gereç:
- Pipet
- Cam parçası

Kimyasal madde:
- 3 M HF çözeltisi
- 3 M HCl çözeltisi
- 3 M H_2SO_4 çözeltisi

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Üç adet cam parçası alınız.
3. Birincisine HF, ikincisine HCl, üçüncüsüne H_2SO_4 çözeltisini damlatınız.
4. Yarım saat bekledikten sonra cam yüzeylerinde meydana gelen değişimleri gözlemleyiniz.
5. Deney sırasında oluşan katı ve sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme Sorusu

Cam yüzeyine etki eden asit hangisidir? Tepkime denklemini yazarak açıklayınız.



5.3. KALAY (Sn)

Yer kabuğunda, magmatik kayaçlarda bulunan bir elementtir. Kalay saf hâlde değil genellikle mineralleri şeklinde bulunur. En önemli ve ekonomik minerali kassiterittir (Görsel 5.13) ve SnO_2 formunda yer alır. Stanin (Cu_2FeSnS_4), frankit, teallit gibi minerallerde de mevcuttur. Kalay, doğada en çok kararlı izotopa sahip elementtir.

α-kalay (gri), β-kalay (beyaz) ve ɣ-kalay olmak üzere başlıca üç allotropu vardır. α-kalay kübik formdadır ve ısıtıldığında tetragonal yapıdaki β-kalaya, β-kalay ise 161°C'nin üzerinde rombik formdaki ɣ-kalaya dönüşür.



Görsel 5.13: Kassiterit minerali

α-kalay $\xleftrightarrow{13°C}$ β-kalay $\xleftrightarrow{161°C}$ ɣ-kalay $\xleftrightarrow{232°C}$ sıvı kalay

BİLGİ

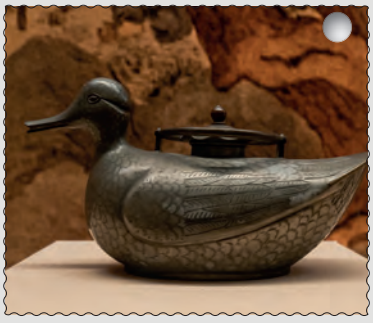
7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

Sinema Sanatları ve Bilimleri Akademisi tarafından film endüstrisindeki sanatsal ve teknik başarılara verilen ödüllere **Oscar Ödülleri** denir. Ödüle hak kazananlara verilen heykelciğin resmi adı Akademi Liyakat Ödülü'dür ancak heykelcik **Oscar** adıyla tanınır (Görsel 5.14). Oscar heykelciği Britanya metalinden yapılır ve 24 ayar altın ile kaplanır. Britanya metali, yaklaşık olarak %93 Sn, %5 Sb ve %2 Cu karışımıdır.



Görsel 5.14: Oscar heykelciği

DÜNDEN BUGÜNE

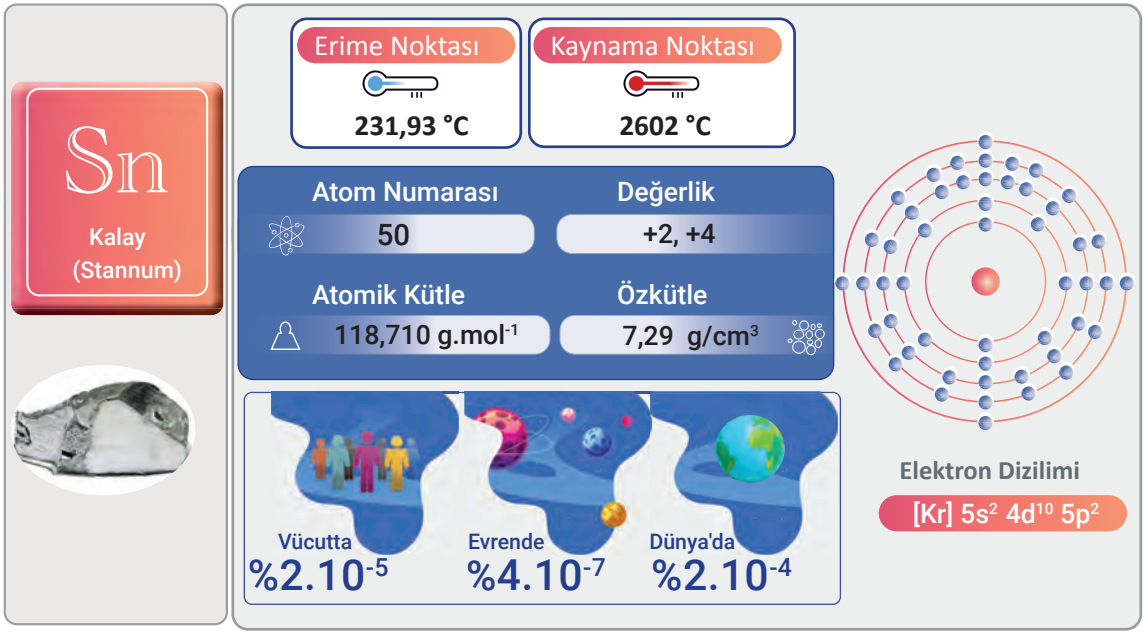


Görsel 5.15: Kalaydan yapılmış çaydanlık

Kalay elementinin tarihçesi MÖ. 3500 yıllarına kadar dayanır. Antik çağlarda insanlar kalayı kullanarak çanak, çömlek ve çeşitli aletler yapmıştır (Görsel 5.15). Kalay ve bakırdan oluşan **tunç alaşımı,** bir çağa adını vermiştir.

Latince **stannum** yani **damla** anlamına gelen elementin sembolü de bu isimden gelir. İngilizce anlamı **tin** olan kelimenin etimolojik kökeni net değildir. Bir rivayete göre şimdiki İtalya sınırları içinde yaşamış Etrüsk halkının tanrısı Tinia'dan (Yunan mitindeki Zeus'un dengi), başka bir rivayete göre de Keltçede **metal çubuk** anlamına gelen **tinne** kelimesinden türemiştir. Arapçada **kalai** kelimesinden, Malezya'da başkent Kuala Lumpur'daki kalay yatağından esinlenerek **kuala** kelimesinden türetildiği düşünülmektedir.

5.3.1. Kalayın Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 50 protona sahip kalay, periyodik tablonun 5. periyot ve 14. grubunda bulunur. Oda koşullarında katı hâlde bulunan gri renkli, yumuşak ve kolay işlenebilir bir elementtir.
- Amfoter özellik gösteren kalay, +2 ve +4 yükseltgenme basamağında bileşikler oluşturur. Oda koşullarında korozyona dayanıklıdır.
- Isıtıldığında havadaki oksijen ile tepkimeye girer.

$$Sn + O_2 \rightarrow SnO_2$$

- Yüksek sıcaklıktaki su buharı ile tepkimeye girerek hidrojen gazı açığa çıkarır.

$$Sn + 2H_2O \rightarrow SnO_2 + 2H_2$$

- Halojenlerle kolaylıkla tepkimeye girer.

$$Sn + 2Cl_2 \rightarrow SnCl_4$$

- Amfoter özelliğinden dolayı hem asitlerle hem de bazlarla tepkime verir.

$$Sn + 2HCl \rightarrow SnCl_2 + H_2$$
$$Sn + 4HNO_3\,(der.) \rightarrow H_2SnO_3 + 4NO_2 + H_2O$$
$$Sn + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2[Sn(OH)_4] + H_2$$

5.3.2. Kalayın Kullanım Alanları

Kalay, korozyona karşı dayanıklı bir madde olduğu için teneke kutuların kaplanmasında (Görsel 5.16) ve metallerin korunmasında özellikle tercih edilir. Bakır kaplardaki bakırın besinlere geçerek toksik etki göstermesini engellemek amacıyla kalaylama işlemi yapılır (Görsel 5.17). Bronz, lehim ve Britanya metali gibi alaşımların elde edilmesinde yine kalay kullanılır.



Görsel 5.16: Kalay kaplı teneke konserve kutuları

Kalayın saf hâlde kullanımı çok sınırlıdır. Çoğunlukla bileşikleri hâlinde kullanılan kalay, gemilerin boyalarında kullanıldığında midye gibi kabukluların gemi yüzeyine yapışmasını engeller fakat bu şekilde kullanılması istiridye gibi deniz canlıları için ölümcül olabilir.

Pencere camlarının yüzeylerini düzleştirmek için de kalaydan faydalanılır. Bunun için erimiş cam, erimiş kalayın üzerinde yüzdürülür. Süper iletken mıknatısların elde edilmesinde niyobyum-kalay alaşımından faydalanılmaktadır.



Görsel 5.17: Kalaylanmış bakır sahan

Canlılarda Kalay

Kalay, elementel veya molekül hâlde toksik özellik göstermezken organik formları tehlikelidir.

Organik kalay bileşikleri, bulundukları ortamda uzun süre parçalanmadan kalabilir. Bu da kalay konsantrasyonunun sürekli artmasına sebep olur.

Su kaynaklarına bulaştığı takdirde mantarlar, algler ve fitoplaktonlar için son derece toksiktir ve su ekosistemlerine büyük zararlar verebilir.

Vücuda alınımı genellikle besinler yoluyla olur ancak sindirim sisteminde emilimi düşüktür ve büyük çoğunluğu vücuttan atılır. Sebzelerde ve et ürünlerinde eser miktarda kalay bulunur.

5.3.3. Kalayın Önemli Bileşikleri

Kalayın +2 değerlik aldığı bileşiklere **stannoz**, +4 değerlik aldığı bileşiklere **stannik** adı verilir.

SnO — Amfoterik özellik gösteren bileşik, iyi bir indirgeyicidir. Çeşitli kimyasalların elde edilmesinde ve **bakır yakut camı** adı verilen özel bir cam ürününün üretiminde kullanılır.

SnO_2 — Soğukta beyaz, sıcakta sarı renk alan bileşik, Eski Mısır Uygarlığından beri boyar maddeleri liflere sabitlemek (mordan) için kullanılır. Güneş pillerinin ve gaz sensörlerinin üretiminde yine bu bileşikten yararlanılır.

$SnCl_2$ — Çeşitli polimerlerin üretiminde katalizör olarak görev yapar. Boyaların parlak renkli olmasını sağladığı için tekstil sanayisinde mordan olarak kullanılır.

$SnCl_4$ — Sıvı hâlde uçucu olan bir bileşiktir. Organik reaksiyonlarda Lewis asidi olarak görev alır.

SnF_2 — Diş minesi korozyonunu önlemek için diş macunlarında bir miktar kalay(II) florür kullanılır.

SnS — Koyu kahverengi ve suda çözünmeyen bir katı olan kalay(II) sülfür, güneş pili üretiminde kullanılmaktadır.

$SnSO_4$ — Kalay(II) sülfat, kalay bazlı kimyasalların üretiminde ve metal işleme endüstrisinde ham madde olarak kullanılır.

TBT-DBT — Tribütilkalay (TBT) ve dibütilkalay (DBT) en yaygın organik kalay bileşikleridir. Kimyasal reaksiyonlarda katalizör görevi görür. Ayrıca endüstride ve tarım alanında biyosit (fungusit, herbisit, pestisit vb.) olarak kullanılır.

Kalay elementinin SnF_4, $SnBr_2$, SnS_2, $Sn(NO_3)_4$, $Sn(OH)_2$ vb. bileşikleri vardır.

5.3.4. Kalayın Elde Edilme Yöntemleri

Kalay aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Kalay Minerallerinden Kalay Eldesi

Zenginleştirilmiş kalay minerallerinin kömür kullanılarak indirgenmesi ile elementel kalay elde edilir.

$$SnO_2 + 2C \rightarrow Sn + 2CO$$

2. Elektroliz ile Kalay Eldesi

Kalay bileşikleri elektroliz edilererek yüksek saflıkta elementel kalay elde edilebilir. Elektrolizde en çok $SnCl_2$ kullanılır.

$$SnCl_2 \rightarrow Sn + Cl_2$$

3. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Kalayın Kaplama Metali Olarak Kullanılması



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Bakır plakayı kalay metali ile kaplamak.

Araç gereç:
- Bek
- Pamuk
- Spatül
- Tahta maşa

Kimyasal madde:
- Bakır plaka
- Kalay tozu
- Katı NH_4Cl

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Bakır plaka alarak tahta maşa yardımıyla bek alevinde ısıtınız.
3. Isıttığınız bakır plakanın üzerine az miktarda NH_4Cl serpiniz.
4. Bekte ısıtılmakta olan bakır levhanın üzerine metalik kalay koyunuz ve bir pamuk yardımıyla yayarak bakır plakayı kalaylayınız.
5. Deney sırasında oluşan katı ve sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Deneyde NH_4Cl katısının kullanılmasının nedenini açıklayınız.



5.4. KURŞUN (Pb)



Görsel 5.18: Anglezit minerali

Eski zamanlardan beri bilinen kurşun, doğada genellikle mineralleri şeklinde bulunur. Endüstriyel açıdan en kullanışlı mineralleri galen (PbS), galenin oksitlenmesinden oluşan anglezit ($PbSO_4$, Görsel 5.18) ve serüsittir ($PbCO_3$). Sfalerit ve pirit minerallerinde de safsızlık olarak bir miktar kurşun bulunur. Galen mineralinin içinde bir miktar gümüş bulunduğu için **simli kurşun** adını alır. Yer kabuğunda yaklaşık %0,001 oranında kurşun mevcuttur.

Kurşunun bilinen 43 izotopu vardır, bunlardan ^{204}Pb, ^{206}Pb, ^{207}Pb ve ^{208}Pb izotopları kararlı yapıdadır. Kurşun, atom numarası en büyük çekirdektir. Atom numarası kurşundan büyük olan tüm elementler radyoaktifdir.

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Kurşun ve bileşikleri toksik özellik gösterir. Kurşun asetat bileşiği **kurşun şekeri** veya **Satürn tuzu** olarak da bilinmektedir. Tatlandırıcı özelliği olduğu için eski zamanlarda suikast amacıyla kullanılmıştır. Vücuda azar azar alınması hâlinde kurşuna bağlı hastalıklar meydana gelir. 1046-1047 yıllarında papalık görevinde bulunan Papa II. Clement'in Satürn tuzu ile zehirlenerek öldürüldüğü düşünülmektedir. İnsan sağlığına olumsuz etkileri nedeni ile birçok sektörde kullanımı yasaklanmıştır.

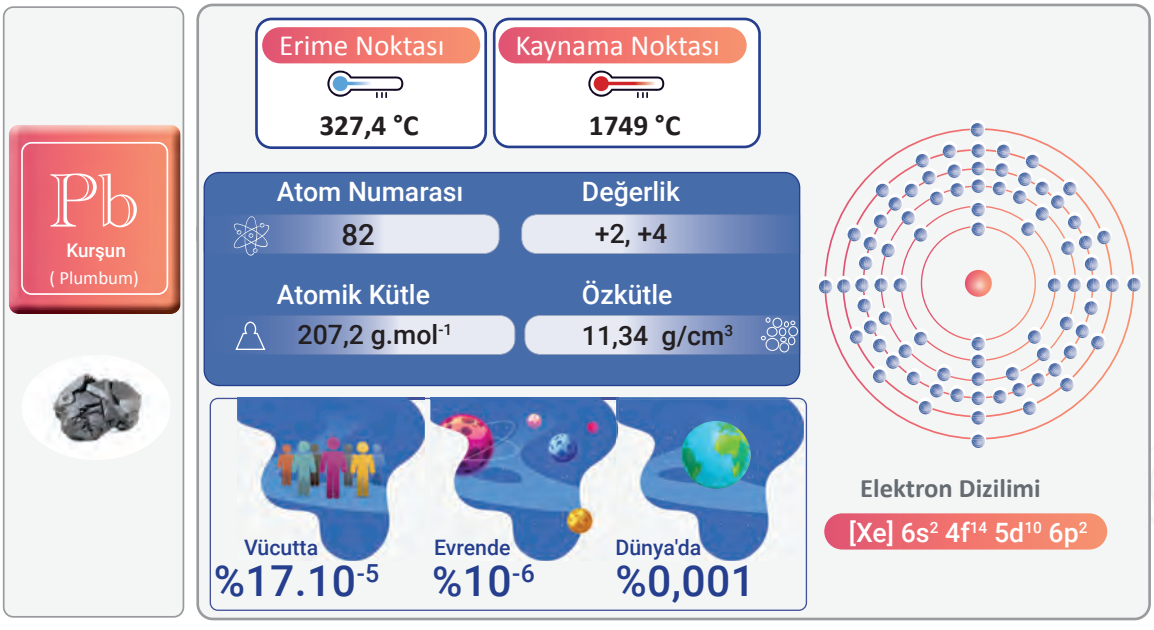
DÜNDEN BUGÜNE

Kalay gibi kurşunun da tarihi MÖ. 3000'li yıllara kadar dayanır. Simyacılar kurşunu en eski metal olarak düşünmüşlerdir. Satürn gezegeni ile özleştirip gezegenin sembolünü kurşun sembolü olarak kullanmışlardır (Görsel 5.19). Adını Anglosakson dilinde **metal** anlamına gelen **lead** kelimesinden, Latincede **sıvı gümüş** anlamına gelen **plumbum** kelimesinden almıştır. Eski Türkçede **korugjın** kelimesinden kurşun olarak evrilmiştir.



Görsel 5.19: Satürn gezegeni

5.4.1. Kurşunun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 82 protona sahip kurşun, periyodik tablonun 6. periyot ve 14. grubunda bulunur. Oda koşullarında katı hâlde bulunan bu metal, parlak gri renkte yumuşak bir elementtir. Bileşiklerinin sudaki çözünürlüğü genellikle azdır. Ağır metal olan kurşun ve bileşikleri toksik özellik gösterir. Elektik akımını iyi iletmez. Kırılgan olduğu için endüstride saf olarak kullanılmaz. Yeni kesilmiş yüzeyi zamanla havadaki O_2 ile tepkimeye girer ve ince beyaz bir oksit tabakası oluşturur.

$$Pb + O_2 \longrightarrow PbO_2$$

- Amfoter özellik gösterdiği için hem asitlerle hem de bazlarla tepkime verir.

$$Pb + H_2SO_4 \longrightarrow PbSO_4 + H_2$$
$$Pb + 2NaOH \longrightarrow Na_2PbO_2 + H_2$$

- Oksijenli ortamda su ile tepkime verir.

$$Pb + \frac{1}{2}O_2 + H_2O \longrightarrow Pb(OH)_2$$

- Halojenlerle tepkimesinde +2 yükseltgenme basamağında bileşik oluşturur. +4 yükseltgenme basamağına sahip bilinen tek halojenür bileşiği $PbCl_4$ dür.

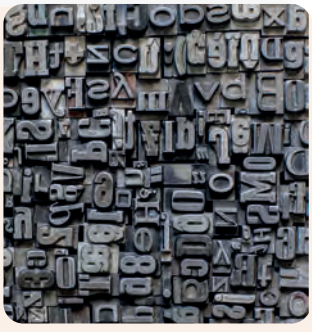
$$Pb + F_2 \longrightarrow PbF_2$$

5.4.2. Kurşunun Kullanım Alanları



Görsel 5.20: Kurşun dolgulu koruyucu giysi

Kurşun, pek çok kullanım alanına sahip toksik bir metal olduğu için kullanımına sınırlandırma getirilmeye çalışılmaktadır. Korozyona karşı dayanımı yüksektir, bu nedenle Roma Döneminden beri su borusu yapımında kullanılmaktadır. Radyoaktif ışınlara karşı geçirgen olmadığı için hastanelerin radyoloji ünitelerinde ve nükleer santraller gibi radyoaktif maddelerin kullanıldığı yerlerde çalışanlar veya bu ışına maruz kalanlar kurşunlu koruyucu giysiler giymektedir (Görsel 5.20).



Görsel 5.21: Kurşun alaşımlı matbaa harfleri

Kurşun metali; lehim, saçma, matbaa harflerinde (Görsel 5.21) alaşım, boya sanayisinde pigment, silah teknolojilerinde askeri mühimmat, enerji sektöründe akümülatör üretiminde kullanılmaktadır.

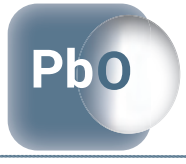
Tetra etil kurşun bileşiği benzinli motorlarda vuruntuyu önlemek için bir dönem kullanılsa da günümüzde bu amaçla kullanımı yasaklanmıştır.

Canlılarda Kurşun

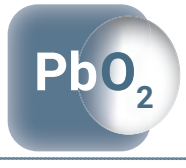
Kurşun, insan sağlığına büyük zararlar veren bir metaldir. Vücuda meyve, sebze, deniz ürünleri, et gibi yiyecekler yoluyla girebilir. Yüksek dozda kurşunun vücuda alınması sonucu hemoglobin sentezinin bozulmasına bağlı olarak kansızlık, kan basıncında yükselme, beyin ve böbreklerde hasar, sinir sisteminde bozulma, çocuklarda hiperaktivite ve öğrenme yeteneklerinde azalma gibi pek çok sağlık sorunu ortaya çıkmaktadır.

5.4.3. Kurşunun Önemli Bileşikleri

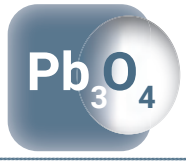
Kurşunun +2 değerlik aldığı bileşiklere **plumboz**, +4 değerlik aldığı bileşiklere **plumbik** adı verilir.



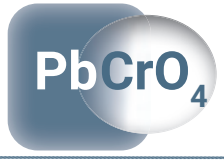
Kurşun(II) oksit kristal cam üretimi, endüstriyel seramik üretiminde kullanılır.



Kurşun(IV) oksit akülerde katot görevi görür.



Minyum adıyla bilinen bileşik kırmızı renklidir ve yağlı boya yapımında kullanılır. Bileşikte +2 ve +4 değerlikli kurşun birlikte bulunur. $Pb_2(PbO_4)$ şeklinde de yazılabilir.



Gravimetrik analizlerde de kullanılan **krom sarısı** olarak bilinen boyadır.



Kurşun(II) florür kızıl ötesi ışınları yansıtıcı özel camların üretiminde ve bazı reaksiyonlarda katalizör olarak kullanılır.

Kurşun elementinin $PbBr_2$, $Pb(OH)_2$, $PbSO_4$, $PbCO_3$, PbS, kurşun tetraetil, $Pb(NO_3)_2$ vb. birçok bileşiği vardır.

5.4.4. Kurşunun Elde Edilme Yöntemleri

Kurşun aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Galen Mineralinden Kurşun Eldesi

Galen mineralinin çeşitli saflaştırma işlemleri ile PbO'e dönüştürüldükten sonra indirgenmesiyle elementel kurşun elde edilir.

$$PbO + C \rightarrow Pb + CO$$

2. Elektroliz İle Kurşun Eldesi

Kurşun sülfürün (PbS) elektroliz edilmesiyle elementel kurşun elde edilir.

$$PbS \rightarrow Pb + S$$

4. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Kurşun(II) İyodür Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Kurşun(II) nitrat ve potasyum iyodürün tepkimesini gözlemlemek.

Araç gereç:
- Beher
- Terazi
- Baget
- Spatül

Kimyasal madde:
- Katı $PbNO_3$
- Katı KI
- Saf su

İşlem Basamakları

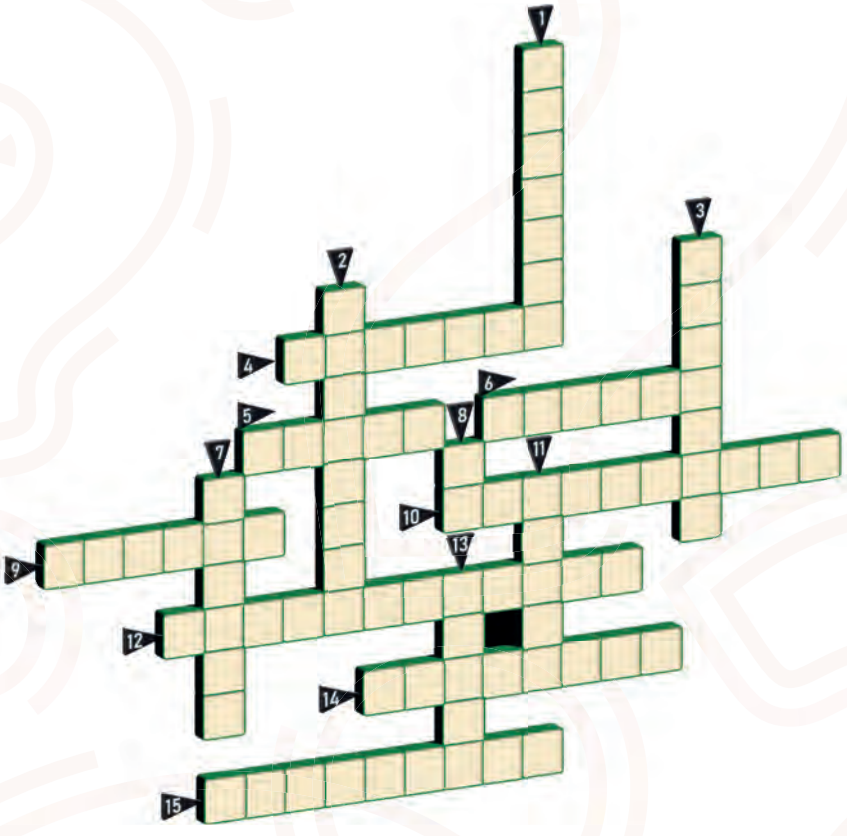
1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. İki adet temiz beher alınız.
3. Beherlerden birine 1 gram $Pb(NO_3)_2$, diğerine 1 gram KI koyunuz.
4. Her bir behere 100'er mL sıcak saf su ilave ediniz.
5. Çözeltileri sıcakken yavaşça karıştırarak soğumaya bırakınız.
6. Deney sırasında oluşan katı ve sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Deneyde gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

4. CO_2 gazının katı hâline verilen ad.
5. Kurşunun en çok bulunan ve en verimli mineralinin adı.
6. IVA grubunun en hafif üyesi.
9. Simyacıların Satürn gezegeni ile özleştirdiği element.
10. IVA grubunun yapay üyesi.
12. Karbon ve karbon bileşiklerini inceleyen kimya dalı.
14. Yer kabuğunda oksijenden sonra en bol bulunan, yarı metal olan element.
15. Atom numarası 32 olan yarı metal.

Yukarıdan Aşağıya

1. Kurşunun +2 değerlik aldığı bileşiklerine verilen ad.
2. Karbonun allotroplarından 60 karbonlu top modelinin adı.
3. +4 değerlikli kalay bileşiklerine verilen ad.
7. Silisyumun en bol bulunan mineralinin ismi.
8. Silisyuma etki eden tek asidin formülü.
11. Karbonun allotropu olan doğadaki en sert madde.
13. Doğada en fazla kararlı izotopa sahip element.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1
- Tekli, ikili ve üçlü bağlar yapabilir.
- Uzun zincirli moleküller oluşturabilir.
- Organik bileşiklerin temel elementidir.

Yukarıda özellikleri verilen 14. grup elementi aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

A) Alüminyum B) Berilyum
C) Kalay D) Karbon
E) Silisyum

2 I. En yaygın minerali galendir.
II. Düşük derişimlerde dahi toksik özelliktedir.
III. Akümülatörlerde elektrot olarak kullanılır.

Yukarıda verilenlerden hangileri kurşun elementinin özelliklerindendir?

A) Yalnız I B) Yalnız II
C) I ve III D) II ve III
E) I, II ve III

3 **Atom numarası 14 olan silisyum elementi ile ilgili,**

I. Yarı metaldir.
II. Doplama ile elektrik iletkenliği artırılabilir.
III. Oda koşullarında gaz hâlde bulunur.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız III
C) I ve II D) I ve III
E) I, II ve III

4 **Aşağıdaki elementlerden hangisi karbon grubu elementi değildir?**

A) Germanyum B) Kalay
C) Kurşun D) Silisyum
E) Zirkonyum

5 **Kalay elementi ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?**

A) Amfoter özellik gösteren bir metaldir.
B) Bakırla oluşturduğu alaşım tunç adını alır.
C) Oksitleri hem asitlerle hem de bazlarla tepkime verir.
D) Bileşiklerinde yalnızca +2 değerlik alır.
E) En önemli minerali kassiterittir.

6 Karbonun doğal ve yapay allotropları vardır.
Buna göre,

I. elmas,
II. fulleren,
III. grafit

allotroplardan hangileri yapaydır?

A) Yalnız I B) Yalnız II
C) I ve II D) I ve III
E) II ve III

7 Camın yapısında bulunan elementlerden biridir. Yarı iletken özellik gösterir. Sıcaklık arttıkça elektrik iletkenliği artar. İçerdiği safsızlık miktarına göre elektrik iletkenliği birkaç yüz bin katına çıkarılabilir. Bu nedenle elektronik teknolojisinde çok geniş bir kullanım alanı vardır. ABD'nin Kaliforniya eyaletinde ileri teknoloji ve robotik çalışmalarının yapıldığı bir bölgeye bu elementin adı verilmiştir.

Yukarıda tanıtılan IVA grubu elementi aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

A) Germanyum B) Kalay
C) Karbon D) Kurşun
E) Silisyum

6. ÖĞRENME BİRİMİ

15. GRUP (VA GRUBU) ELEMENTLERİ

KONULAR

- 6.1. AZOT (N)
- 6.2. FOSFOR (P)

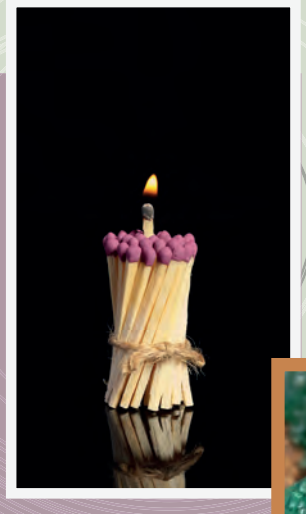
Bu öğrenme biriminde, ametalik, yarı metal ve metalik özelliklere sahip elementleri içeren 15. grup elementleri hakkında genel bilgi verilecek, azot ve fosfor elementlerine özel olarak değinilecektir. Ametal sınıfından olan azot ve fosfor elementlerinin atomik yapısı, keşfedilmeleri, fiziksel ve kimyasal özellikleri, kullanım alanları ve elde edilme yöntemleri incelenecektir.


















As2S3

6. 15. GRUP (VA GRUBU) ELEMENTLERİ

VA grubu, periyodik tablonun 15. sütununda yer alan azot (N), fosfor (P), arsenik (As), antimon (Sb), bizmut (Bi) ve moskoviyum (Mc) elementlerinden oluşur. Bu gruba **azot grubu** denir (Görsel 6.1). Grupta azot ve fosfor ametal, arsenik ve antimon yarı metal, bizmut ise metal özelliği gösterir. Moskoviyum 2003 yılında yapay olarak elde edilen son derece radyoaktif, ağır bir elementtir.

Grup elementleri **pniktogenler** olarak da adlandırılır. Pniktogen kelimesi saf azot gazının boğucu özelliğinden dolayı eski Yunancada boğulma anlamına gelen pnigein kelimesinden türetilmiştir.



15. Grup Elementlerinin Özellikleri



Görsel 6.1: Azot Grubu elementleri ve atom numaraları

- Son enerji seviyelerinde 5 elektron bulunur.
- Grup elementlerinin elektron dağılımları np^3 şeklinde sonlanır.
- Kararlı hâle geçmek için son yörüngedeki elektronlarını kullanırlar. Çeşitli yükseltgenme basamaklarına sahip olabilirler.
- Azot, bileşiklerinde -3 ile +5 arasındaki tüm değerlikleri alabilirken bizmut sadece +3 ve +5 değerlik alabilir.
- Bu grupta yer alan P, As ve Sb elementlerinin allotropları bulunur.
- Grup elementleri standart şartlarda (oda koşullarında) sudan etkilenmez ancak yüksek sıcaklıklarda tepkime verebilir.
- Kararlı hâldeki tüm grup elementleri hidrojen ile tepkimeye girerek XH_3 formülünde bileşikler oluşturur (X: 15. grup elementleri).
- Grup elementlerinden olan arsenik (As) ve bazı bileşikleri bilinen en zehirli maddelerdendir.
- 2003 yılında yapılan çalışmalarda bizmutun aşırı zayıf radyoaktif özellikler gösterdiği keşfedilmiştir.

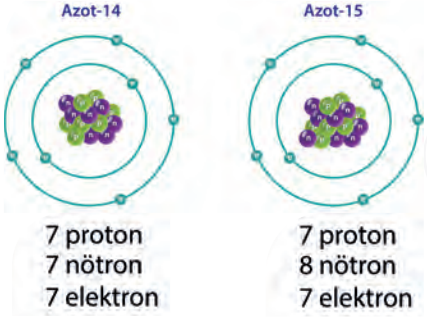


6.1. AZOT (N)

Atmosferin hacimce %78'i, kütlece %75'ini oluşturan azot, diatomik hâlde (N_2) bulunur. Canlı organizmaların dokularında, proteinlerde, vitaminlerde, DNA, RNA ve birçok bileşiğin yapısında mevcuttur. Azot, evrende en bol bulunan yedinci elementtir.

^{10}N ve ^{25}N arasında birçok izotopu mevcuttur, bunlardan sadece ^{14}N ve ^{15}N izotopları kararlı yapıdadır (Şekil 6.1). Allotropu yoktur.

Moleküler azot, kimyasal olarak aktif değildir. Oksijenle dahi ancak yüksek sıcaklıklarda tepkime verir. Atmosferdeki azot, şimşek ve yıldırımlarda ortaya çıkan çok yüksek sıcaklıklarda azot oksitlerini oluşturabilir. NO ve N_2O dışındaki oksitleri asidik oldukları için yağmur suyunun pH değeri 6'dan küçüktür.



Şekil 6.1: Azot-14 ve Azot-15 izotopları

BİLGİ 7 N Azot, 8 O Oksijen, 81 Tl Talyum, 18 Ar Argon, 53 I İyot

Güneşte oluşan fırtına ve patlamalar uzaya elektrik yüklü yüksek enerjili parçacıkların saçılmasına neden olur. Bu parçacıkların bir kısmı Dünya atmosferine girer ancak iyonosfer tabakasını geçip yer küreye ulaşamaz. Yerin manyetik alanı nedeniyle kutup çevrelerine yönlendirilen bu parçacıklar azot ve oksijen moleküllerine çarparak elektronları yüksek enerji seviyelerine uyarır. Uyarılmış atomlar, temel hâle geçerken ışıma yapar ve Auroraları (kutup ışıkları) oluşturur (Görsel 6.2). Uyarılmış oksijen molekülleri kırmızı ve yeşil, azot molekülleri mavi ve mor renkte ışıma yapar.



Görsel 6.2: Kutup ışıkları

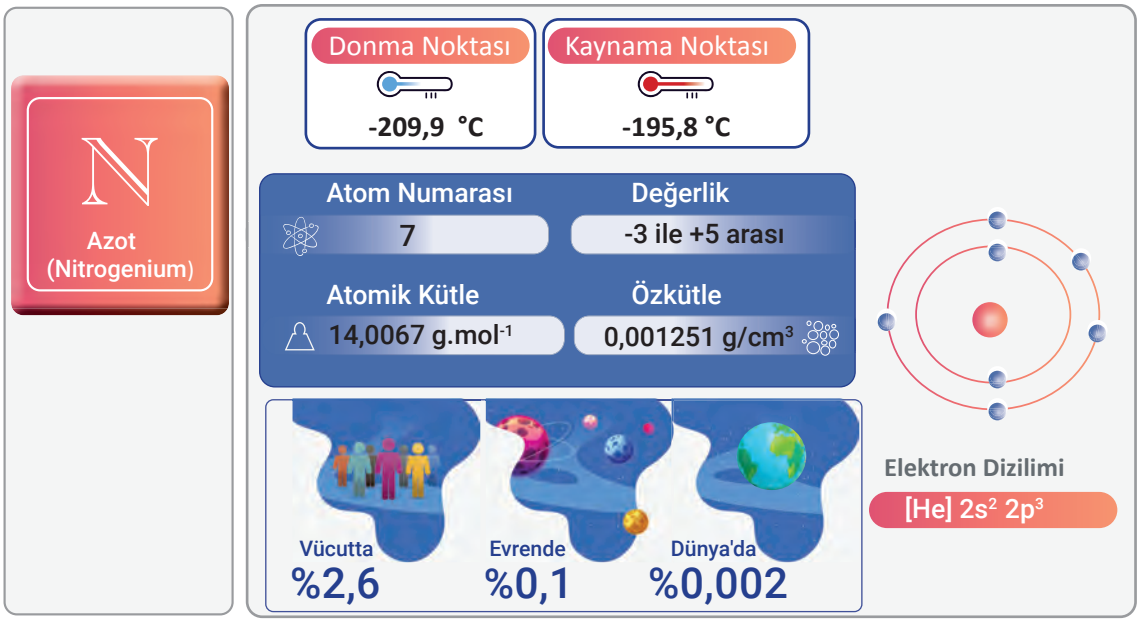
DÜNDEN BUGÜNE

Havayı oluşturan maddeler üzerinde çalışan İskoç bilim insanı Daniel Rutherford (Denyıl Radırfort, Görsel 6.3) 1772 yılında **sabit hava** olarak adlandırdığı azot gazını izole etmiştir. Keşfedilen bu gaz için Antoine Lavoisier, Yunanca **cansız** anlamına gelen **azotos** kelimesinden türeyen **azote** ifadesini kullanmıştır. İlerleyen yıllarda kimyager Jean Antoine Chaptal (Jan Antuan Şeptel) ise potasyum nitratın Fransızca karşılığı olan **nitre** kelimesinin sonuna Yunanca –gene (oluşturan) kökünü getirerek **nitrogen (nitrojen)** kelimesini türetmiştir.



Görsel 6.3: Daniel Rutherford

6.1.1. Azotun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri





Görsel 6.4: Sıvı azot

- 7 protona sahip azot, periyodik tablonun 2. periyot ve 15. grubunda yer alır. Atmosferde N_2 gazı hâlinde bulunan azot, kendi atomları arasında üçlü bağ yaptığı için kararlıdır ve tepkimelere karşı isteksizdir. Azotun yanması endotermik olarak (ısı alarak) gerçekleşir. N_2 renksiz, kokusuz ve tadı olmayan bir gazdır. Çok düşük sıcaklıklarda sıvılaşır (Görsel 6.4) ve bu özelliğinden dolayı soğutucu olarak kullanılır. Sudaki çözünürlüğü çok azdır. Azot; asitlere, bazlara, halojenlere ve suya karşı ilgisizdir.
- Yüksek sıcaklıkta, oksijen ile tepkimesinde birçok oksit oluşturur (NO, N_2O, NO_2, N_2O_3, N_2O_4, N_2O_5, N_2O_2).
- Yüksek sıcaklıklarda bazı metaller ile nitrürleri meydana getirir.

$$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$$

- Hidrojen ile tepkimesinden amonyak oluşur.

$$3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$$

6.1.2. Azotun Kullanım Alanları

Azot ve azot bileşiklerinin geniş bir kullanım alanı vardır. Azot gazı, inert bir atmosfer ortamı oluşturarak paketli gıdaların korunmasını sağlar. Ucuz olması sebebiyle argona alternatif olarak akkor telli ampül üretiminde kullanılır. Yarış arabalarının ve uçakların lastiklerinin şişirilmesinde, paslanmaz çelik üretiminde, çeliğin sertleştirilmesinde, yangın söndürme sistemlerinde, metallerin lazer kesimlerinde azottan faydalanılır.



Görsel 6.5: Sıvı azotta hücre saklanması

Azotun nitratlı bileşikleri patlayıcı yapımında ve gübre üretiminde kullanılırken nitrik asit doğrudan temizlik malzemesi olarak ya da farklı ürünlerin sentezlenmesinde kullanılmaktadır.

Azotun yoğunlaşma sıcaklığı çok düşüktür, bu nedenle sıvı azot soğutma işlemlerinde kullanılır. Üreme hücrelerinin, yeni doğan bebeklerden alınan kordon kanının ve diğer biyolojik sıvıların dondurularak saklanmasında (Görsel 6.5), ciltteki siğillerin yok edilmesinde, yiyeceklerin soğutulmasında (Görsel 6.6) ve süperiletkenlik uygulamalarında sıvı azottan yararlanılır.

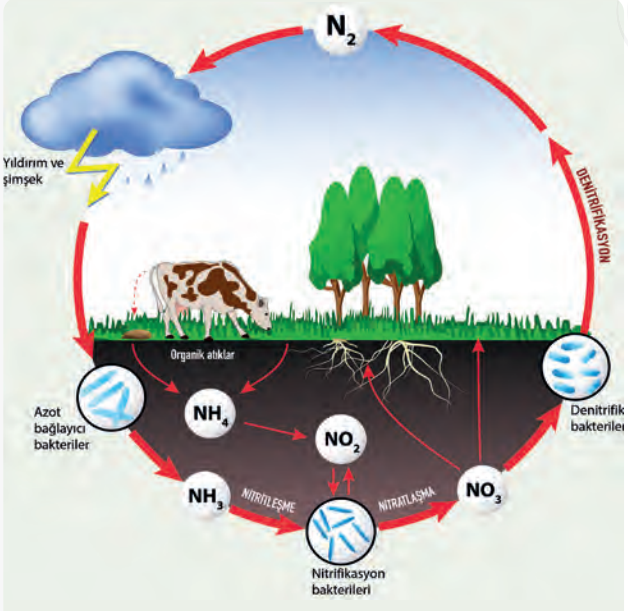


Görsel 6.6: Sıvı azotla dondurulmuş yiyecek

Canlılarda Azot

Azot, canlılarda nükleik asit, amino asit, protein, vitamin ve hormonların yapısında bulunan son derece önemli bir elementtir. Atmosfer azotunun nitrit, nitrat ve amonyum iyonlarına dönüştürülmesine **azot fiksasyonu** denir. Nitrit ve nitrata dönüştürülmesi **nitrifikasyon**, amonyuma dönüştürülmesi **amonifikasyon** olarak adlandırılır.

Azot fiksasyonu bakteriler tarafından yapılabildiği gibi günümüzde endüstriyel olarak da gerçekleştirilebilmektedir. Birçok gübre nitrit, nitrat ve amonyum iyonlarını içerir. Atmosfer azotunun canlılar tarafından kullanılabilir hâle gelmesi ve canlı atıklarındaki nitrit, nitrat ve amonyumun N_2 gazına dönüşmesi doğada bir döngü hâlinde gerçekleşir. Buna azot döngüsü denir (Görsel 6.7).



Görsel 6.7: Azot döngüsü

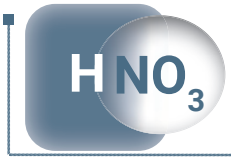
Sindirim sisteminde bulunan bakteriler, nitratı aminoasit üretiminde kullanılan amonyağa indirger. Nitratın aşırı alınması hâlinde indirgenme nitrite kadar olur. Nitrit iyonları hemoglobini bağlayarak kanın oksijen taşıma kapasitesini düşürür. Bu durum hayvanlarda zehirlenme ve ölümlere neden olabilmektedir. Ayrıca nitrat iyonları kanserojen özellikte nitrozaminlere dönüşebilir.

6.1.3. Azotun Önemli Bileşikleri

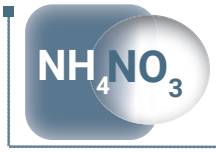
Ametalik özellik gösteren azot, NO_3^-, NH_4^+, NO_2^- ve CN^- kökleri ile birçok bileşiğin oluşumuna katkı sağlar.



Zayıf bazik özellik gösteren amonyak; renksiz, kendine özgü kokusu olan tahriş edici bir sıvıdır. Temizlik maddesi olarak kullanılan amonyaktan birçok maddenin eldesinde de faydalanılır.



Kuvvetli asit olan nitrik asit, **kezzap** adıyla da bilinir. İyi bir yükseltgendir. Gübre, ilaç ve patlayıcı yapımında kullanılır. Temizlik malzemelerinin içeriğinde bulunur.



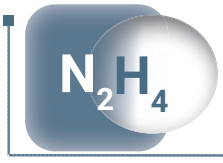
Amonyum nitrat, gübre ve patlayıcı yapımında kullanılan bir kimyasaldır. Fuel-oil ile oluşturduğu karışım ANFO olarak bilinen, özellikle madencilikte kullanılan önemli bir patlayıcı türüdür.



Beyaz renkli toz hâlde bir bileşik olan potasyum nitrat, **güherçile** olarak bilinir. Odun kömürü ile karıştırılarak kara barut yapımında kullanılmıştır.



$CO(NH_2)_2$; **üre** olarak bilinen, idrarda bulunan, laboratuvar ortamında Wöhler tarafından sentezlenen ilk organik bileşiktir.



Suda kolayca çözünen renksiz bir sıvı olan hidrazin bileşiği hem indirgen hem de yükseltgen özellik gösterir. Yanıcı, zehirli ve kanserojen bir maddedir. Roket yakıtlarında kullanılır.



Güldürücü gaz olarak bilinen diazot monoksit, sinirleri yatıştırdığı için tıpta anestezik olarak kullanılmaktadır.



Halk arasında **nişadır** adıyla bilenen bileşik özellikle kuru pil yapımında, gübre, tekstil ve deri sanayisinde kullanılır.

Azot elementinin $(NH_4)_2SO_4$, NH_4Cl gibi NH_4^+ bileşikleri, $NaNO_3$, $Ca(NO_3)_2$ gibi NO_3^- iyonu içeren bileşikler HCN gibi CN^- kökü içeren birçok bileşiği vardır. Proteinlerde, organik bileşiklerin aminler, amitler ve nitro gruplarında bulunur.

6.1.4. Azotun Elde Edilme Yöntemleri

Azot aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Havadan Azot Eldesi

Havadan azot eldesi iki yolla yapılır. Bunlardan ilki fraksiyonlu damıtma ile yapılan ayırma işlemidir. Belirli miktarda alınan hava, yüksek basınç altında soğutularak sıvılaştırılır. Sıvılaştırılan hava, kontrollü bir şekilde ısıtılır. Sıvılaştırılmış gaz karışımından sırasıyla azot (-196 °C), argon (-186 °C) ve oksijen (-183 °C) gazları ayrıştırılır. Havadan azot gazı elde etmenin diğer bir yolu ters ozmoz yöntemidir.

2. Bileşiklerinden Azot Eldesi

Bazı azot içeren bileşiklerin ısıtılmasıyla azot gazı elde edilebilir.

$NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$

$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + 4H_2O + Cr_2O_3$

Amonyağın hipoklorit ile yükseltgenme tepkimesinden yararlanarak kireç kaymağı tepkimesi ile de azot gazı elde edilebilir.

$4NH_3 + 3Ca(ClO)_2 \rightarrow 3CaCl_2 + 2N_2 + 6H_2O$

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Azot Gazı Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Amonyum dikromatı yakarak azot gazı elde etmek.

Araç gereç:
- Saat camı
- Spatül
- Çakmak

Kimyasal madde:
- Katı $(NH_4)_2Cr_2O_7$

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Katı amonyum dikromatı, saat camının üzerine tepecik oluşturacak şekilde koyunuz ve yakınız.
3. Meydana gelen tepkimeyi gözlemleyiniz.
4. Deney sırasında oluşan katı ve sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Deneyde gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.

2. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Azot Gazı Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Amonyum nitritten azot gazı elde etmek.

Araç gereç:
- Dibi düz cam balon
- Gaz toplama borusu
- Üç ayakAmyant tel
- Bek
- Beher
- Deney tüpü
- Kibrit
- Spor
- Kıskaç

Kimyasal madde:
- Doymuş NH_4NO_2 çözeltisi
- Su

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Doymuş NH_4NO_2 çözeltisini dibi düz cam balona koyunuz.
3. Ayrıştıracağınız gazı toplamak için -behere bir miktar su koyarak- bir düzenek oluşturunuz.
4. Cam balonu bek alevinde ısıtınız.
5. Gaz çıkışını gözlemleyiniz.
6. Gaz çıkışı tamamlandıktan sonra gazın toplandığı deney tüpünü alarak kibriti yaklaştırınız. Yanma olup olmadığını gözlemleyiniz.
7. Deney sırasında oluşan katı, sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **Deneyde gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.**

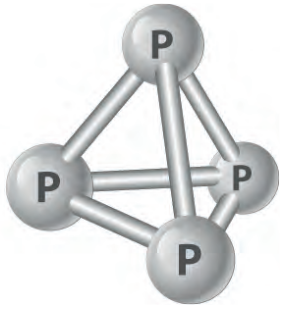
2. **Deney sonunda elde ettiğiniz gazın yanmamasının nedenini açıklayınız.**



6.2. FOSFOR (P)

Yer kabuğunun yaklaşık %0,12'sini oluşturan fosfor, doğada serbest hâlde değil, bileşikleri veya mineralleri şeklinde bulunur. Fosfor, katı hâlde P_4 (Şekil 6.2), 800°C üzerinde P_2 gazı formundadır. En fazla bulunma şekli kalsiyumun fosforik asit tuzlarıdır. Fosforca zengin mineraller fosforit ($Ca_3(PO_4)_2$), apatit ($3Ca_3(PO_4)_2.Ca(F,Cl)_2$), vivianit ($Fe_3(PO_4)_2.8H_2O$), onazittir ($CePO_4$).

^{24}P ve ^{46}P arasında yapay olarak üretilmiş izotopları mevcuttur. Doğal olarak kararlı yapıda bulunan sadece ^{31}P izotopudur. Üç adet allotropu bulunur.



Şekil 6.2: P_4 molekülünün top-çubuk modeli

Beyaz fosfor: Elementel fosforun en bol bulunan formudur. Yumuşak, beyazımsı bir katıdır. Beyaz fosfor, allotroplar içinde en aktif olanıdır. Karanlıkta ışıldayan bir yapıya sahiptir. Oksijensiz ortamda ve ışıkta ısıtılırsa kırmızı fosfora dönüşür. Sudan etkilenmeyen toksik bir maddedir. Havadaki oksijen ile kolayca tepkimeye girdiğinden su içinde muhafaza edilir.

Kırmızı fosfor: Standart şartlardaki en kararlı allotroptur. Isıtıldığında süblimleşir.

Siyah fosfor: Beyaz fosfordan havasız ve yüksek basınçlı bir ortamda elde edilir. Görünüş olarak grafite benzer. Yüksek sıcaklıkta, kırmızı fosfora dönüşür.

BİLGİ

7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

1830 yılında Fransız kimyager Charles Sauria (Şarl Sorya) fosfor bazlı kibriti icat etti. İçeriğinde beyaz fosfor, oksijen salan çeşitli bileşikler ve bağlayıcı olarak Arap zamkı bulunuyordu. Var olan diğer kibrit türevlerine göre (sülfür kokusu daha az olduğu için) hızla popülerlik kazanan fosforlu kibritlerin bir süre sonra toksik etki gösterdiği fark edildi. Hem zehirli olması hem de en ufak bir sürtünmede kolayca tutuşması nedeniyle tehlikeli görülen fosforlu kibritler, 1906 yılında imzalanan uluslararası Bern Sözleşmesi'ne göre tüm dünyada yasaklandı.

DÜNDEN BUGÜNE

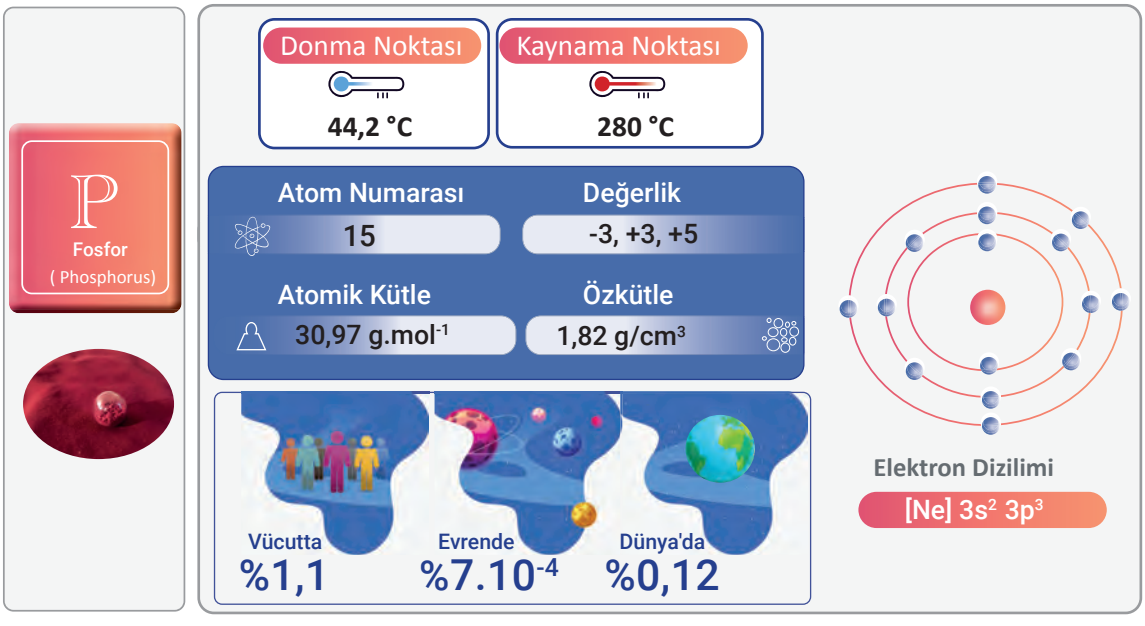
1669 yılında Alman simyacı Hennig Brand (Hennih Brand, Görsel 6.8) sağlıklı bir insandan aldığı idrar örneklerini buharlaştırıp damıtarak karanlıkta parlayan ve havada parlak bir şekilde yanan bir madde elde etti. Bu maddeye Yunanca **ışık taşıyan** anlamına gelen **fosfor** adını verdi. Fosforun felsefe taşı olduğunu düşünen Brand keşfini gizli tuttu ancak maddi sıkıntıya düşünce elindeki maddeyi satmak zorunda kaldı.

1777 yılında İsveçli kimyager Carl Wilhelm Scheele, fosfor elementini kemikten elde etmeyi başarmıştır.



Görsel 6.8: Temsili Hennig Brand

6.2.1. Fosforun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 15 protona sahip fosfor, periyodik tablonun 3. periyot ve 15. grubunda yer alır. Ametalik özellik gösterir.
- Havada oksijen ile yanma tepkimesi verir.

  $P_4 + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$

  $P_4 + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$
- Halojenlerle tepkimeye girerek +5 veya +3 yükseltgenme basamağında bileşikler oluşturur.

  $P_4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$

  $P_4 + 10Cl_2 \rightarrow 4PCl_5$
- Metallerle birleşerek fosfürleri oluşturur.

  $6Ca + P_4 \rightarrow 2Ca_3P_2$

  $12Na + P_4 \rightarrow 4Na_3P$
- HNO_3 gibi yükseltgen asitlerle tepkimeye girerek fosforik asit oluşturur.

  $P + 5HNO_3 \rightarrow H_3PO_4 + 5NO_2 + H_2O$
- Kuvvetli bazlarla tepkimeye girerek fosfin (PH_3) oluşturur.

  $2P_4 + 3Ba(OH)_2 + 6H_2O \rightarrow 2PH_3 + 3Ba(H_2PO_2)_2$

6.2.2. Fosforun Kullanım Alanları

Bitkiler, ihtiyaçları olan fosforu fosfatlı gübrelerden alır bu nedenle fosforun en yaygın kullanıldığı alan gübre yapımıdır (Görsel 6.9). Fosfor bileşikleri; gıda, hayvan yemi, fare zehiri, diş macunu, deterjan (Görsel 6.10), porselen ve zehirli bir gaz olan fosfin (PH_3) üretiminde de kullanılmaktadır. Siyah fosfor yarı iletkenlerin doplanmasında kullanılır.



Görsel 6.9: Fosforlu gübre



Görsel 6.10: Toz deterjan

Canlılarda Fosfor

Fosfor, canlı dokularda diş minesinde ve kemiklerde bulunur. Kalsiyumla birlikte kemiklerin oluşmasına ve gelişmesine yardımcı olur. DNA ve RNA'nın yapısında da fosfor vardır. Özellikle hücre içinde gerçekleşen biyokimyasal reaksiyonlar için enerji taşıyan ATP (adenozin trifosfat) nükleotitin üyesidir.

Organik fosfor bileşikleri yaşam için son derece önemlidir ancak bazı fosfor bileşikleri oldukça zehirlidir. İnorganik fosfatlar, organik fosfatlara kıyasla daha zehirsizdir ve birçok canlı organizma için temel besin maddelerinde bulunur.

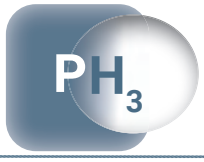
Et, balık, süt ve süt ürünleri, yumurta, patates, kepekli tahıllar, kuru meyve, sarımsak fosforca zengin besinlerdendir (Görsel 6.11).



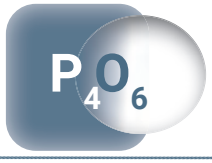
Görsel 6.11: Fosfor içeren besinler

6.2.3. Fosforun Önemli Bileşikleri

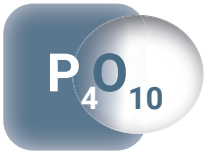
Fosfor yaptığı bileşiklerde genellikle -3, +3 ve +5 yükseltgenme basamağına sahiptir.



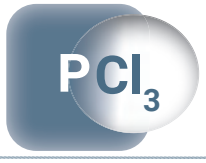
Fosfin adıyla bilinen bileşik, saf hâlde kokusuz ve oldukça zehirli bir gazdır.



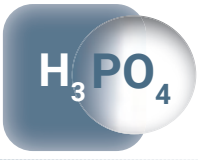
Buharı sarımsak kokusunda olup zehirlidir. Molekül formülüne göre **tetrafosfor hekzaoksit** olarak adlandırılması daha uygun olsa da moleküler yapısı bilinmeden önce **fosfor trioksit** olarak adlandırılmıştır. Günümüzde de bu isim kullanılmaktadır.



Suya karşı ilgili olan bileşik, fosforik asit (H_3PO_4) oluşturmak üzere tepkime verir. Bu ilgisinden dolayı asitlerde kurutucu olarak kullanılır. Molekül yapısına göre **tetrafosfor dekaoksit** şeklinde adlandırılması uygun olmasına rağmen geleneksel olarak **fosfor pentaoksit** adı ile bilinir.



Su ile kolayca tepkimeye giren zehirli bir maddedir. Genellikle herbisit ve pestisit üretiminde kullanılır.



Orto fosforik asit (fosforik asit) orta kuvvette bir asittir. Nötre yakın bir sulu çözeltide çözüldüğünde bir proton verip primer fosfat ($H_2PO_4^-$) oluşturur. Ortam pH'ı büyüdükçe ikinci ve üçüncü protonlarını da verir.

6.2.4. Fosforun Elde Edilme Yöntemleri

Fosfor aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Minerallerden Fosfor Eldesi

Fosfat içeren mineraller, kum ve kömürle karıştırılır, yüksek sıcaklıktaki fırınlarda ısıtılır, soğuk borulardan geçirilerek fosforun sıvılaşması sağlanır. Sıvı fosfor katılaştırılırsa beyaz fosfor, beyaz fosfor oksijensiz ortamda ısıtılırsa kırmızı fosfor elde edilir.

$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C + 3O_2 \rightarrow P_4 + 6CaSiO_4 + 10CO$

2. Coignet Yöntemi İle Fosfor Eldesi

Fosfor, kemik içindeki $Ca_3(PO_4)_2$ bileşiğinin uygun tepkimeler ile H_3PO_4 bileşiğine dönüştürülerek karbon ile indirgenmesi sonucu elde edilir.

$4H_3PO_4 + 16C \rightarrow 16CO + 6H_2 + P_4$

3. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Amonyum Bifosfat Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız. Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Amonyak ve fosforik asit çözeltileri kullanarak amonyum bifosfat elde etmek.

Araç gereç:
- Beher
- Pipet
- Puar
- Mavi turnusol kâğıdı
- Baget
- Üç ayak
- Amyant tel
- Bek

Kimyasal madde:
- Derişik NH_3 çözeltisi
- Derişik H_3PO_4 çözeltisi

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz bir behere 5 mL kadar NH_3 çözeltisi koyunuz. Çözeltinin içine bir parça turnusol kâğıdı yerleştiriniz.
3. Turnusol kâğıdının rengi maviden kırmızıya dönünceye kadar damla damla H_3PO_4 çözeltisi ilave ediniz.
4. Beherdeki çözeltiyi bagetle yavaş yavaş karıştırarak kaynama noktasına kadar ısıtınız.
5. Çözeltiyi soğutarak kristallendiriniz.
6. Deney sırasında oluşan katı ve sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

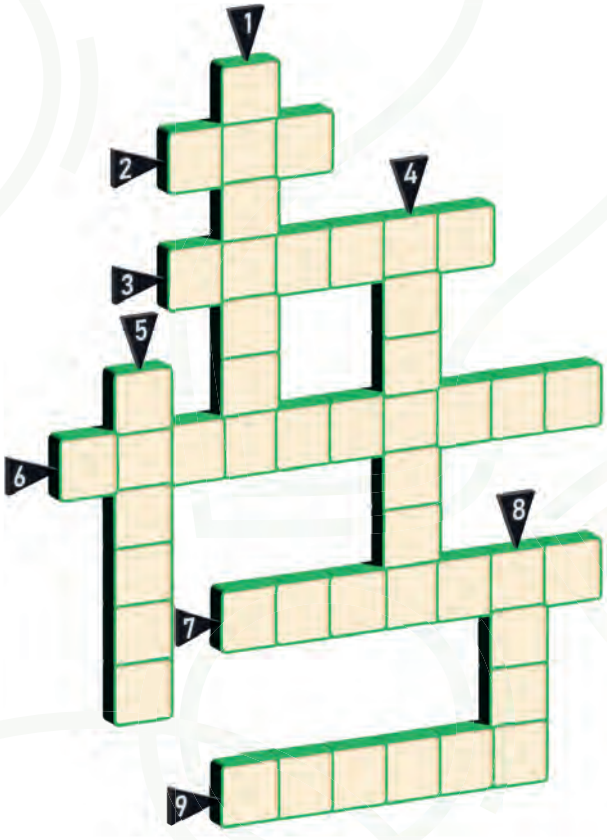
Değerlendirme

1. **Oluşan çökeleğin formülünü yazınız.**

2. **Beherde gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.**

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

2. Laboratuvar ortamında sentezlenen ilk organik bileşik olan ve idrarda bulunan azot bileşiği.
3. HNO_3 formülü ile bilinen kuvvetli asidin halk arasındaki adı.
6. VA grubunda bulunan yapay olarak elde edilen element.
7. Kendine özgü keskin kokusu olan zayıf bazik karakterdeki azot bileşiği.
9. Metalik karakterli VA grubu elementi.

Yukarıdan Aşağıya

1. Kendisi ve bileşikleri son derece zehirli olan VA grubu elementi.
4. 51 protona sahip, sembolü Sb olan yarı metal.
5. Fosforit, apatit, vivianit gibi mineralleri olan VA grubu ametali.
8. Atmosferin hacimce %78'ini oluşturan diatomik yapılı element.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1 **Aşağıda verilen elementlerden hangisi 15. grup elementidir?**

A) Alüminyum B) Bor
C) Brom D) Demir
E) Fosfor

2 **Azot elementi ile ilgili aşağıdaki bilgilerden hangisi yanlıştır?**

A) Solunması sinir sisteminde kalıcı zararlara sebep olur.
B) Atmosferin %78'ini oluşturur.
C) Proteinlerin ve nükleik asitlerin (DNA, RNA) yapısında bulunur.
D) Amonyak üretiminde kullanılır.
E) Oksijen ile tepkimesi endotermiktir.

3 **Azot elementi ve azot bileşikleri ile ilgili aşağıda verilenlerden hangisi yanlıştır?**

A) Paketli gıdaların tazeliğini korumak için kullanılır.
B) Nitrat iyonu NO_3^- formülündedir ve gübre üretiminde kullanılır.
C) N_2O gazı güldürücü gaz olarak bilinir ve anestezik olarak kullanılır.
D) Siyanür (CN^-) iyonu yüksek derecede zehirlidir.
E) NH_3 bileşiği zayıf asidik özellik gösterir ve temizlik maddelerinde kullanılır.

4 I. Apatit
II. Kalsit
III. Magnezit

verilen minerallerden hangileri fosfor içerir?

A) Yalnız I B) Yalnız III
C) I ve II D) II ve III
E) I, II ve III

5 **Fosfor elementi ile ilgili,**

I. Atom numarası 15 tir.
II. 3. periyot elementidir.
III. Yarı metal özelliktedir.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız II
C) I ve II D) I ve III
E) II ve III

6 **Fosfor elementi,**

I. $P_4 + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$
II. $P_4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$
III. $6Ca + P_4 \rightarrow 2Ca_3P_2$

tepkimelerinden hangilerini gerçekleştirir?

A) Yalnız I B) Yalnız II
C) I ve III D) II ve III
E) I, II ve III

7 Atmosfer azotunun canlılarda kullanılabilir formlara dönüştürülmesine azot fiksasyonu denir.
Azot fiksasyonu sonucunda

I. NO_2^-
II. NO_3^-
III. NH_4^+

iyonlarından hangileri oluşur?

A) Yalnız I B) Yalnız III
C) I ve II D) II ve III
E) I, II ve III

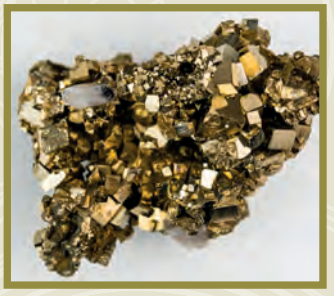
7. ÖĞRENME BİRİMİ

16. GRUP (VIA GRUBU) ELEMENTLERİ

KONULAR

7.1. KÜKÜRT (S)

Bu öğrenme biriminde kalkojenlerin genel özellikleri hakkında genel bilgi verilecek, kükürt elementinin incelemesi özel olarak yapılacaktır. Antik çağlardan beri kullanılan kükürdün izotop ve allotroplarının özellikleri, atomik yapısı, tepkimeleri, bileşikleri, kullanım alanları ve elde edilme yöntemleri detaylı şekilde incelenecektir.



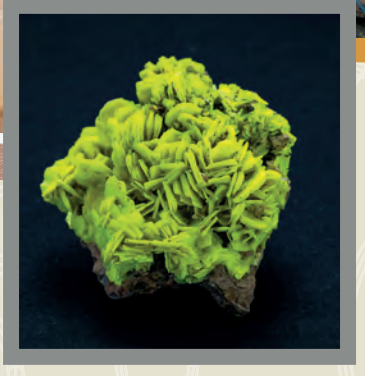
















7. 16. GRUP (VIA GRUBU) ELEMENTLERİ

Grubun ilk üyesi oksijen olduğu için **oksijen grubu** olarak bilinen bu elementler **kalkojenler** adıyla da anılır.

VIA grubunda oksijen (O), kükürt (S), selenyum (Se), tellür (Te), polonyum (Po), livermoriyum (Lv) elementleri yer alır.

Oda koşullarında oksijen gaz, grubun diğer elementleri ise katı hâlde bulunur. Livermoriyum 2000 yılında laboratuvar ortamında üretilmiş radyoaktif yapay bir elementtir.

Oksijen ve kükürt ametal, selenyum ve tellür yarı metal, polonyum ise radyoaktif metal özellik gösterir.

Değerlik elektron sayısı 6 olan grup elementlerinin elektronegatiflikleri grupta aşağı inildikçe azalır. Her bir üyenin allotropu mevcuttur.



16. Grup Elementlerinin Özellikleri

- Son enerji seviyelerinde 6 elektron bulunur.
- Elektron konfigürasyonları np^4 şeklinde olduğu için periyodik tablonun p bloğunda yer alır.
- Grupta atom numarası arttıkça atom kütlesi artar, iyonlaşma enerjisi azalır.
- Grubun en hafif üyesi oksijendir. Atmosferin %21'ini oluşturur. Ayrıca yer kabuğunda en bol bulunan elementtir. O_2 (oksijen) ve O_3 (ozon) olmak üzere iki allotropu vardır.
- Kükürt, selenyum ve tellür, kendilerinden daha elektronegatif elementlerle oluşturdukları bileşiklerde pozitif yük alır. +4 ve +6 yüke sahip önemli bileşikleri vardır.
- Selenyum canlıların gelişimde önemli eser elementlerdendir. Selenyum eksikliği olan çocukların daha yavaş geliştiği, kas yapılarının daha zayıf olduğu ve kalp-damar sorunlarına yatkın oldukları tespit edilmiştir.
- Polonyum adını, elementi ilk izole eden Marie Curie'nin (Mari Küri) anavatanı Polonya'dan almıştır. Marie ve Pierre Curie (Piyer Küri) keşiflerini yaptıklarında radyoaktif elementlerle çalışmanın tehlikeleri bilinmiyordu. Bu zamandan kalma laboratuvar defterleri o kadar radyoaktiftir ki şu anda kurşun kaplı kutuda saklanmaktadır.



7.1. KÜKÜRT (S)

Yer kabuğunun %0,06'sını oluşturan kükürdün birçok minerali vardır. Galen (PbS), pirit (FeS_2), barit ($BaSO_4$, Görsel 7.1), jips ($CaSO_4$), sfalerit (ZnS) mineralleri sadece birkaçıdır. Ayrıca SO_2 ve H_2S gibi bileşikleri volkanik gazlarda mevcuttur. Kaplıca sularından gelen hafif çürük yumurta kokusu içerdiği kükürt bileşiklerinden kaynaklanır. Element hâlde S_8 formunda bulunur (Şekil 7.1).

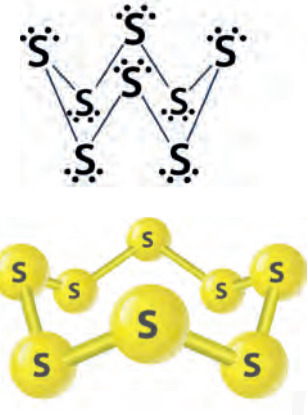
Kükürdün kütle numarası 26 ile 49 arasında olan birçok izotopu vardır. Bu izotoplardan ^{32}S, ^{33}S, ^{34}S ve ^{36}S doğada kararlı hâlde bulunur. En yaygın kükürt izotopu %95'lik oran ile ^{32}S'dir.



Görsel 7.1: Barit minerali

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Soğanın yapısında kükürtlü kimyasallar bulunur. Kesildiği anda havaya yayılan **lakrimatör-faktör sentaz** adlı bir enzim, kükürtlü bileşiklere etki ederek onları dengesizleştirir. Bir seri tepkime sonucu **syn-propanethial-S-oksit** adlı bileşik oluşur. Göze ulaşan bu kimyasal, göz yanmasına neden olur. Gözyaşı kanalları ise yanmaya karşı gözü korumak için hemen göz yaşı üretir.



Şekil 7.1: S_8 molekülü

Katı kükürdün; rombik, monoklinik ve amorf yapıda üç allotropu, sıvı kükürdün de lamda (λ) ve mü (μ) kükürt olarak adlandırılan iki allotropu vardır.

Rombik kükürt: Ortorombik kristaller hâlinde bulunan kükürt, S_8 yapısında sarı renkte bir katıdır ve **α-kükürt** olarak da adlandırılır. Kristalleri elmas şeklindedir ve ısıtıldığı anda monoklinik kükürde dönüşür.

Monoklinik kükürt: Monoklinik kristal formunda, S_8 yapısında, açık sarı renkli kükürt allotropudur. **β-kükürt** olarak da bilinir. Kristaller iğne şeklindedir. Soğutulduğunda α-kükürt yapısına döner.

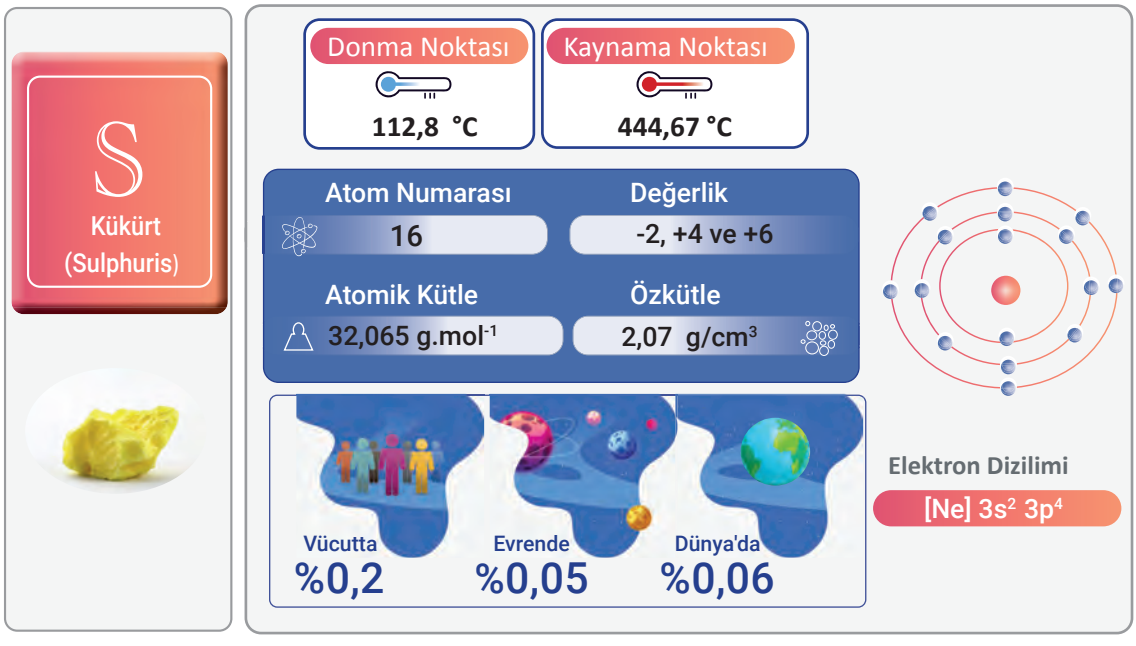
Amorf kükürt: Erime sıcaklığına kadar ısıtılan sıvı kükürt suya döküldüğünde yumuşak sarı-saydam bir hâl alır. Bu yapı **amorf kükürt** olarak adlandırılır.

DÜNDEN BUGÜNE

Antik çağlardan beri bilinen kükürt; tuz, cıva ve diğer tüm metallerin karışımı olarak düşünülüyordu. Element olabileceği fikrini ilk kez 1777 yılında Antonie Lavoisier ortaya attı. 1810 yılında ise Joseph Louis Gay-Lussac ve Luis Jacques Thenard, Lavoiser'in fikrini deneysel olarak ispatladı.

Element, adını Latince **yanan taş** anlamına gelen **sulfur** kelimesinden almıştır. **Kükürt** kelimesi ise Farsça yine aynı anlama gelen **gugird** kelimesinden türemiştir.

7.1.1. Kükürdün Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- Çekirdek yükü 16 olan kükürt, periyodik tablonun 3. periyot ve 16. grubunda bulunur. Ametalik aktifliği yüksek olan element, soy gazlar hariç neredeyse tüm elementler ile tepkime verebilir. Saf kükürt, kokusuz olmasına rağmen kükürt içeren bileşikler (kükürtlü hidrojenler ve merkaptanlar) bozuk yumurta gibi kokar. Elementel kükürt, oda koşullarında sarı renkli bir katıdır. Suda çözünürlüğü yok denecek kadar azdır ve en iyi CS_2 de çözünür. Elektrik ve ısı iletkenliği zayıftır. Elementel hâlde zehirli değildir.
- Kükürt buharı S_8, S_6, S_4 ve S_2 molekülleri karışımından oluşur.
- Oksijenle tepkimesi sonucu mavi bir alevle yanar. SO_2 ve SO_3 gazları oluşur.

  $S_8 + 8O_2 \rightarrow 8SO_2$
- Halojenlerle tepkimeye girer.

  $S_8 + 24F_2 \rightarrow 8SF_6$
- Metallerle tepkimeye girdiğinde sülfürleri oluşturur.

  $Fe + S + ısı \rightarrow FeS$
- Asitlerle tepkimeye girer.

  $S + 2HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 2NO$
- Kükürt, bileşiklerinde -2, +4 ve +6 değerlik alabilir. Oksijen ve halojenler ile yaptığı bileşiklerde +4 veya +6 yükseltgenme basamağına, diğer elementler ile yaptığı bileşiklerde ise -2 yükseltgenme basamağına sahiptir.

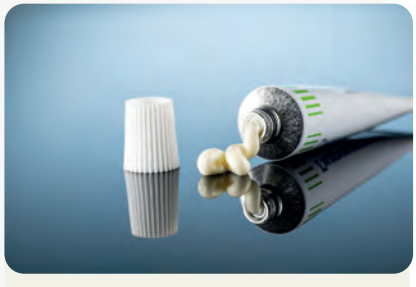
7.1.2. Kükürdün Kullanım Alanları

Geçmişte farklı medeniyetler tarafından bilinen ve kullanılan kükürdün günümüzde de yaygın kullanım alanları mevcuttur. Ölümsüzlüğü bulma ve değersiz madenleri altına çevirmek gibi uğraşlarla ilgilenen simyacılar, felsefe taşı yapmak için sarı renginden dolayı kükürt kullanmıştır. Mısırlılar çeşitli malzemeleri renklendirmede, Çinliler barut yapımında kükürtten faydalanmıştır.

Günümüz endüstrisinde en yaygın kullanım alanı H_2SO_4 üretimidir. Elementel hâlde çeşitli tarımsal ilaçlarda, gıdaların kurutulmasında ve saklanmasında (Görsel 7.2), kara barut, kibrit gibi alevli madde üretiminde kullanılır. Cilde uygulanan bazı merhemlerin içinde bulunur (Görsel 7.3). Deri hastalıklarının tedavisinde kükürtlü kaplıcalardan faydalanılır. Bileşiklerinin ise çok daha geniş kullanım alanları mevcuttur.



Görsel 7.2: Kükürtle kurutulmuş kayısı



Görsel 7.3: Kükürt içeren merhem

Canlılarda Kükürt

Kükürt, bütün canlılar için çok önemlidir. Bazı aminoasitlerin yapısında bulunur.

Kükürt elementel hâlde zehirli değildir. H_2S ve SO_2 gibi bileşikleri toksik özellik gösterir. Özellikle H_2S bileşiği, fazla maruz kalındığında solunum problemlerine hatta ölüme sebep olabilir.

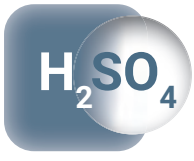
Soğan, sarımsak, yumurta, süt, lahana, balık, buğday gibi besinler kükürt içerir.

7.1.3. Kükürdün Önemli Bileşikleri

Ametal özellik gösteren kükürt bileşik oluştururken -2, +4 ve +6 değerlikler alabilir.



Kükürt içeren kömür, fuel-oil gibi yakıtların yanması sonucu oluşan SO_2 gazı, hava kirliliğine neden olur. Atmosfere salınan SO_2, su buharı ve oksijen ile tepkimeye girerek H_2SO_4 oluşturur ve sülfürik asit yağmurlarla yeryüzüne iner. Bu olay **asit yağmurları** olarak bilinir. Asit yağmurları; su kaynakları, toprağın yapısı, bitki gelişimi ve insan sağlığı açısından zararlı ve tehlikelidir. SO_2 gazı, meyve ve sebzelerin kurutulması sırasında oluşabilecek çeşitli reaksiyonları kontrol altına almak ve kurutulmuş gıdanın raf ömrünü uzatmak amacıyla yaygın olarak kullanılır.



Endüstride **zaç yağı** olarak adlandırılan sülfürik asit kuvvetli bir asittir. Yağ kıvamında olan asit suda iyonlaşarak çözünür ve bu tepkime ekzotermiktir. Çok tehlikeli ve nem çekicidir. Deri ile temasında bölgede bulunan suyu çekerek ciddi hasarlara neden olur. Çok geniş kullanım alanına sahiptir. Patlayıcı, boya, gübre, temizlik maddesi, pestisit üretimi kullanım alanlarından birkaçıdır. Araçların akülerinde H_2SO_4 elektrolit olarak kullanıldığı için **akü asidi** olarak da bilinir.



H_2S, renksiz bir gaz olmasına rağmen bozuk yumurta gibi koktuğu için kendini hemen belli eder. Nitel analiz uygulamalarının katyon analizlerinde kullanılır. Tehlikeli ve zehirli bir kimyasal maddedir.

Tiyol (merkaptan) olarak adlandırılan –SH fonksiyonel grubuna sahip organasülfür bileşikleri keskin kokulara sahiptir. Gaz kaçaklarının farkına kolayca varabilmek için doğal gazın içine katılarak güvenli şekilde kullanılmasını sağlar.

Kükürt elementi SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, HSO_4^-, SCN^-, $S_2O_3^{2-}$, $S_2O_8^{2-}$ gibi kökleri oluşturarak birçok bileşik yapar.

7.1.4. Kükürdün Elde Edilme Yöntemleri

Kükürt aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Frash (Fraş) Yöntemi İle Kükürt Eldesi

Yer altında elementel hâlde bulunan kükürt, Frash yöntemi ile çıkarılır. İç içe geçmiş üç adet boru kükürdün bulunduğu kısma daldırılır. En dıştaki borudan su buharı, en içteki borudan basınçlı sıcak hava gönderilerek kükürdün sıvılaşması sağlanır. Ortadaki boruyla bulunduğu yerden çıkarılan sıvı kükürt, havuzlarda dinlendirilerek çöktürülür.

2. Clauss (Klaus) Prosesi İle Kükürt Eldesi

Petrol ve doğalgazdan elde edilen H_2S gazının oksijenle yükseltgenmesi sonucu elementel kükürt elde edilir.

$$2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$$

3. Pirit Mineralinden Kükürt Eldesi

Pirit mineralinin havada kavrulması ile elde edilen SO_2 gazı H_2S ile reaksiyona sokularak elementel kükürt üretilir.

$$SO_2 + 2H_2S \rightarrow 3S + 2H_2O$$

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

SO_2 Gazı Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Kükürdü oksijenli ortamda yakarak SO_2 gazı oluşturmak.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Spatül
- Bek
- Mavi turnusol kâğıdı
- Tahta maşa

Kimyasal madde:
- Kükürt tozu

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz ve kuru bir deney tüpüne bir spatül kadar kükürt tozu koyunuz.
3. Deney tüpünü tahta maşa yardımıyla tutarak bek alevinde dikkatli bir şekilde ısıtınız.
4. Gaz çıkışını gözlemleyiniz. Gazı solumayınız.
5. Gaz çıkışı başladıktan hemen sonra tüpün ağzına, suyla ıslatılmış turnusol kâğıdını tutarak renk değişimini gözlemleyiniz.
6. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

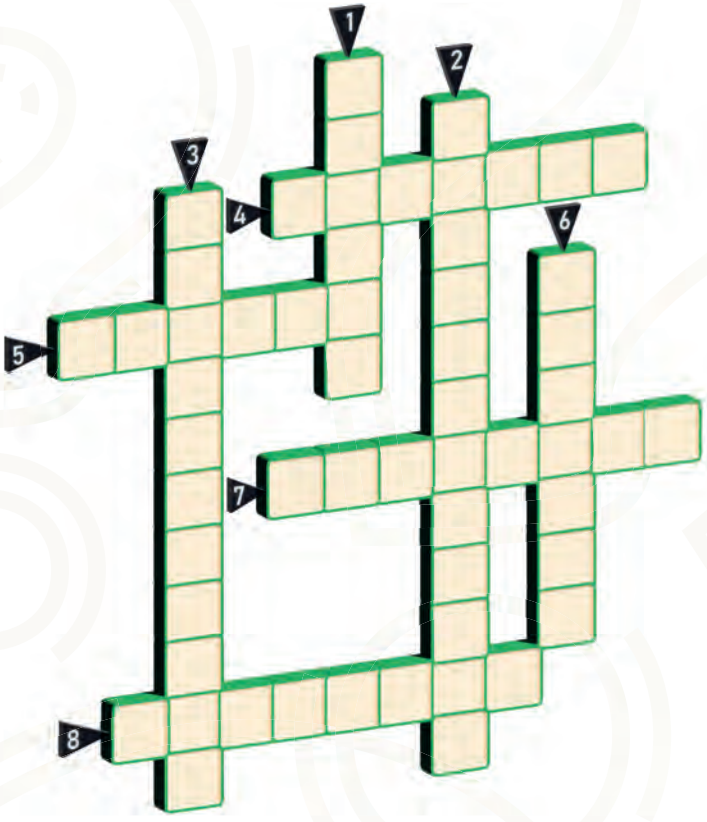
Değerlendirme

1. **Kükürt tozunun ısıtılmasıyla açığa çıkan gazı tepkime denklemini yazarak açıklayınız.**

2. **Turnusol kâğıdının renk değiştirmesinin nedenini açıklayınız.**

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

4. Oda koşullarında moleküler olarak gaz hâlde bulunan VIA grubu elementi.
5. Sembolü Te olan yarımetal özellik gösteren element.
7. Doğal radyoaktif metalik özellik gösteren 16. grup elementi.
8. Atom numarası 34 olan VIA grubu yarı metali.

Yukarıdan Aşağıya

1. Rombik, monoklinik ve amorf yapıda allotropları bulunan, atom numarası 16 olan element.
2. Laboratuvar ortamında üretilmiş radyoaktif VIA grubu elementi.
3. VIA grubuna verilen özel ad.
6. Kuvvetli bir asit olan H_2SO_4 bileşiğinin yaygın adı.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1 **VIA grubu elementleri için,**

I. Kalkojenler olarak adlandırılır.

II. En dış katmanlarında 6 elektron bulunur.

III. IUPAC sisteminde 16. grup olarak adlandırılır.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız II B) Yalnız III

C) I ve II D) I ve III

E) I, II ve III

2 **Aşağıdaki elementlerlerden hangisi oksijen grubunda yer almaz?**

A) Astatin B) Kükürt

C) Polonyum D) Selenyum

E) Tellür

3
- Element hâlde sarı renkli bir katıdır.
- Bozuk yumurtanın keskin kokusu bu elementten kaynaklanır.
- Rombik ve monoklinik olmak üzere iki kristal yapısı vardır.

Yukarıda özellikleri verilen element aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

A) Arsenik B) Karbon

C) Kükürt D) Oksijen

E) Selenyum

4 **Kükürt ve kükürt bileşikleri ile ilgili aşağıdaki tepkimelerden hangisi yanlıştır?**

A) $S_8 + 12O_2 \rightarrow 8SO_3$

B) $2SO_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 2H_2SO_4$

C) $Fe + S \rightarrow FeS$

D) $H_2S + 4H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 4H_2$

E) $S_8 + 24F_2 \rightarrow 8SF_6$

5 **16. grup elementleri ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?**

A) İlk element oksijen olduğu için oksijen grubu denir.

B) Bileşiklerinde -2 ile +6 arası değerlik alır.

C) Tümü ametal özellik gösterir.

D) Elektronegatifliği en büyük olan oksijendir.

E) Son elementi sentetik olarak üretilmiştir.

6 **Yakıtlarda bulunan kükürt ile ilgili,**

I. Yanma ürünleri bazik özellik gösterir.

II. Fazla bulunması hâlinde asit yağmurlarına sebep olur.

III. Yakıt gazlarda kaçak tespiti için kullanılır.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız III

C) I ve II D) I ve III

E) II ve III

7 **Kükürt elementi ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?**

A) Yanması sonucu SO_2 ve SO_3 gazlarını oluşturur.

B) En yaygın kullanım alanı sülfürik asit üretimidir.

C) Volkanik bölgeler ve kaplıca bölgelerinden çıkarılır.

D) Tüm bileşiklerinde -2 yükseltgenme basamağındadır.

E) Birçok bileşiği çürük yumurta kokusu yayar.

8. ÖĞRENME BİRİMİ

17. GRUP (VIIA GRUBU) ELEMENTLERİ

KONULAR

- 8.1. FLOR (F)
- 8.2. KLOR (Cl)
- 8.3. BROM (Br)
- 8.4. İYOT (I)

Bu öğrenme biriminde halojen olarak bilinen 17. grup elementleri hakkında genel bilgi verilecektir. Bu grupta yer alan flor, klor, brom ve iyot elementlerinin fiziksel ve kimyasal özellikleri, çeşitli bileşikleri, atomik yapıları, kullanım alanları ve elde edilme yöntemleri ayrıntılı olarak incelenecektir.




KCl
KBr
KI









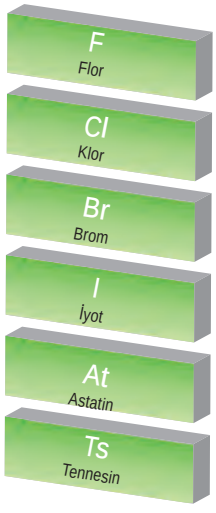


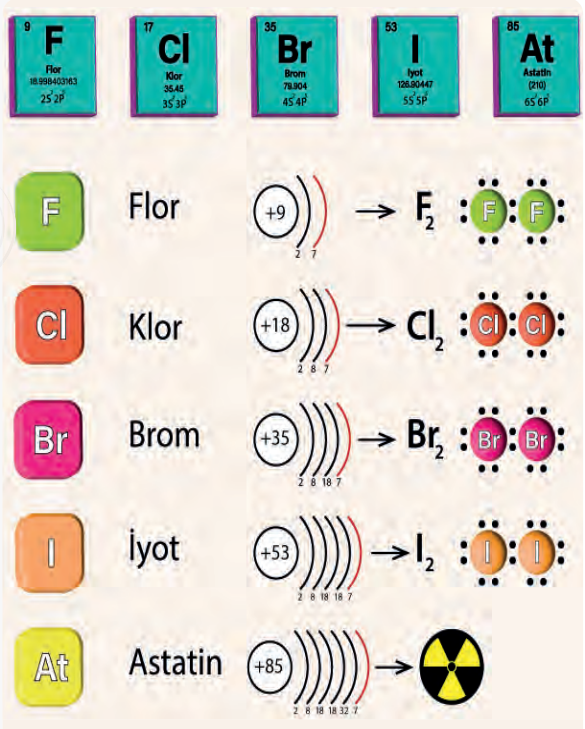




8. 17. GRUP (VIIA GRUBU) ELEMENTLERİ

VIIA grubu, periyodik tablonun 17. sütununda yer alan flor (F), klor (Cl), brom (Br), iyot (I), astatin (At) ve tennesin (Ts) elementlerinden oluşur. Bu grup elementleri metallerle tuz oluşturdukları için **halojenler** olarak da bilinir. Halojen ismi Yunanca **tuz yapan** anlamına gelen **halo-gene** ifadesinden gelmektedir. Halojenler ametalik özellik gösterir, elektronegatifliği çok yüksektir ve doğada elementel hâlde değil, mineralleri şeklinde bulunur. Element hâlde diatomik yapıdadır. Oda koşullarında flor ve klor gaz, brom sıvı, iyot ve astatin katı hâldedir. Tennesin 2010 yılında sentezlenen radyoaktif bir yapay elementtir.





Görsel 8.1: Halojenlerin özellikleri

17. Grup Elementlerinin Özellikleri

- Son enerji seviyelerinde 7 elektron bulunur (Görsel 8.1).
- Grup elementleri metallerle birleşerek tuzları oluşturur.
- Halojenler hidrojen ile tepkimeye girerek asit oluşturur. Oluşturdukları asitlerin kuvvetlilik sıralaması HI>HBr>HCl>HF şeklindedir.
- Periyotlarının en aktif ametalleridir.
- Bileşiklerinde genellikle -1 yükseltgenme basamağına sahiptir. Ancak kendilerinden daha elektronegatif bir atoma bağlandıklarına +7'ye kadar değer alabilirler. Flor tüm bileşiklerinde -1 değerlik alır.
- Astatin; keşfedilmeden önce Mendeleyev tarafından **eka-iyot** olarak adlandırılan, tüm izotopları radyoaktif, doğada çok nadir bulunan bir maddedir.



8.1. FLOR (F)

Periyodik tablodaki en aktif element olan flor, doğada elementel hâlde bulunmaz. Daima bileşikleri hâlindedir. Yer kabuğunda bulunma oranı yaklaşık %0,06'dır. En önemli mineralleri fluorit (CaF_2 ,Görsel 8.2), kriyolit ($Na_3(AlF_6)$) ve apatittir ($Ca_5(PO_4)_3F$). Fluorit minerali renkli yapısından dolayı tarih boyunca birçok medeniyet tarafından süs eşyası olarak kullanılmıştır.

Florun ^{14}F ve ^{31}F arsında izotopları vardır. Doğada sadece ^{19}F formu kararlı olarak bulunur. Diğer izotopları radyoaktif özellik gösterir. Bilinen bir allotropu yoktur.



Görsel 8.2: Fluorit minerali

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

İkinci Dünya Savaşı'na kadar endüstriyel açıdan flor üretimine çok fazla ihtiyaç duyulmamıştı. Savaşın sonunu getiren ilk atom bombasının kullanımı ve nükleer teknolojinin gelişimi ile birlikte uranyum zenginleştirme işlemi yapılmaya başlandı. Uranyumun doğal iki izotopu bulunmaktadır. Daha kararlı çekirdekleri olan ^{238}U %99,3 ^{235}U ise %0,7 oranında bulunur. Bu izotoplardan ^{235}U nükleer fisyon reaksiyonu için uygundur ancak ^{238}U bu reaksiyonu vermemektedir. Uranyum zenginleştirme işlemi, uranyum-235 izotoplarının uranyum-238 izotoplarından ayrılmasıdır. Bu işlemde cevherinden ayrılan tüm uranyum UF_6 bileşiğine dönüştürülür. Oda sıcaklığında gaz hâlde bulunan bu bileşikte uranyum-235 izotopunun oluşturduğu moleküller, uranyum-238 izotoplarının oluşturduğu moleküllerden daha hafiftir. Bu durum moleküllerin ortalama difüzyon hızlarının farklı olmasına neden olur. Hafif olan moleküllerin bir zardan daha hızlı geçmesinden veya santrifüj sırasında daha hafif olan moleküllerin merkeze daha yakın kalmasından yararlanılarak izotopların birbirinden ayrılması sağlanır.

DÜNDEN BUGÜNE

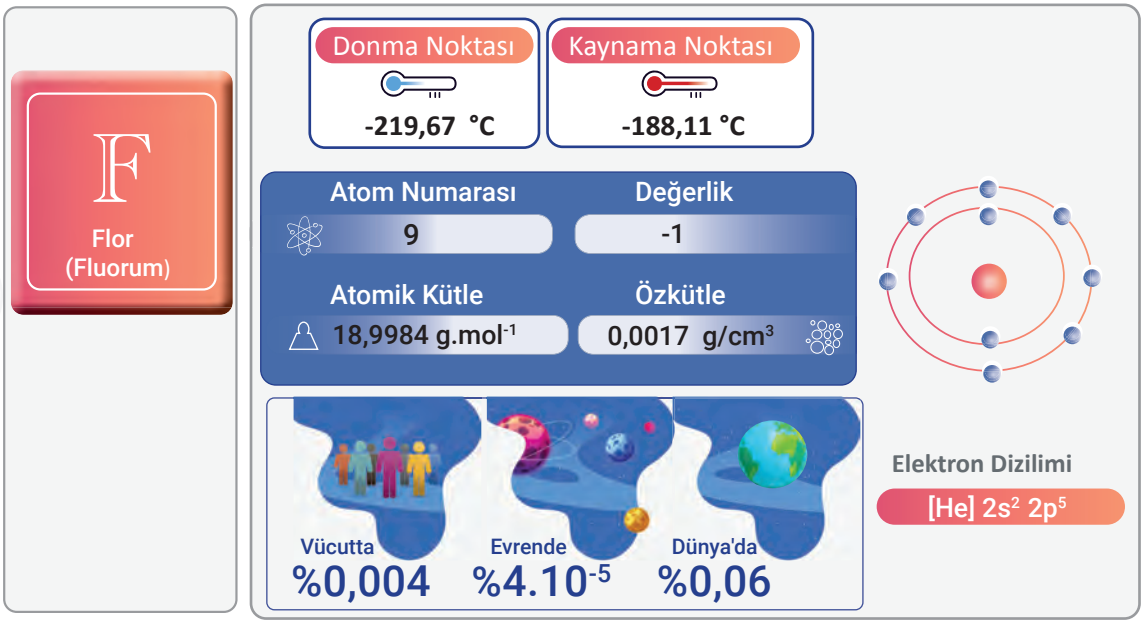
1500'lü yıllarda flor minerallerinin içinde keşfedilmemiş bir elementin olduğu düşünülüyordu. Tepkimeye girme isteği çok yüksek olan flor, izolasyon çalışmaları esnasında birçok kazanın yaşanmasına neden oldu. Henri Moissan (Henri Moysan, Görsel 8.3), 1886 yılında HF'ün elektrolizi ile saf hâlde F_2 gazı elde etti. Bu başarısından dolayı 1906 Nobel Kimya Ödülü'nü kazandı.



Görsel 8.3: Henri Moissan

Andre Ampere (Andire Amper) flor elementine, metallerin erime noktasını düşürmede flor bileşikleri kullanıldığı için Latince **akış** anlamına gelen **fluo** kelimesinden türetilmiş **fluorine** adını verdi.

8.1.1. Florun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 9 protona sahip flor, periyodik tablonun 2. periyot ve 17. grubunda bulunur. Oda koşullarında gaz hâlinde, açık sarı renkli, tahriş edici ve oldukça zehirli bir gazdır.
- Periyodik tablodaki en yüksek elektronegatifliğe sahip elementtir. Birimsiz bir büyüklük olan elektronegatiflik değerleri, flor gazı için 4,0 kabul edilerek hesaplanmıştır.
- Neredeyse tüm elementler ile bileşik oluşturur. Uygun şartlar sağlandığında soy gaz olan kripton, ksenon ve radonla dahi bileşik oluşturabilir.
- Oksijen ile tepkimeye girerek florürünü oluşturur. Oksijen sadece bu bileşikte +2 yükseltgenme basamağına sahiptir. Bunun nedeni florun oksijenden daha elektronegatif olmasıdır.

$2F_2 + O_2 \rightarrow 2OF_2$

- Hidrojen ile tepkimesinden zayıf asit olan HF oluşur.

$$H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF$$

- Su ile tepkimesinde oksijeni atomik hâlde serbest bırakır. Atomik oksijen kararlı olmadığı için hemen oksijen molekülü ile birleşir ve ozon (O_3) oluşturur.

$$F_2 + H_2O \longrightarrow 2HF + O$$

- Metallerle tepkimeye girerek florür tuzunu oluşturur.

$$Ca + F_2 \longrightarrow CaF_2$$

8.1.2. Florun Kullanım Alanları

Yeterli miktardaki flor, diş minesinin dayanıklılığını artırarak çürükleri önler. Bu etkisinden dolayı diş macunu üretiminde bir miktar flor kullanılır (Görsel 8.4). Bazı ülkelerde yine diş çürüklerinin önüne geçmek için içme sularına flor katılmaktadır.



Görsel 8.4: Florürlü diş macunu

Nükleer enerji santrallerinde uranyumun izotoplarını ayrıştırmak için UF_6 bileşiği kullanılır. Emaye gibi kaplama malzemelerinde, ısıya dayanıklı plastik, teflon (Görsel 8.5), su geçirmez ayakkabı üretiminde kullanılır. Cama etki eden tek asit HF olduğu için cam işlemeciliğinde flordan faydalanılmaktadır.



Görsel 8.5: Teflon tava

Canlılarda Flor

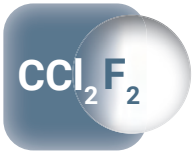
Flor, elementel hâlde canlı organizmalar için son derece zehirlidir. Maruz kalınması hâlinde solunum sistemini ve gözleri tahriş edebilir. Yüksek dozda maruz kalınması durumunda karaciğer ve böbrek hasarına hatta ölüme dahi sebep olabilir.

Kemik ve dişlerin gelişiminde, diş çürüklerinin önlenmesinde florüre ihtiyaç vardır ancak alınması gereken miktarın üstüne çıkılırsa kemik erimesi, diş çürümesi, sinir ve böbrek tahribatı yapabilir.

İnsanlarda günlük flor ihtiyacı 1,5-4 miligramdır. Kırmızı et, tavuk, balık, çay ve içme suları flor kaynağıdır.

8.1.3. Florun Önemli Bileşikleri

Flor, bileşik oluştururken daima -1 değerlik alır.



Freon12 veya **R12** gazı olarak da bilinir. Soğutucu akışkan olarak buzdolabı, klima gibi cihazlarda bir dönem kullanılmış olsa da ozon tabakasına etkisinden dolayı kullanımı yasaklanmıştır. Freon12 gazı renksiz ve kokusuzdur, yanıcı özelliği yoktur; ayrıca tepkimelere karşı aktif değildir. Toksik özellik göstermez.

HF

HF (hidrojen florür) bileşiği, flor moleküllerinin H_2 gazı ile gerçekleştirdiği patlamalı tepkime sonucu oluşur. Florür iyonunun çapı diğer halojenlere göre çok küçük olduğu için H^+ iyonunu daha büyük kuvvetle bağlar ve suda kısmen iyonlaşır. Bu nedenle zayıf bir asittir. Buharının solunması ve göz gibi nemli bölgelerle teması tahrişe neden olur. Camı aşındırdığı için diğer asitler gibi cam şişelerde değil polietilen kaplarda saklanır. HF molekülleri arasında hidrojen bağları bulunduğu için moleküller arası çekim çok kuvvetlidir. Kaynama noktası, grubun hidrojenli bileşiklerinin kaynama noktalarına göre çok daha yüksektir.

$C_2H_2F_4$

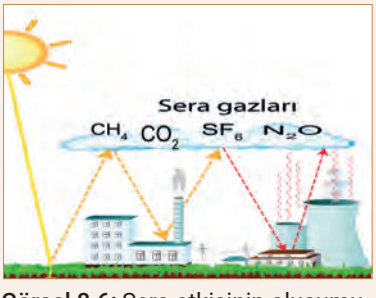
Freon134a veya daha çok **R134a** olarak bilinir. Fiziksel özellikleri bakımından Freon12'ye benzer ancak onun gibi ozon tabakasına zarar vermediği için klima, buzdolabı gibi cihazlarda soğutucu akışkan olarak kullanılır.

Teflon

Politetrafloroetilenin (PTFE) ticari adıdır. Tetrafloro etilen ($F_2C=CF_2$) adlı organik bileşiğin polimerleşmesi sonucu oluşur. Mutfak araç gereçlerinin (yapışmaz tava vb.) yapımında, endüstride conta, keçe, bant şeklindeki sızdırmazlık malzemelerinin üretiminde, elektrik izolasyonunda, yapışmaz yüzey uygulamalarında, düşük sürtünme katsayısı nedeniyle makine sanayisinde yağsız sürtünme yataklarında ve daha birçok alanda kullanılmaktadır.

F-Gazlar

Dünya yüzeyinden yansıyan Güneş ışınlarının uzaya kaçmak yerine dünya atmosferinde tutulmasına **sera etkisi** denir (Görsel 8.6). Sera etkisi, sıcaklıkların gece gündüz yaşanabilir aralıkta kalmasını sağlar ancak sera gazlarının fazla olması küresel ısınmaya, canlı yaşamını olumsuz etkileyecek fiziksel değişmelere ve iklim değişikliklerine sebep olur.



Görsel 8.6: Sera etkisinin oluşumu

Soğutucu akışkan olarak kullanılan hidroflorokarbonlar ($C_xH_yF_z$), farklı kullanım alanları olan perflorokarbonlar (C_xF_y) ve kükürt hekzaflorür (SF_6) gibi gazlar sera etkisine neden olmaktadır. Bu gazlar F-gazlar olarak sınıflandırılır.

Florun en sık kullanılan bileşiklerinin arasında CaF_2 , NaF, CF_4 , AlF_3 , HOF, PbF_4 , SiF_4, KF sayılabilir. Birçok anorganik bileşiği vardır ve kompleks oluşturabilir.

Organoflor bileşiklerinin önemli bir kısmı tıpta anestezik, antibiyotik, antiviral ve antifungal olarak kullanılmaktadır.

8.1.4. Florun Elde Edilme Yöntemleri

Flor aşağıda verilen yöntemle elde edilir.

1. Elektroliz İle Flor Eldesi

Floru yükseltgeyecek herhangi bir madde olmadığı için tek elde edilme şekli elektrolizdir. KF'lü ortamda HF'ün elektrolizi ile anotta F_2 gazı toplanır.

$$2HF \xrightarrow{KF} H_2 + F_2$$

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Hidrojen Florürün Cama Etkisi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: HF'ün cama etkisini incelemek.

Araç gereç:
- Porselen kroze
- Saat camı
- Pastör pipeti
- Üç ayak
- Amyant tel
- Bek

Kimyasal madde:
- 3 M HF çözeltisi
- Parafin

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Porselen krozeye yaklaşık 10 mL HF çözeltisi alınız.
3. Temiz bir saat camı alınız, bombeli kısmın ortasında bir parmak kadar boşluk bırakıp kalan kısmı parafinle kaplayınız.
4. Saat camını parafinsiz kısmı krozenin ağızına gelecek şekilde kapatınız.
5. Krozeyi bek alevinde ısıtınız.
6. Saat camının parafinsiz kısmında meydana gelen değişimi gözlemleyiniz.
7. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **Deneyde gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.**

2. **Camdaki aşınmanın nedenini açıklayınız.**



8.2. KLOR (Cl)



Görsel 8.7: Silvit minerali

Klor, doğada en bol bulunan halojendir. Daha çok HCl, NaCl gibi klorürler hâlinde bulunur. Yer kabuğunun yaklaşık %0,019'unu oluşturur. En bilinen mineralleri halit (kaya tuzu- NaCl), silvit (KCl, Görsel 8.7) ve karnalittir ($KCl.MgCl_2.6H_2O$).

Yüksek elektronegatifliği nedeniyle elementel hâlde bulunamaz.

^{28}Cl ve ^{51}Cl arasında izotopları mevcuttur. ^{35}Cl ve ^{37}Cl izotopları kararlıdır.

Diğer izotopları radyoaktif özellik göstermektedir. Bilinen bir allotropu yoktur.

BİLGİ 7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

Tuz ruhu HCl bileşiğinin, çamaşır suyu NaClO bileşiğinin sulu çözeltisidir ve temizlik maddesi olarak kullanılan kimyasallardır. Bu iki sıvıyı karıştırmak çok tehlikelidir çünkü karıştırıldıklarında HCl ve NaClO bileşikleri tepkimeye girerek Cl_2 gazını meydana getirir.

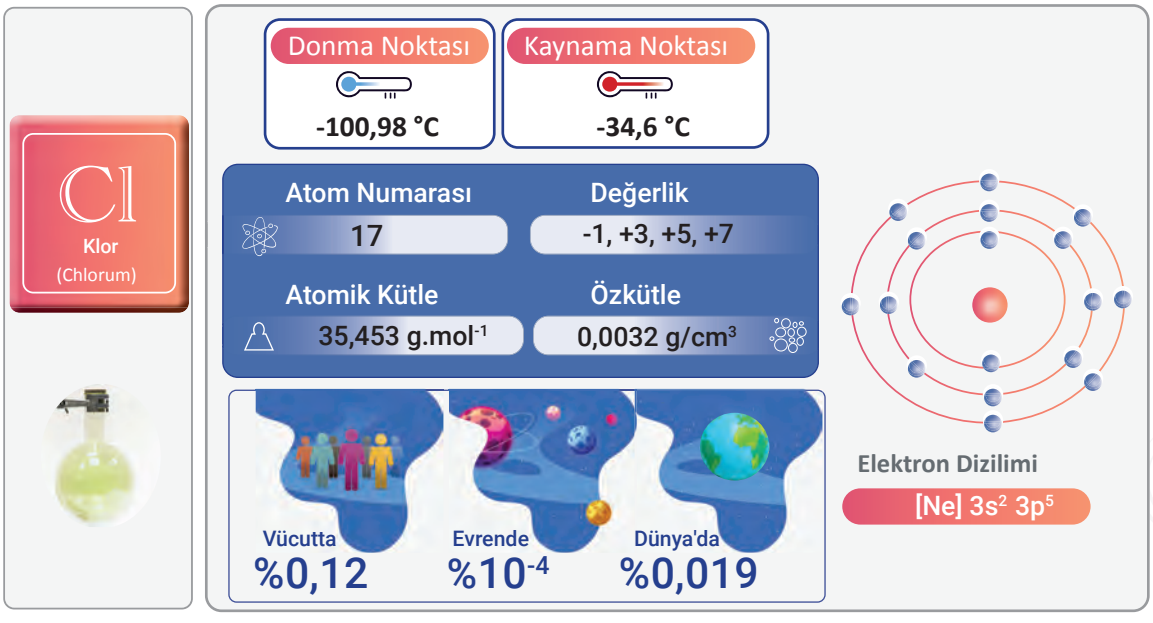
$$2HCl + NaClO \rightarrow Cl_2 + NaCl + H_2O$$

Zehirli bir gaz olan Cl_2 , solunum yollarında ağır tahribatlara hatta ölümlere neden olur. 1 L havada 2,5 mg ve daha fazla klor gazının solunması kısa sürede ölümle sonuçlanır. Bu zararlı etkisinden dolayı Birinci Dünya Savaşı'nda kimyasal silah olarak kullanılmıştır.

DÜNDEN BUGÜNE

Klor, Carl Wilhelm Scheele tarafından, 1774 yılında, HCl'ün pirolüzit (MnO_2) ile yükseltgenmesi sonucu bulunmuştur. Bir süre **flojistonsuz tuz asidi** adıyla anılsa da 1809 yılında saf bir element olabileceği öne sürülmüştür. 1810 yılında Humphry Davy tarafından Yunanca **soluk yeşil** anlamına gelen **khloros** kelimesinden türetilmiş **chlorine** adını almıştır.

8.2.1. Klorun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 17 protona sahip klor, periyodik tablonun 3. periyot ve 17. grubunda yer alır. Oda koşullarında çok zehirli ve tahriş edici özelliklere sahip sarı-yeşil renkte gaz hâlinde bir ametaldir.
- Cl_2 molekülü, kararlı yapıdadır ve havadan daha ağır bir gazdır. Suda kolayca çözünen iyi bir yükseltgendir.
- Elektron ilgisi en yüksek olan elementtir. Elektrik iletkenliği yoktur.
- Su ile tepkimeye girdiğinde **klorlu su** adı verilen bir çözelti oluşturur.

  $H_2O + Cl_2 \rightarrow HCl + HClO$
- Hidrojen gazı ile patlama şeklinde tepkime vererek hidrojen klorür oluşturur.

  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
- Neredeyse tüm metallere ve ametallere etki eder.

  $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

  $P_4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$

- Oksijen, azot ve karbon ile doğrudan tepkime vermez. Metan gazı ile sübstitüsyon tepkimesi sonucu CCl_4 oluşturur.

$$CH_4 + 2Cl_2 \longrightarrow CCl_4 + 2H_2$$

- Sodyum karbonat ile tepkimesi sonucu çözeltisi çamaşır suyu olarak kullanılan sodyumhipoklorit oluşur.

$$Na_2CO_3 + Cl_2 \longrightarrow NaClO + NaCl + CO_2$$

- Klorür iyonları $AgNO_3$ ile AgCl bileşiğini oluşturur.

$$Cl^-(suda) + AgNO_3(suda) \longrightarrow AgCl(k) + NO_3^-(suda)$$

Oluşan AgCl, HNO_3 çözeltisinde çözünmez ancak NH_3, $Na_2S_2O_3$ ve KCN çözeltilerinde kompleks oluşturarak çözünür.

$$AgCl(k) + 2NH_3(suda) \longrightarrow [Ag(NH_3)_2]^+(suda) + Cl^-(suda)$$

8.2.2. Klorun Kullanım Alanları



Görsel 8.8: ClO^- iyonlarının dezenfektan olarak kullanımı

Yükseltgen özellikte bir gazdır. Tekstilde iplik ve kumaşların ağartılmasında, kâğıt sanayisinde kâğıt hamurunun beyazlaştırılmasında bu özelliğinden yararlanılır. Klorun zehirli bileşikleri böcek ilacı üretiminde, ClO^- iyonları bakteri öldürücü etkisi sebebiyle özellikle havuzlarda ve su arıtım tesislerinde dezenfektan olarak kullanılır (Görsel 8.8). ClO^- iyonları, temizlik maddelerinde özellikle çamaşır suyunda bulunmaktadır (Görsel 8.9).



Görsel 8.9: Çamaşır suyunun temizlikte kullanımı

Polimerleri yaygın kullanıma sahiptir. Özellikle PVC olarak bilinen polivinil klorür kapı, pencere, motorlu araçların çeşitli parçalarının üretimi vb. birçok alanda kullanılmaktadır.

Yiyeceklerin tatlandırılması ve kışın yolların buzlanmanın önlenmesi amacıyla sodyum klorürden yararlanılır. Serum fizyolojik, sodyum klorür bileşiğinin %0,9'luk çözeltisidir. Bu çözelti kan ile izotonik (eş ozmotik basınçlı) özelliktedir.

Canlılarda Klor

Klorür, vücuttaki hayati fonksiyonlar için önemli bir iyondur. Hücre içinde K^+, kanda ise Na^+ iyonlarını dengeler. Mide asidinde (HCl) bulunduğu için sindirim açısından da önemlidir. Terleme, kusma, ishal gibi vücudun fazlaca su kaybetmesi hâlinde vücutta klor derişimi artar. Böyle durumlarda veya çok fazla tuz tüketilmesi hâlinde yüksek tansiyon problemine yol açabilir.

Klorür iyonunun temel kaynağı yemek tuzudur. Çavdar, domates, marul, kereviz, zeytin gibi yiyeceklerde yüksek miktarda klorür vardır. Hazır gıdaları daha uzun süre muhafaza edebilmek için bol miktarda tuz kullanılır.

8.2.3. Klorun Önemli Bileşikleri

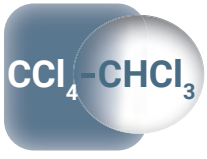
Klor, -1 ile +7 arasındaki oksidasyon basamaklarında bileşikler oluşturabilir.



Na^+ ve Cl^- iyonlarının iyonik bağla birleşmesi sonucu oluşan NaCl, klorun en bilinen bileşiğidir. **Sofra tuzu** olarak da adlandırılan sodyum klorür doğada kaya tuzu hâlinde, göllerde ve denizlerde ise çözünmüş hâlde bulunur.



Seyreltik çözeltisi halk arasında **tuz ruhu** olarak bilinen HCl, suda tamamen iyonlaşarak çözünür. Hidroklorik asit kuvvetli bir asittir ve aktif metallerle tepkimeye girerek H_2 gazını meydana getirir. Metal oksitler, HCl içinde kolayca çözündüğü için pas giderici olarak kullanılır. Mide öz sıvısı içinde %0,4 oranında bulunur ve protein sindiriminde görev alır.



CCl_4 ve $CHCl_3$ metan gazından elde edilen organik bileşiklerdir. İyi bir çözücü olan CCl_4 , soğutucu akışkanlar, kuru temizleme ve yangın söndürücülerde kullanılır. **Kloroform** adıyla bilinen $CHCl_3$ daha çok anestezide yatıştırıcı olarak iş gören bir kimyasaldır. Uzun zaman maruz kalındığında karaciğere hasar verdiği fark edilen bu bileşiklerin kullanımı zaman içinde sınırlandırılmıştır.



Kloro floro karbon bileşikleri (CFC) deodorantlarda itici gaz, klima ve buzdolabı gibi sistemlerde soğutucu akışkan olarak kullanılan ancak ozon tabakasını incelttiği anlaşıldıktan sonra kullanımı sınırlandırılan klor bileşikleridir.



Nişadır olarak adlandırılan NH_4Cl bileşiği, HCl ve NH_3 bileşiklerinin tepkimesi sonucu oluşan hafif asidik karakterde bir tuzdur. Gübre, patlayıcı, kuru pil yapımı, kozmetik ve gıda sanayisinde kullanılmaktadır.

8.2.4. Klorun Elde Edilme Yöntemleri

Klor aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. Elektroliz İle Klor Eldesi

Erimiş NaCl veya NaCl çözeltisinin elektrolizi ile anotta Cl_2 gazı elde edilir.

$$2NaCl \rightarrow 2Na + Cl_2$$

$$2NaCl + 2H_2O \rightarrow H_2 + Cl_2 + 2NaOH$$

2. Oksijenli Yükseltgenme İle Klor Eldesi

HCl bileşiğinin O_2 ile yükseltgenmesi sonucu Cl_2 gazı elde edilir.

$$4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O$$

3. Weldon Yöntemi ile Klor Eldesi

Laboratuvarda HCl bileşiğinin MnO_2 (piroluzit) ile yükseltgenmesi sonucu Cl_2 gazı elde edilir.

$4HCl + MnO_2 \rightarrow 2H_2O + Cl_2 + MnCl_2$

2. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Klorürün Tanınması

Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız. Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Klorür iyonunu tanımak.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Pastör pipeti
- Baget
- Süzgeç kâğıdı
- Huni
- Erlen
- Petri kabı
- Etüv

Kimyasal madde:
- 1 M NaCl çözeltisi
- 0,1 M $AgNO_3$ çözeltisi
- Derişik NH_3 çözeltisi
- 3 M HNO_3 çözeltisi
- Saf su

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz bir deney tüpüne 2-3 mL NaCl çözeltisi alınız.
3. Üzerine 3-4 damla $AgNO_3$ çözeltisi ilave ederek çökelek oluşumunu gözlemleyiniz.
4. Oluşan çökeleğin üzerine derişik NH_3 çözeltisi ilave ederek çözünüz.
5. Oluşan çözelti üzerine HNO_3 çözeltisi ekleyerek çökelek oluşumunu gözlemleyiniz.
6. Oluşan çökeleği süzgeç kâğıdı kullanarak süzünüz.
7. Çökeleği etüvde 110 °C'de yarım saat kurutunuz.
8. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **NaCl çözeltisinin üzerine $AgNO_3$ çözeltisinin ilave edilmesiyle gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.**

2. **6. işlem basamağında elde edilen çökeleğin formülünü yazınız.**



8.3. BROM (Br)

Doğada bileşikleri hâlinde bulunan, en önemli minerali bromkarnalit ($KBr.MgBr_2.6H_2O$) olan, insanlar için çok toksik bir elementtir. Element hâlde Br_2 moleküllerinden oluşur. Oda koşullarında sıvıdır (Görsel 8.10). NaBr ve $MgBr_2$ bileşikleri temel kaynağıdır. Deniz suyunda çözünmüş Br^- iyonları mevcuttur. Yer kabuğunda yaklaşık %0,0002 oranında bulunur.

^{67}Br ve ^{97}Br arasında birçok izotopu vardır. İzotopları içinde ^{79}Br ve ^{81}Br kararlı yapıdadır. Doğada bu iki izotopun karışımı şeklinde bulunur.

Bilinen bir allotropu yoktur.



Görsel 8.10: Br_2 sıvısı

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Etidyum bromür, mor ötesi ışığa maruz kaldığında kırmızı-turuncu renkte ışıma yapan, moleküler biyoloji laboratuvarlarında sıklıkla boyar madde olarak kullanılan organik bir bileşiktir (Görsel 8.11). Nükleik asitlerin tepkimelerdeki davranışları etidyum bromür ile işaretlenerek incelenir. Bileşik DNA'ya bağlanırsa ışıma daha da güçlü olur.



Görsel 8.11: Etidyum bromürün ışıması

DÜNDEN BUGÜNE

1825 yılında Alman kimyacı Carl Jacob Löwig (Karl Ceykıp Lövig, Görsel 8.12) bazı madensel tuzların klorla tepkimesinden bromu elde etti. Bir yıl sonra Fransız kimyacı Antoine Jerome Balard (Antuan Jerom Balar, Görsel 8.13) Löwig'den bağımsız olarak brom elementini ayrıştırdı. Çalışmasını Fransız Bilimler Akademisinde yayımladığı için brom elementinin kâşifi olarak kayda geçti.

Balard, keşfettiği elemente tuzlu su türevi anlamına gelen **muride** adını önerdi. Şimdi kullanılan adını -kötü kokusundan dolayı- Yunanca **pis koku** anlamına gelen **bromos** sözcüğünden adını aldı.

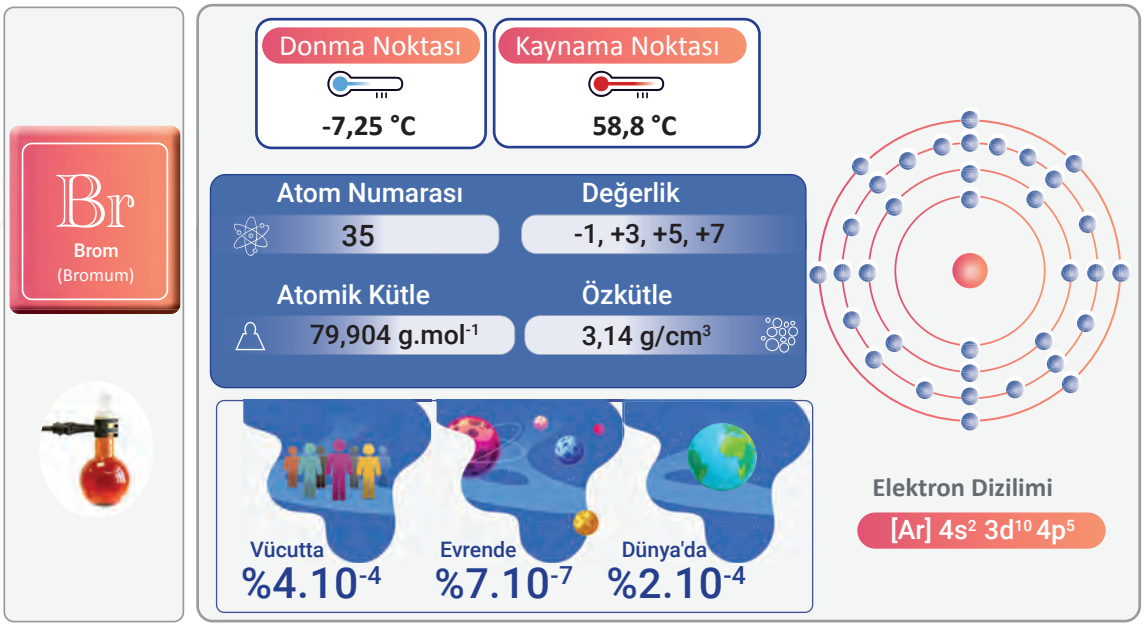


Görsel 8.12: Temsili C. J. Löwig



Görsel 8.13: Temsili A. J. Balard

8.3.1. Bromun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 35 protona sahip brom elementi, 4. periyot 17. gruptadır. Elementel brom, oda koşullarında diatomik yapıda (Br_2) kırmızı renkte oldukça uçucu bir sıvıdır. Kendine has kötü bir kokuya sahiptir. Suda, HCl çözeltisinde, CCl_4 de, eterde, alkolde çözünür. Metallerle yaptığı bileşiklerde -1 değerlik alır. Bunun yanısıra +1, +3, +5 ve +7 yükseltgenme basamağındayken de bileşik oluşturabilir. Oda koşullarında kararlı bir oksidi yoktur.

- Hidrojen ile tepkimeye girerek HBr asidini oluşturur.

$$H_2 + Br_2 \longrightarrow 2HBr$$

- Bazlarla tepkimeye girer.

$$Br_2 + 2KOH \longrightarrow KBrO + KBr + H_2O$$

8.3.2. Bromun Kullanım Alanları

Brom, endüstride **organobromo bileşiklerinin** sentezinde kullanılır. Bu organik bileşiklerin bazıları, haşere ilaçlarına zehirli madde olarak eklenir. Halojenli yangın söndürücüler (Görsel 8.14), alevin yayılmasını önleyen kumaşlar, mobilya ve elektronik devre (Görsel 8.15) gibi çeşitli malzemelerin yapımı bromdan faydalanılan diğer alanlardır.

Brom, ozon tabakasına zarar veren maddelerden biridir. Antarktika'daki ozon tabakasının incelmesinde brom bileşiklerinin önemli etkisi vardır.

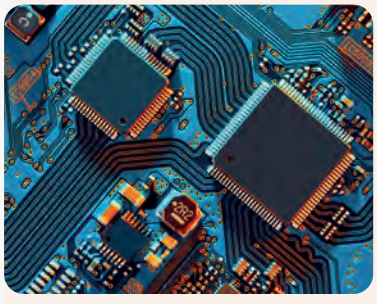


Görsel 8.14: Yangın söndürme tüpü

Canlılarda Brom

Brom, sağlık için tehlikelidir ve kanserojen etki gösterir. Cilde temas etmesi hâlinde tahrişe neden olur. Geçmişte bromun sığır mamasına karışmasıyla bu mamayı yiyen sığırlarda karaciğer hasarı, görme kaybı, gelişim geriliği, süt üretiminin azalması gibi problemlerin oluştuğu görülmüştür.

İnsan vücudunda yaklaşık olarak %0,0004 oranında brom bulunur.



Görsel 8.15: Elektronik devre

8.3.3. Bromun Önemli Bileşikleri

Ametal özellik gösteren brom metallerle iyonik, ametallerle kovalent bileşikler yapar.



Bromun gümüş ile oluşturduğu AgBr bileşiği ışığa karşı hassastır. Açık sarı renkte olan bileşik, güneş ışığında zamanla kararır ve metalik gümüşe indirgenir. Bu özelliğinden dolayı geleneksel fotoğrafçılıkta, fotoğraf filmlerinde kullanılmıştır.



Sulu çözeltisi **hidrobromik asit** adıyla bilinen HBr bileşiği, suda %100 iyonlaşan kuvvetli bir asittir. PBr_3 bileşiğinin hidrolizi ile elde edilir. Işığa karşı hassas ve oldukça aşındırıcıdır. Organik bileşiklerin tepkimelerinde (katalizör), farmakolojide ve petrol sanayisinde kullanılır.



NaBr, KBr ve $MgBr_2$ bileşikleri, merkezi sinir sisteminde yatıştırıcı etkiye sahip olduğu için sinir ve uyku ilaçlarının içeriğinde kullanılır.

Diğer metal bromürlerin yanı sıra birçok organik bileşiğe sahiptir. Çok çeşitli organik sentezlerde kullanılan Grignard bileşikleri, en önemli organobrom bileşikleridir.

8.3.4. Bromun Elde Edilme Yöntemleri

Brom aşağıda verilen yöntemlerle elde edilir.

1. **Metal Bromürlerden Brom Eldesi**
   Bromun metallerle yaptığı bileşiklerin klor ile yer değiştirme tepkimesi vermesi sonucu Br_2 elde edilir.
   $MgBr_2 + Cl_2 \rightarrow MgCl_2 + Br_2$

2. **Hidrojen Bromürden Brom Eldesi**
   HBr'ün piroluzit ile tepkimesi sonucu Br_2 elde edilir.
   $4HBr + MnO_2 \rightarrow MnBr_2 + Br_2 + 2H_2O$

3. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Brom Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Sodyum bromürden brom elde etmek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Pipet

Kimyasal madde:
- 3 M NaBr çözeltisi
- 3 M H_2SO_4 çözeltisi
- 3 M HOCl çözeltisi
- Siklohekzan

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz bir deney tüpüne yaklaşık 2 mL NaBr çözeltisi koyunuz.
3. Çözeltiyi asitlendirmek için birkaç damla H_2SO_4 çözeltisi ilave ediniz.
4. Deney tüpüne 1 mL siklohekzan ve 1-2 damla da HOCl çözeltisi ekleyiniz.
5. Tüpü hafifçe çalkalayarak siklohekzan fazındaki kırmızı rengi gözlemleyiniz.
6. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **Deneyde gerçekleşen tepkimenin denklemini yazınız.**

2. **Siklohekzan fazında oluşan kırmızı rengin sebebini açıklayınız.**



8.4. İYOT (I)

İyot, doğada diğer halojenlere göre daha az bulunan katı hâlde I_2 yapısında (Görsel 8.16) veya mineralleri şeklinde görülen bir elementtir. En bilinen minerali, Şili güherçilesi içerisinde var olan $NaIO_3$ bileşiğidir. Lautarit $[Ca(IO_3)_2]$ ve dietzeit $[Ca_2(IO_3)_2(CrO_4)\cdot H_2O]$ diğer önemli mineralleridir.

Atmosferde ve çözünmüş hâlde deniz suyunda bulunan iyotun yer kabuğundaki oranı yaklaşık olarak % $4{,}9.10^{-5}$ dir.

^{108}I ve ^{144}I arasında birçok izotopu vardır. Doğada kararlı hâlde bulunan ^{127}I izotopudur diğerleri ise radyoaktiftir.

Bilinen bir allotropu yoktur.



Görsel 8.16: İyot kristali

BİLGİ 7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

İnsan vücudu ihtiyacı olan iyodu besinlerden almak zorundadır. Bitkilerde bulunan iyodun kaynağı ise topraktır. İyot bakımından yetersiz olan topraklarda yetişen bitkilerde de iyot yetersiz olacaktır. Bu bölgelerde yaşayan insanlarda iyot yetersizliğinden dolayı tiroid bezlerinin çalışmasında çeşitli aksaklıklar ve guatr rahatsızlığı görülebilir.

Jean-Francois Coindet (Jan Fransuva Coinde) İsviçreli bir doktordur ve guatr hastalığını 1820 yılında iyot ile tedavi etmeyi başarmıştır. İyot elementinin tıp alanındaki ilk kullanımı bu tedavi olmuştur.

DÜNDEN BUGÜNE

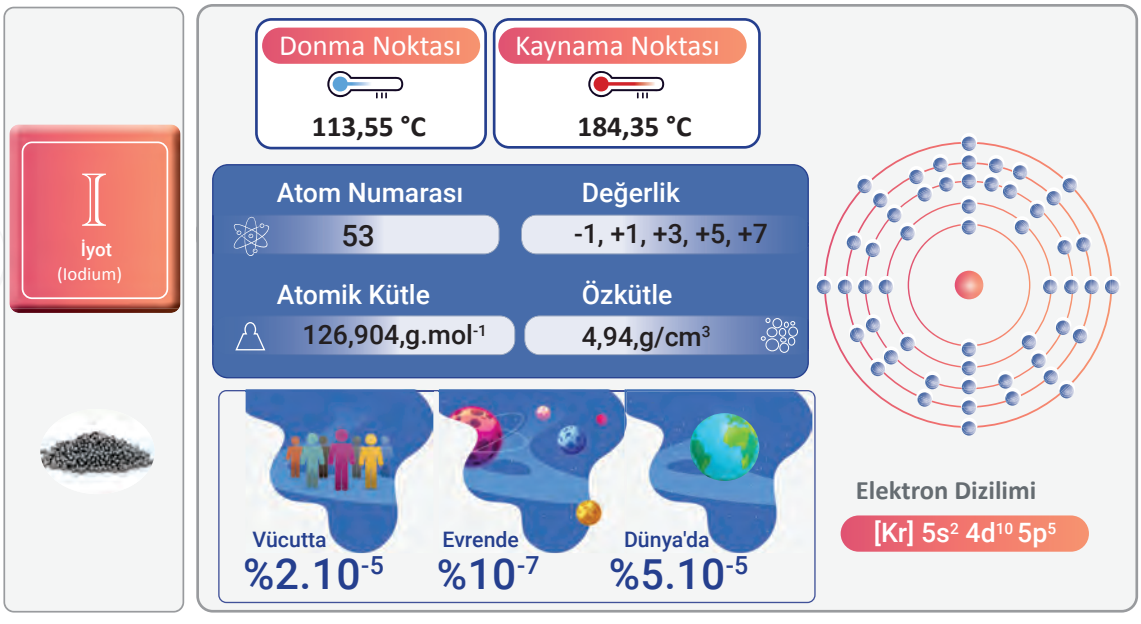
Napolyon Savaşları döneminde (1803-1815) Parisli Bernard Courtois (Bernar Kurtua, Görsel 8.17), barut üretimi için gerekli olan Na ve K bileşiklerini elde etmeye çalışıyordu. Deniz yosunlarını yakarak güherçile (KNO_3) elde etmeyi başaran Courtois, 1811 yılında deniz yosunlarının küllerine sülfürik asit ekleyerek mor duman çıkışını gözlemledi ve bunun yeni bir element olduğunu düşündü. 1815 yılında Joseph Gay-Lussac tarafından yeni bir element olduğu kanıtlandı.

Bugünkü adı iyot olan elemente, renginden dolayı Yunanca **menekşe** kelimesinden türetilen **iodes** adı verilmiştir.



Görsel 8.17: Temsili Bernard Courtois

8.4.1. İyodun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 53 protona sahip iyot periyodik tablonun 5. periyot, 17. grubunda yer alır. Element hâlde diatomik yapıda (I_2) bulunur. Oda şartlarında koyu mor renkte kristal yapılı zehirli bir katıdır. Kolayca süblimleşir ve mor buharlar çıkarır. Bileşikleri yüksek sıcaklıklarda bozunarak elementel hâle geçebilir. Apolar yapısından dolayı suda az, organik çözücülerde çok iyi çözünür. Bu özelliği ile sulu çözeltilerinden ekstraksiyonla ayrılabilir.

- Metallerle tepkimesi sonucu iyodür bileşikleri oluşur.

$$2Na + I_2 \rightarrow 2NaI$$
$$2Al + 3I_2 \rightarrow 2AlI_3$$

- Birçok ametalle ikili bileşikler oluşturur.

$$I_2 + 5F_2 \rightarrow 2IF_5$$

- Hidrojenle denge tepkimesi oluşturarak birleşir.

$$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$$

- Havadaki oksijen ve azot ile tepkimeye girmez ancak O_3 ile tepkime verir. Tepkime sonucu oluşan I_4O_9 bileşiği $I(IO_3)_3$ şeklinde de gösterilebilir.

$$2I_2 + 9O_3 \longrightarrow I_4O_9 + 9O_2$$

- Sıvı iyot, su ile tepkimeye girer.

$$I_2 + H_2O \longrightarrow HI + HIO$$

- Amonyak ile tepkimesinden NI_3 bileşiği oluşur. Bu bileşik, kuruyken küçük bir sarsıntı ile patlayacak kadar kararsızdır.

$$NH_3 + 3I_2 \longrightarrow NI_3 + 3HI$$

8.4.2. İyodun Kullanım Alanları

İyot, tıp alanında çok kullanılan bir maddedir. Alkollü çözeltisine **tentürdiyot** denir (Görsel 8.18). Geçmiş dönemlerde yaraların mikrop kapmasını önlemek için yaralı bölgeye sürülerek kullanılmıştır. İyot zehirlidir ve bu nedenle çözeltinin antiseptik olarak kullanımı sınırlandırılmıştır.

İyodun izotopu olan ^{131}I, tiroit bezinin işleyişini görüntülemek için damar yoluna enjekte edilerek kullanılmaktadır.

Nükleer fizyon tepkimesinde uranyum-235 izotopunun parçalanması ile radyoaktif özellikte iyot-131 izotopu oluşur. Bu izotop radyoaktiftir. Nükleer santral kazalarında ya da atom bombası saldırısında oluşan serpintinin içinde iyot-131 bolca bulunmaktadır. Ortamda bulunan iyot-131 vücuda kolayca girip tiroit bezinde birikerek radyoaktif ışıma yapar ve hücreleri etkileyerek ölüme neden olabilir. Bunu önlemek için serpintinin olduğu bölgede kararlı iyot-127 tabletleri kullanılır. Bu şekilde alınan iyot-127, vücudun depolarını dolduracağı için tiroit bezinde radyoaktif iyot birikmez. Vücudun radyoaktiviteye maruziyeti azaltılır.

Nicel analizde nişasta ile mavi renk vermesinden dolayı iyodometrik titrasyonlarda indikatör görevi görür. LCD ekranlar için polarize filtre yapımında, boya, mürekkep, fotoğrafçılık, gübre, tuz üretimi (Görsel 8.19) gibi çeşitli alanlarda kullanılır.



Görsel 8.18: Tentürdiyot



Görsel 8.19: İyotlu tuz

^{129}I izotopu doğal olarak mevcut değildir. Nükleer reaksiyonlar sonucu meydana gelir ve Güneş Sistemi'nin tarihlenmesinde ksenon gazı ile birlikte kullanılır.

Canlılarda İyot

İyot, besinlerle yeterli miktarda alınması gereken bir elementtir. Yetişkin bir insanın günlük 0,15 mg iyot alması gerekir. Tiroit hormonlarının çalışmasına etki eder.



Görsel 8.20: İyot içeren besinler

İyot eksikliğinde tiroit hormonları az salgılanarak **hipotroid** hastalığının oluşmasına sebep olur. Fazlalığında ise tiroit hormonları fazla salgılanarak **hipertiroide** yol açabilir. Bu kişilerin iyot alımından kaçınmaları gerekir.

En zengin iyot kaynağı iyotlandırılmış tuzlardır. Herhangi bir sağlık problemi olmayan bireylerin iyotlu tuz kullanmaları önerilmektedir. Deniz yosunu, balık, istiridye gibi deniz ürünleri iyotça zengin besinlerdir (Görsel 8.20).

8.4.3. İyodun Önemli Bileşikleri

Metallerle yaptığı bileşiklerde -1 değerlik alan iyot, +1, +3, +5 ve +7 yükseltgenme basamaklarında bileşikler oluşturabilir.

HI

İyodun hidrojenle yaptığı HI bileşiği kuvvetli asit özelliği gösterir. Anorganik ve organik madde sentezinde en önemli iyot kaynağıdır. Kuvvetli indirgen özellik gösterir.

AgI

AgI bileşiği açık sarı renktedir. Işığa duyarlı olması nedeni ile içinde bir miktar (safsızlık olarak) gümüş içerebilir. Bu özelliğinden dolayı fotoğrafçılıkta bazı özel işlemlerde kullanılır. Bulut oluşumu için bulut tohumlama işleminde atmosfere salınır.

PbI_2

Altın sarısı kristalleri olan PbI_2 bileşiği, güneş pilleri ve **iyot sarısı** adı verilen pigment üretiminde kullanılır. Sudaki çözünürlüğü yok denecek kadar azdır. Bu özeliğinden dolayı kimya derslerinde tepkime çeşitleri öğretilirken popüler bir deney olarak kullanılır.

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2 + 2K^+ + 2NO_3^-$$

8.4.4. İyodun Elde Edilme Yöntemleri

Geçmişte deniz yosunlarından elde edilen iyot elementi günümüzde minerallerinden elde edilir.

1. **Deniz Suyundan İyot Eldesi**

   İyodür iyonu bulunan deniz suyundan Cl_2 gazı geçirilerek I_2 elde edilir.

   $$2I^- + Cl_2 \rightarrow 2Cl^- + I_2$$

2. Şili Güherçilesinden İyot Eldesi

Şili güherçilesinden çeşitli yöntemlerle elde edilen iyodür iyonlarının $CuSO_4$ ile yükseltgenmesi sonucu I_2 elde edilir.

$$2NaI + CuSO_4 \rightarrow CuI + \frac{1}{2} I_2 + Na_2SO_4$$

3. Sodyum İyodür Bileşiğinden İyot Eldesi

NaI tuzunun sülfürik asit ve MnO_2 ile indirgenmesiyle I_2 elde edilir.

$$2NaI + 3H_2SO_4 + MnO_2 \rightarrow 2NaHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + I_2$$

4. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

İyodun Süblimleşmesi ve Kırağılaşması

Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: İyodun süblimleşmesini ve kırağılaşmasını gözlemlemek.

Araç gereç:
- Beher
- Saat camı
- Bek
- Üç ayak
- Amyant tel
- Spatül

Kimyasal madde:
- Katı iyot
- Buz parçası

İşlem Basamakları

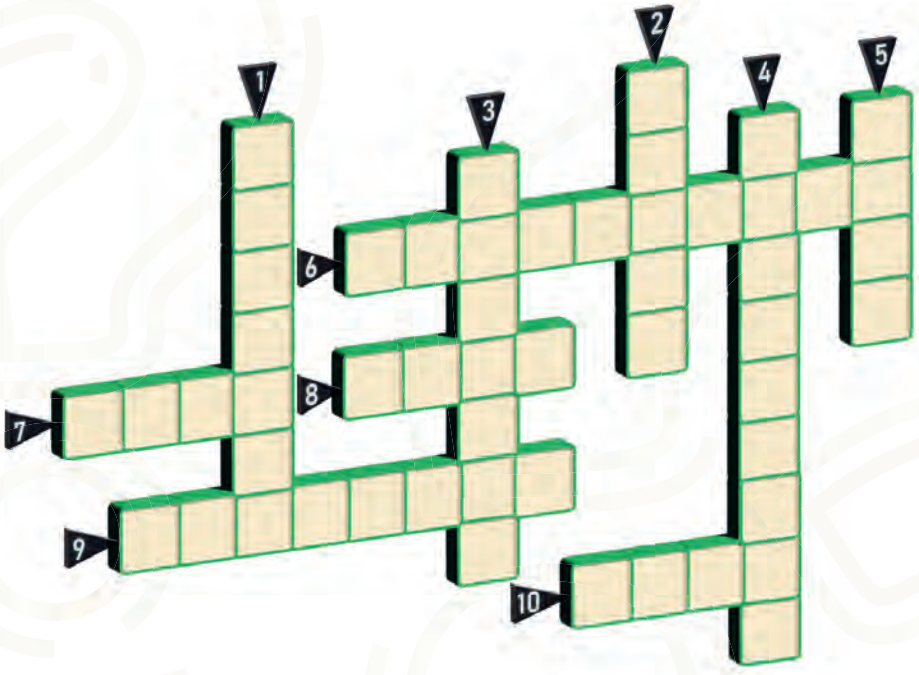
1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz ve kuru bir beher alarak içine 1-2 gram iyot katısı koyunuz.
3. Beherin ağzını saat camı ile bombeli yüzeyi içe gelecek şekilde kapatınız.
4. Saat camının çukur yüzeyine bir miktar buz koyunuz.
5. Beheri bek alevinde ısıtınız.
6. Oluşan renkli gazı gözlemleyiniz.
7. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Beherde gerçekleşen olayı açıklayınız.

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

6. VIIA grubunun özel ismi.
7. Oda koşullarında kolayca süblimleşerek mor dumanlar çıkaran halojen.
8. Sarı-yeşil gaz hâlinde, son derece toksik olan 17. grup elementi.
9. Laboratuvar ortamında üretilmiş VIIA grubunun sentetik elementi.
10. Diş ve kemiklerin yapısında bulunan en elektronegatif element.

Yukarıdan Aşağıya

1. Mendeleyev'in eka-iyot olarak adlandırdığı tüm izotopları radyoaktif olan element.
2. Flor elementinin CaF_2 şeklinde bulunan minerali.
3. Soğutucu akışkan olarak buzdolabı ve klimalarda kullanılmış günümüzde kullanımı kısıtlanan CCl_2F_2 bileşiğinin adı.
4. Yatıştırıcı etkisinden dolayı geçmişte anestezide kullanılan $CHCl_3$ bileşiğinin adı.
5. VIIA grubunda bulunan oda koşullarında sıvı hâldeki element.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1 **Flor elementi ile ilgili,**

I. Doğada bileşikleri hâlinde bulunur.

II. Elektronegatifliği en yüksek elementtir.

III. Bileşiklerinde -1 ile +7 arasında değerlik alır.

ifadelerinden hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) I ve II

C) I ve III D) II ve III

E) I, II ve III

2 **Aşağıda verilen elementlerden hangisi halojen değildir?**

A) Brom B) Flor

C) Fosfor D) İyot

E) Klor

3 **Aşağıda verilen tepkimelerden hangisi gerçekleşmez?**

A) $HCl + HClO \rightarrow Cl_2 + H_2O$

B) $Xe + 3F_2 \rightarrow XeF_6$

C) $2NaF + Br_2 \rightarrow 2NaBr + F_2$

D) $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$

E) $Mg + F_2 \rightarrow MgF_2$

4 **Hidrojen halojenür bileşiklerinin kaynama noktalarının sıralanışı aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?**

A) HI > HBr > HCl > HF

B) HF > HCl > HBr > HI

C) HF > HI > HCl > HBr

D) HF > HI > HBr > HCl

E) HI > HF > HBr > HCl

5 Periyodik tabloda 17. grup elementleri halojenler olarak bilinir. Bu grupta bulunan flor, klor, brom ve iyot elementleri ametal özellik gösterir.

Halojenler ile ilgili aşağıdaki yargılardan hangisi yanlıştır?

A) Metallerle oluşturduğu iyonik bileşikler tuz sınıfındandır.

B) Hidrojenle tepkimeye girerek asitleri oluşturur.

C) Oda koşullarında tümü gaz hâlde bulunur.

D) -1 yükseltgenme basamağındaki bileşikleri halojenür olarak adlandırılır.

E) Flor dışındakiler +7 yükseltgenme basamağında bileşik oluşturabilir.

6 **İyot elementi ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?**

A) Bileşiklerinde yalnızca -1 yükseltgenme basamağına sahiptir.

B) Metallerle iyonik bileşik oluşturur.

C) Oda koşullarında süblimleşir.

D) Amonyak ile tepkimesinden kararsız NI_3 bileşiği oluşur.

E) Nişasta ile mavi renk verdiğinden nişasta ayracı olarak kullanılır.

7 **Yemek tuzu, çamaşır suyu ve tuz ruhu gibi bileşiklerde bulunan elementel hâlde son derece zehirli olan halojen aşağıdakilerden hangisidir?**

A) Astatin B) Brom

C) Flor D) Klor

E) İyot

9. ÖĞRENME BİRİMİ

B GRUBU ELEMENTLERİ

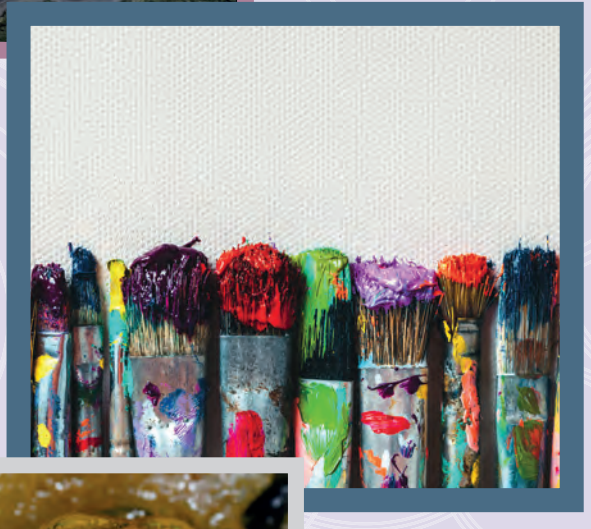
KONULAR

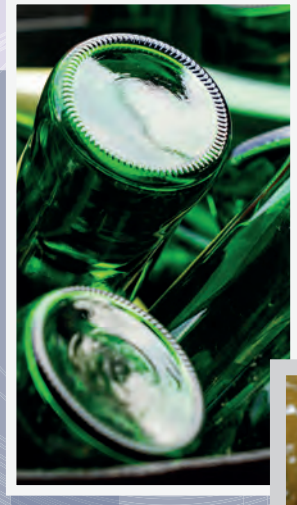
- 9.1. DEMİR (Fe)
- 9.2. KOBALT (Co)
- 9.3. NİKEL (Ni)
- 9.4. ÇİNKO (Zn)
- 9.5. KROM (Cr)
- 9.6. MANGAN (Mn)

Bu öğrenme biriminde periyodik cetvelde 2. grup ile 13. grup arasında yer alan, geçiş metalleri olarak da bilinen B grubu elementleri hakkında genel bilgi verilirken demir, nikel, krom, kobalt, çinko ve mangan elementlerine özel olarak değinilecektir. Her bir elementin atomik yapısı, tepkimeleri, kullanım alanları ve elde edilme yöntemleri üzerinde durulacaktır.

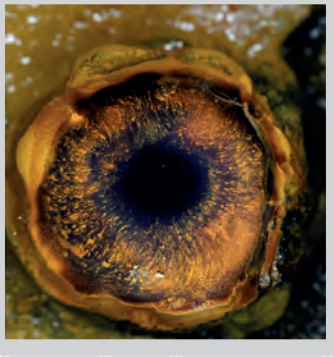










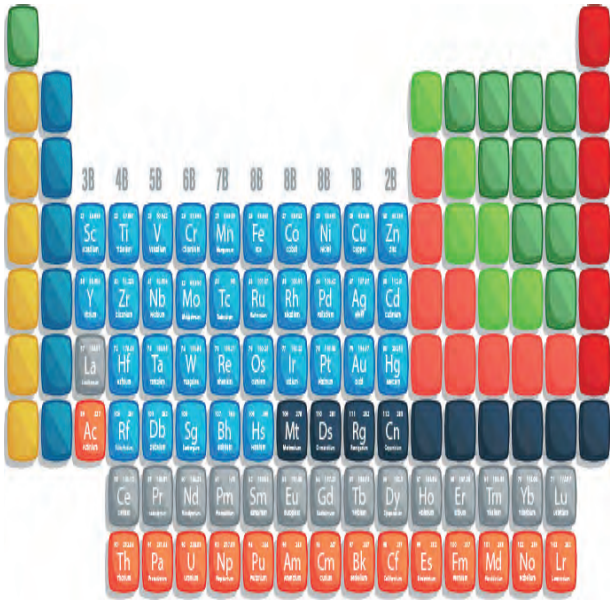






9. B GRUBU ELEMENTLERİ

Elektron konfigürasyonu d orbitalleri ile sonlanan elementler, periyodik tablonun B gruplarında yer alır. Bu elementlere **yan grup elementleri** ya da **geçiş elementleri (metalleri)** denir. İlk üç periyotta geçiş elementi yer almaz çünkü d orbitalleri 4s orbitalinden sonra elektron almaya başlar. Geçiş elementleri periyodik tabloda 2. grup ile 13. grup arasındaki on sütunda yer alır. 6. ve 7. periyodun 3. grup (IIIB) elementleri tablonun altında gösterilir ve **iç geçiş elementleri** adını alır. 6. periyotta bulunanlara **lantanitler**, 7. periyotta bulunanlara **aktinitler** denir. Aktinitlerin tümü radyoaktif özellik gösterir ve atom numarası uranyumdan büyük olanlar yapay elementlerdir.



Bir enerji düzeyinde beş adet d orbitali vardır. Bu orbitaller, atomik hâldeyken eşit enerjilidir ancak atom bağ yaptığı zaman farklı enerjili iki grup oluşturur. Bu durumda bir geçiş metali bileşiği ışıkla etkileşerek belirli renkleri soğurabilir. Bu nedenle geçiş metali bileşiklerinin çoğu renklidir ve analizlerde kolayca ayırt edilebilir. Örneğin Cu^{2+} bileşikleri mavi, Cr^{3+} bileşikleri yeşil renklidir. Demir, kobalt ve nikel elementlerinin özellikleri birbirine çok benzediği için **demir üçlüsü (triadı)** olarak adlandırılır. Bu üç element **ferromagnetiklik** denilen mıknatıslanabilme özelliği gösterir.

B Grubu Elementlerinin Özellikleri

- Gruptaki elementlerin tamamı metalik özellik gösterir.
- Bileşik oluştururken elektron vermeyi tercih ederler ancak yaptıkları bağlar belirgin kovalent karakter gösterir.
- Özellikle yüksek oksidasyon basamağındaki (+4, +6, +7) bileşiklerinde kovalent bağ yapar. Büyük çoğunluğu birden fazla oksidasyon basamağında bileşik oluşturur.
- Bileşik oluştururken önce en dış katmanda yer alan s orbitalinde bulunan elektronları verir.
- Geçiş metalleri genel olarak serttir, özkütleleri büyüktür, erime ve kaynama noktaları yüksektir.
- Isıyı ve elektriği iyi iletir.
- Kompleks bileşik oluşturmaya yatkındır.
- Elektropozitiflikleri yüksektir.

Bu öğrenme biriminde demir, kobalt, nikel, çinko, krom ve mangan elementlerine değinilecektir.



9.1. DEMİR (Fe)

Demir elementi, yerkabuğunun yaklaşık %5'ini oluşturur ve Dünya'da en çok bulunan dördüncü elementtir. Metalik hâlde eser miktarda bulunsa da daha çok mineralleri ve bileşikleri hâlindedir. Dünya'nın güçlü bir manyetik alana sahip olmasının nedeni çekirdeğinde bulunan demir ve nikeldir (Görsel 9.1). Doğada birçok demir minerali bulunur, bunlardan en yaygın görülenleri pirit (FeS_2), hematit (Fe_2O_3), manyetit (Fe_3O_4), siderit ($FeCO_3$) ve limonittir ($2Fe_2O_3.2H_2O$).



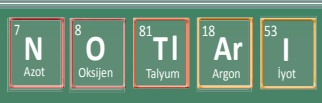
Görsel 9.1: Yerin katmanları ve demir-nikel çekirdeği

^{45}Fe ve ^{72}Fe arasında izotopları mevcuttur. Doğada kararlı yapıda olanları ^{54}Fe, ^{56}Fe, ^{57}Fe, ^{58}Fe izotoplarıdır. En bol bulunan ^{56}Fe izotopudur ve demir atomlarının yaklaşık %92'sini oluşturur.

Sıvı demirin soğuması sırasında üç farklı allotropik yapı gözlenmektedir. Bu yapılar belirli sıcaklılarda birbirine dönüşür.

Erimiş Demir $\xleftrightarrow{1528\ °C}$ **δ-demir** $\xleftrightarrow{1400\ °C}$ **ɣ-demir** $\xleftrightarrow{906\ °C}$ **α-demir**

BİLGİ



Mars'ın bir gezegen olduğu Antik Çağlardan beri biliniyordu. Güneş'e en yakın 4. gezegen olan Mars, çıplak gözle bakıldığında turuncu, teleskopla bakıldığında kırmızı renkte görülmektedir. Bu özelliğinden dolayı **kızıl gezegen** olarak da anılır (Görsel 9.2). Kırmızı rengin sebebi, yüzeyinde bulunan ve pas olarak bilinen demir(III) oksit (Fe_2O_3) bileşiğidir.



Görsel 9.2: Kızıl gezegen Mars

DÜNDEN BUGÜNE

Demir, çabuk korozyona uğradığı için element hâlde ender bulunur. Bu nedenle antik kalıntılar içinde altın ve gümüşten yapılmış nesnelere göre daha az korunmuş hâlde rastlanır. Yapılan araştırmalar demir kullanımının MÖ 4000 yıllarına kadar gittiğini gösterir. Gerçekleştirilen kazılarda, Sümerlere ve Eski Mısırlılara ait demirden yapılmış mızrak uçları, bıçaklar ve süs eşyaları keşfedilmiştir.



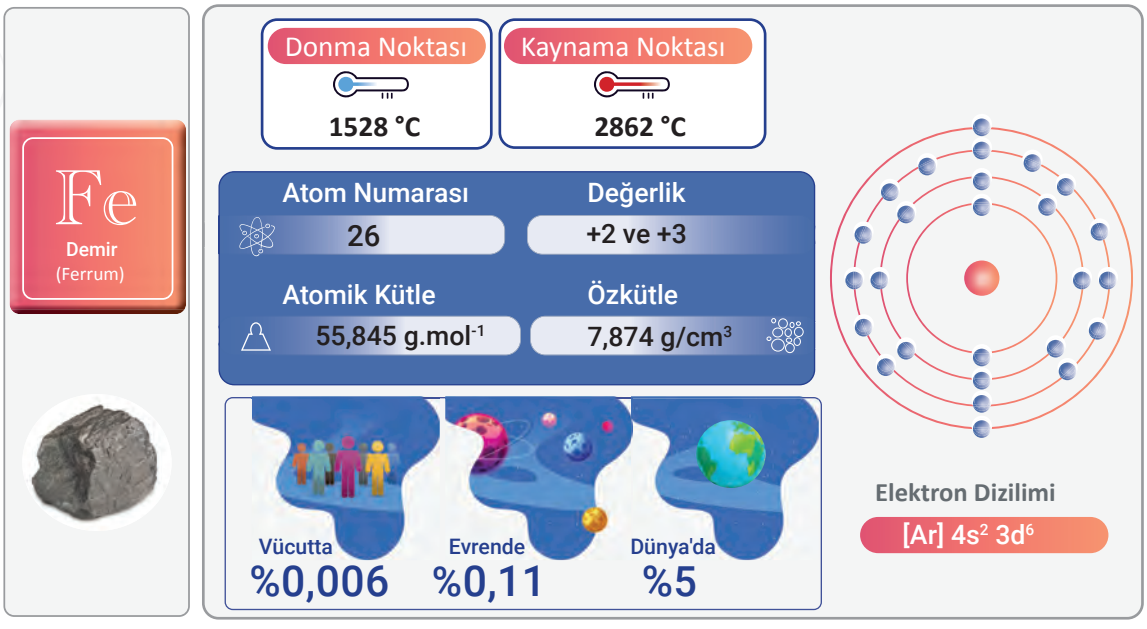
Görsel 9.3: Pirit minerali

Demirin bir minerali olan pirit, renginden dolayı altın ile karıştırılmıştır. Bu nedenle pirite **aptal altını** da denir (Görsel 9.3).

Demir adı Latince, kıyafetleri düzlemek için metal cisimle bastırma işi anlamında kullanılan **ferrum** kelimesinden türemiştir. Keltik dillerde **iren** kelimesi doğrudan demir maddesini tanımlar. İngilizcede **iron** kelimesi, hem demir hem ütü anlamında kullanılır.

Eski Türkçede **temür** kelimesi demir metaline verilen addır ve Orhun Yazıtları'nda da bu isim geçmektedir.

9.1.1. Demirin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 4. periyot 8. grup (VIIIB) elementi olan demir; 26 protona sahip, oda koşullarında parlak gri renkte, katı hâlde, dövülüp işlenebilir bir metaldir. Isı ve elektrik iletkenliği yüksektir. Kimyasal aktifliği büyüktür. Ferromanyetik (mıknatıslanabilme) özelliğe sahiptir. Toksik etki göstermez.
- Nemli havada CO_2 katalizörlüğü ile Fe_2O_3 oluşturur. Bu olaya **paslanma** denir. Oluşan pas tabakası gözenekli yapıda olduğu için alüminyum metalindeki gibi bir koruma sağlamaz. Zamanla demirin tümü paslanır.

- Normal sıcaklıklarda kuru havadan etkilenmez. Yüksek sıcaklıkta oksijen ile tepkimeye girer.

$4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$

$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$

- Yüksek sıcaklıktaki su buharı ile tepkime vererek H_2 gazı açığa çıkarır.

$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$

- Ametaller ile tepkime verir.

$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

$Fe + S \rightarrow FeS$

- Asitlerle H_2 gazı oluşturarak tepkimeye girer.

$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$

9.1.2. Demirin Kullanım Alanları

Demir, ucuz bir metal olduğu için demir yolu yapımından mutfak eşyasına, otomotivden zımba teline (Görsel 9.4) kadar endüstrinin birçok alanında kullanılır. Alaşım yapımında faydalanılan demirin en yaygın alaşımı çeliktir. Betonarme inşaatlarda kullanılan çelik çubuklara **inşaat demiri** denir (Görsel 9.5).



Görsel 9.4: Çelikten yapılmış zımba teli



Görsel 9.5: İnşaat demiri kullanımı

Bazı demir bileşikleri pigment olarak boya endüstrisinde kullanılırken minerallerinden elde edilen demirin büyük bir kısmı da çelik üretimine gönderilir. Çelik üretimi için özel olarak yapılmış elektrikli fırınlar mevcuttur. Çeliğin özellikleri içinde bulunan demir, karbon ve diğer elementlerin oranlarına bağlıdır. Çelik üretiminde bileşenlerin oranları ayarlanarak istenilen özellik kazandırılır. Düşük karbonlu çelikler yumuşak yapıda ve kaynak malzemesi olmaya uygunken içinde krom bulunduran çelikler paslanmaz çelik olarak kullanılır.

Canlılarda Demir

Demir, kanda hemoglobin, kas hücrelerinde ise miyoglobin proteininin yapısında bulunur. Hemoglobin, kan içinde oksijen taşır, miyoglobin kas hücrelerinde oksijeni depolar. Demir eksikliği, **anemiye** (kanda yeterince hemoglobin bulunmaması durumu) ve kaslarda **miyoglobin eksikliğine** sebep olur. Böyle bir durumda yeterli oksijenin taşınması ve depolanması mümkün olamayacağından vücut fonksiyonlarında birçok sorun yaşanacaktır.

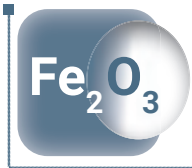


Görsel 9.6: Demir içeren bazı besinler

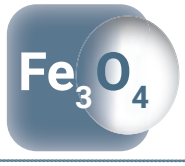
Et, balık, kuru yemiş, koyu yeşil yapraklı sebzeler, tahıllar demirce zengin besinlerdir (Görsel 9.6). Demirin vücut tarafından kolay emilebilmesi için bu ve benzeri besinleri C vitamini ile birlikte tüketmek gerekir.

9.1.3. Demirin Önemli Bileşikleri

Bileşiklerinde çoğunlukla +2 ve +3 yükseltgenme basamağına sahiptir. +2 değerlik aldığı bileşiklerine **ferro**, +3 değerlik aldığı bileşiklere ise **ferri** denir. Asitli ortamda kararlı olan ferro bileşikleri diğer ortamlarda yükseltgenerek ferri bileşiklerine dönüşür.



Fe_2O_3 bileşiği doğada hematit ve limonit mineralleri hâlinde bulunur. Laboratuvar ortamında demir(III) hidroksitin kızdırılmasıyla elde edilen kırmızı bir tozdur. Demirin paslanması ile bu bileşik oluşur. Kristal şekline ve hidrat suyu sayısına göre farklı renklerde olabileceği için yağlı boya üretiminde kullanılır.



Manyetit olarak bilinen F_3O_4 bileşiği, demir(II) oksit ve demir(III) oksidin 1:1 oranında birleşerek oluşturduğu bileşiktir. Manyetik bir yapıya sahip olduğu için doğal mıknatısların yapısında bulunur.



FeS bileşiği demir ve kükürdün doğrudan ısıtılmasıyla elde edilir. Laboratuvarda daha çok H_2S eldesi için kullanılır.



Demir(II) sülfat bileşiğinin 1 molü 7 mol kristal suyu bağlayabilir. Hidratlı hâli açık yeşil renktedir. Boya endüstrisinde (pigment olarak), herbisit yapımında, tekstil sanayisinde kullanılır. Susuz $FeSO_4$ yüksek sıcaklıklarda bozunarak Fe_2O_3 oluşturur.



Demir(II) sülfatın amonyum sülfat ile birleşmesi sonucu **Mohr tuzu** olarak bilinen $Fe(NH_4)(SO_4)_2$ bileşiği oluşur. Bu bileşik mürekkep yapımında kullanılır.



Demirin siyanür ile oluşturduğu kompleksler analizlerde büyük önem taşır. $K_4[Fe(CN)_6]$ (potasyum ferrosiyanür) sarı renkte, $K_3[Fe(CN)_6]$ (potasyum ferrisiyanür) kırmızı renkte çözeltiler oluşturur. Demirle verdikleri tepkimeler sonucu oluşan bileşikler, kendilerine has mavi renklerinden dolayı tekstil ve boya endüstrisinde kullanılır.



Demir iyonlarının SCN^- iyonu ile verdiği $Fe(SCN)_x$ şeklinde gösterilen kompleks karışımı kırmızı renktedir ve nitel analizde yarı mikro analizlerde kullanılır.

Demir elementinin $FeCl_3$, FeF_3, $FeCl_2$, $Fe(NO_3)_2$, Fe_2S_3, $Fe(OH)_2$, $FeCO_3$, $FePO_4$ gibi anorganik bileşikleri, çeşitli kompleksleri ve organik yapılı birçok bileşiği vardır.

9.1.4. Demirin Kobaltın Elde Edilme Yöntemleri

Demir, aşağıda verilen yöntemle elde edilir.

Minerallerinden Demir Eldesi

Minerallerinden elde edilen demir önce Fe_2O_3 bileşiğine dönüştürülür. Bileşiğin karbon ile indirgenmesi sonucu elementel demir elde edilir.

$$2C + O_2 \rightarrow 2CO$$

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Kanayan Demir



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Demirtiyosiyanat kompleksleri elde etmek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Beher
- Baget
- Mezür
- Pipet

Kimyasal madde:
- 3 M KSCN çözeltisi
- %35'lik H_2O_2 çözeltisi
- Derişik HCl çözeltisi
- Demir tel

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz bir behere 50 mL kadar KSCN çözeltisi koyunuz.
3. Üzerine birer mL H_2O_2 ve HCl çözeltisi ilave ederek karıştırınız.
4. Deney tüpüne aldığınız karışıma demir tel batırınız.
5. Çözeltideki renk değişimini gözlemleyiniz.
6. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **Çözeltide gözlemlediğiniz renk değişimine neden olan bileşikler nedir?**

2. **H_2O_2-HCl karışımının kullanılma nedeni nedir?**



9.2. KOBALT (Co)



Görsel 9.7: Kobaltit minerali

Doğada az rastlanan kobalt, genellikle mineralleri şeklinde bulunur. Kobaltit (CoAsS, Görsel 9.7), skutterudit ((Co,Ni)As_3), linnalit (Co_3S_4), smaltit ($CoAsS_2$) en bilinen mineralleri arasındır.

Kobalt yer kabuğunun %3.10^{-3} ünü oluşturur. ^{47}Co ve ^{75}Co arasında izotopları vardır. Tek kararlı izotopu kobalt-59'dur. Diğer tüm izotopları radyoaktiftir.

417 °C sıcaklığa kadar altıgen formda β-kobalt kristal yapısına sahipken bu sıcaklığın üzerine çıkıldığında basit kübik formdaki α-kobalt yapısına dönüşür.

β-kobalt $\xrightarrow{417\ °C}$ **α-kobalt**

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Kobalt mavisi adlı pigment, kobalt(II) alüminat [$Co(AlO_2)_2$] bileşiğidir. 1802 yılında Louis Jacques Thenard'ın alümina bazlı bir pigment olduğunu keşfetmesi ile birlikte **Thenard mavisi** olarak anılmaya başlamıştır. Oldukça kararlı olan bu bileşik, tarih boyunca birçok medeniyet tarafından boyama işlemlerinde kullanılmıştır. Pers İmparatorluğu'na ait takılarda, Eski Çin Hanedanlığı'ndan kalma porselenlerde ve Eski Mısır'a ait cam objelerde mavi renk için kobalt mavisi kullanıldığı tespit edilmiştir.

DÜNDEN BUGÜNE

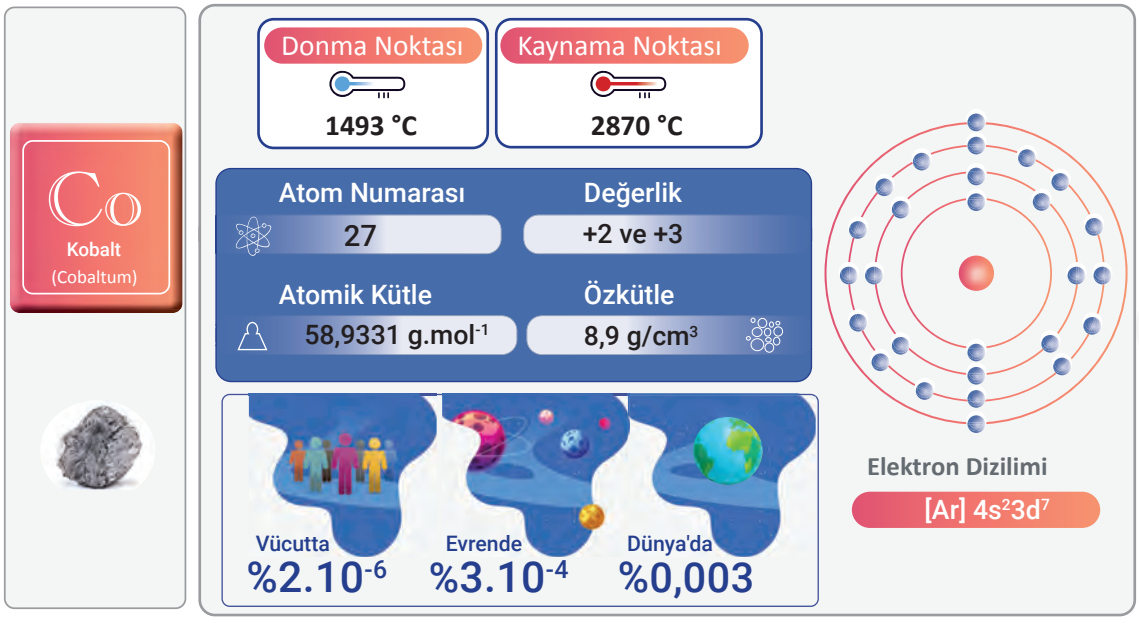
İsveçli bir kimyager ve mineralog olan Georg Brandt (Corç Brant, Görsel 9.8), bakır madeni içinde keşfettiği mavi renkli bir mineralle ilgilendi ve üzerinde çeşitli çalışmalar yaptı. 1730 yılında bu maddenin yeni bir element içeriyor olabileceğini öne sürdü. 1739 yılında çalışmalarını yayımlayarak bu elementin kobalt adlı yeni bir element olduğunu duyurdu.

Adını Alman mitolojisinde kötü bir varlık türünün adı olan **kobold** kelimesinden alır. Bu ismi, cevherin işlenmesi sırasında çıkan arsenik gazından zehirlenen maden işçileri koymuştur.



Görsel 9.8: Temsili Georg Brandt

9.2.1. Kobaltın Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 27 protona sahip olan kobalt, parlak metalik mavimsi renkte, 4. periyot ve 9. grup (VIIIB) elementidir. Isı ve elektriği iyi iletir. Ferromanyetik özelliğe sahiptir. Hidrojen ve azot gazı kobalta etki etmez. Normal koşullarda havadan ve sudan etkilenmez ancak ısıtıldığında oksijen ile tepkime verir.

$$2Co + O_2 \rightarrow 2CoO$$
$$3Co + 2O_2 \rightarrow Co_3O_4$$

- Yüksek sıcaklıkta su buharı ile tepkimesi sonucu CoO oluşur.

$$Co + H_2O \rightarrow CoO + H_2$$

- Halojenler ile doğrudan tepkimeye girer.

$$Co + Br_2 \rightarrow CoBr_2$$

- Asitler ile tepkimeye girerek H_2 gazı açığa çıkarır.

$$Co + 2HCl \rightarrow CoCl_2 + H_2$$

9.2.2. Kobaltın Kullanım Alanları

Çoğunlukla alaşım yapımında kullanılan kobalt elementinin alaşımları, cerrahi takımlar vb. ameliyat malzemelerinde, özel üretim çeliklerde, mıknatıs yapımında (Görsel 9.9), kaplamacılıkta, vida ve cıvata üretiminde (Görsel 9.10) kullanılmaktadır.



Görsel 9.9: Mıknatıs

Kobalt iyonları farklı renklerde kompleksler ve bileşikler oluşturabildiği için boya sektöründe pigment olarak kullanılır. CoS siyah, $Co(OH)NO_3$ mavi, $Co(OH)_2$ pembe, $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ yeşil renklidir.

^{60}Co radyoaktif bir izotoptur ve gama ışınları yayar. Gama ışınlarından kanser tedavisinde faydalanılır. Isıya dayanıklıdır, erime noktası yüksek olduğu için gaz türbin jeneratörlerinde ve jet türbinlerinde kullanılmaktadır.



Görsel 9.10: Kobalt alaşımlı cıvata ve vida

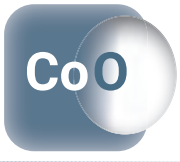
Canlılarda Kobalt

Kobalt, insan vücudunda doku, kas ve kemiklerde bulunur. B12 vitaminin yapısında bulunur ve hemoglobin sentezinde görev alır. Kobalt fazlalığı, akciğer ve kalp gibi organlarda işlev bozukluğuna, kolestrol seviyesinde artışa, kanser vb. hastalıklara sebep olabilir. Kobalt elementi, kültür bitkilerinde toksik etki gösterir ve bu nedenle çiftçiler tarım topraklarında kobaltın bulunmasını istemez.

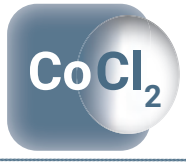
Kırmızı et, sakatat, balık ve istiridye gibi besinlerde kobalt bulunur.

9.2.3. Kobaltın Önemli Bileşikleri

Bileşiklerinde çoğunlukla +2 değerlik alan kobaltın +1, +3 ve +4 yükseltgenme basamağına sahip bileşikleri de vardır.



Kobalt(II) oksit olarak adlandırılan CoO bileşiği, cam ürünlere mavi renk vermede kullanılır. Özellikle analitik kimyada alev denemelerinde kobalt camlı gözlüklerden faydalanılır.



$CoCl_2$, barındırdığı kristal suyunun mol sayısına göre rengi değişen bir bileşiktir. Susuz $CoCl_2$ mavi renklidir ancak iki hidrat suyu bağlandığında **mor**, 6 hidrat suyu bağlandığında **pembe** renkli olur. Bu özelliğinden dolayı atmosferdeki bağıl nem tayinlerinde ve görünmez mürekkep imalatında kullanılır.

Co^{3+} iyonunun oksitleri ve hidroksidi kararlı yapıda değildir. Co^{3+} iyonu içeren sadece Co_3O_4 [kobalt(II)(III) oksit] bileşiği kararlıdır. Kobalt elementinin $CoBr_2$, CoI_2, $Co(NO_3)_2$, $CoSO_4$, $Co_2(SO_4)_3$, $CoCO_3$ gibi anorganik bileşikleri, çok sayıda kompleksleri ve organik bileşikleri vardır.

9.2.4. Kobaltın Elde Edilme Yöntemleri

Kobalt, aşağıdaki yöntemle elde edilir.

Minerallerinden Kobalt Eldesi

Nikel, demir, bakır gibi elementlerin eldesinde yan ürün olarak elde edilebildiği gibi minerallerinden de kobalt elde edilebilir. Zenginleştirilen kobalt cevheri çeşitli kimyasal işlemlerden sonra kobaltın oksitlerine dönüştürülür. Eriyik hâldeki karışım, H_2 veya karbon ile indirgenerek elementel kobalt elde edilir.

$$Co_2O_3 + 3H_2 \rightarrow 2Co + 3H_2O$$

Daha saf kobalt elde etmek için kobalt cevherlerine elektrolitik saflaştırma uygulamak gerekir.

2. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Kobalt(II) Klorürün Özellikleri



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.
Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: $CoCl_2$ bileşiğinin özelliklerini incelemek.

Araç gereç:
- Süzgeç kâğıdı
- Kürdan
- Pastör pipeti
- Etüv
- Saat camı

Kimyasal madde:
- Doymuş $CoCl_2$ çözeltisi

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Bir parça süzgeç kâğıdını $CoCl_2$ çözeltisi ile ıslatınız.
3. Bir süre bekleyerek süzgeç kâğıdındaki renk değişimini gözlemleyiniz.
4. Kürdanı çözeltiye batırarak bir parça süzgeç kâğıdının üzerine istediğiniz yazıyı yazınız.
5. Süzgeç kâğıdını saat camına alarak etüvde 60-70 °C' de kurutunuz.
6. Süzgeç kâğıdını tekrar nemlendiriniz.
7. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Süzgeç kâğıtlarında meydana gelen renk değişiminin sebebi $CoCl_2$ bileşiğinin hangi özelliği ile ilgilidir? Açıklayınız.



9.3. NİKEL (Ni)



Görsel 9.11: Garnierit minerali

Yer kabuğunun yaklaşık %9.10^{-3} ünü oluşturan nikel, çoğunlukla mineralleri şeklinde bulunur. Nikelit (NiS), bunsenit (NiO), nikelin (NiAs), pentlandit ((Ni-Fe)S), anabergit ($Ni_3(AsO_4)_2.8H_2O$), garnierit [$(Ni\text{-}Mg)H_2SiO_4$, Görsel 9.11] nikel açısından en zengin minerallerdir. Göktaşlarında nikel, kobalt ve demir üçlüsü şeklinde metalik hâlde bulunur. Dünya'da en bol bulunan beşinci element olduğu gibi Dünya iç çekirdeğinin de demir ve nikelden oluştuğu düşünülmektedir.

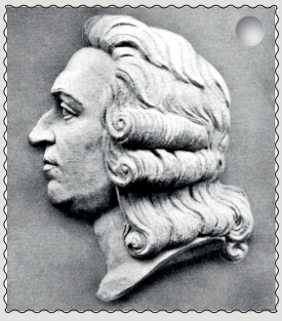
Doğada stabil beş tane (^{58}Ni, ^{60}Ni, ^{61}Ni, ^{62}Ni, ^{64}Ni) izotopu vardır. ^{48}Ni ve ^{78}Ni arasındaki diğer izotopları ise radyoaktiftir.

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Nikel ve titanyumum yaklaşık aynı oranlarda karıştırılması ile **nitinol** adlı alaşım elde edilir. Alaşım adını üretildiği yerden almaktadır (Nikel Titanyum-Naval Ordnance Laboratory). 1959 yılında William Buehler (Vilyım Büulır) daha dayanıklı bir füze burun konisi yapmak için çeşitli alaşımlar üretirken nitinolü keşfetti. Nitinol alaşımını özel kılan şey, şekil hafızası ve süper elastikliğidir. Birçok alaşıma ve metale göre neredeyse otuz kat fazla deformasyona uğrayabilir. Isıtıldığında deformasyondan önceki şekline dönme kabiliyetine sahiptir.

DÜNDEN BUGÜNE

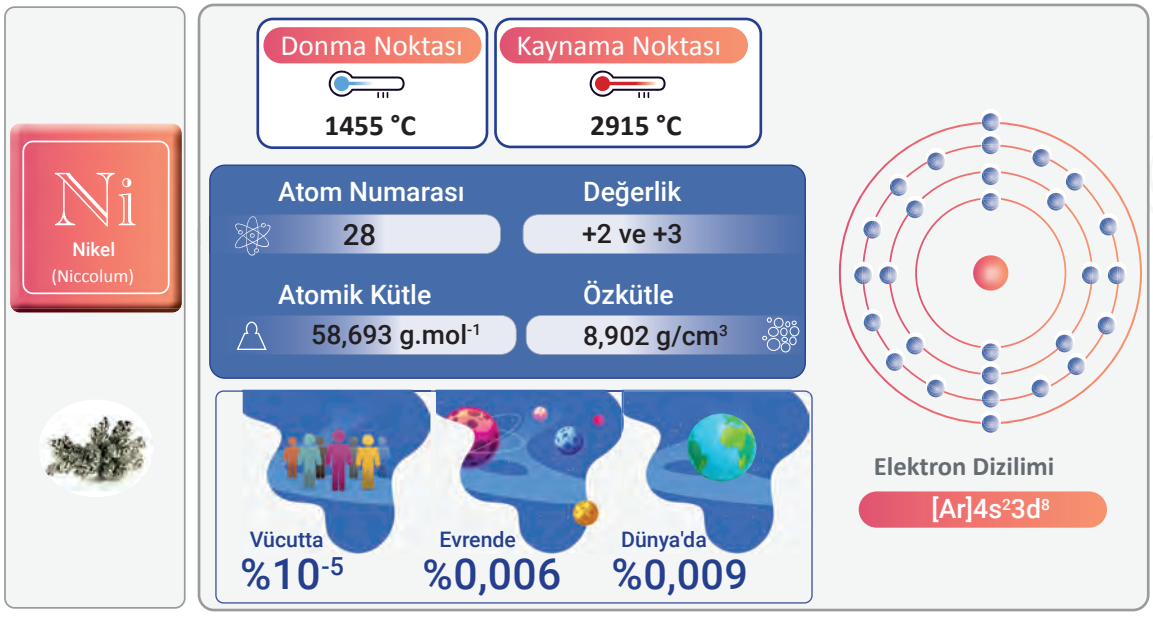
Bazı kaynaklarda nikelin MÖ 1500'lü yıllarda Çin'de kullanıldığına dair bilgilere rastlanılmıştır ancak parlaklığından dolayı gümüş ile çok fazla karıştırıldığı için bilginin güvenirliği tartışmalıdır. 1751 yılında İsveç'teki bir madenden gelen cevheri inceleyen mineralog ve kimyager Axel Fredrik Cronstedt (Aksel Firedrik Kronstet, Görsel 9.12), bakırı cevher içinde izole etmeyi planlarken tesadüfen nikeli elde etmiştir. 1754 yılında elde ettiği maddeyi yeni bir element olarak duyurmuştur.



Görsel 9.12: Temsili A. F. Cronstedt

Alman madenciler, içeriğinde bakır olduğunu düşündükleri nikel cevherinden bakır elde etmeyi amaçlamışlar ancak başarılı olamamışlardır. Bu nedenle cevhere Almanca **şeytanın bakırı** anlamına gelen **kupfernickel** adını vermişlerdir.

9.3.1. Nikelin Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 28 protona sahip nikel, periyodik tabloda 4. periyot ve 10. grupta (VIIIB) bulunan bir geçiş metalidir. Oda koşullarında katıdır ve parlak gri bir yüzeye sahiptir. Isı ve elektriği ileten ferromanyetik özellikte bir elementtir. Alkali metal hidroksitlerine karşı dayanıklıdır. Normal şartlarda havadan ve sudan etkilenmediği için kolay kolay paslanmaz ve parlaklığını uzun süre koruyabilir.
- Halojenlerle oda şartlarında tepkime vermez. Yüksek sıcaklıklarda birleşerek nikel(II) halojenürleri oluşturur.

$$Ni + Br_2 \longrightarrow NiBr_2$$

- Asitlerle tepkimesi sonucu H_2 gazı açığa çıkar.

$$Ni + 2HCl \longrightarrow NiCl_2 + H_2$$

- Yüksek sıcaklıklarda oksijen ile tepkimeye girer.

$$2Ni + O_2 \longrightarrow 2NiO$$

9.3.2. Nikelin Kullanım Alanları



Görsel 9.13: Nikel alaşımlı madeni para

Korozyona karşı dayanıklı bir element olduğu için alaşım üretiminde ve kaplamacılıkta kullanılır. Parlak renginden dolayı metal kaplamada çokça tercih edilen nikelin bakır ile yaptığı alaşımlar madenî para (Görsel 9.13), demir ile yaptığı alaşımlar paslanmaz çelik üretiminde kullanılır. Spatül gibi laboratuvar malzemelerinin yapımında, pil ve akü imalatında, elektrolitik kaplamada, boya endüstrisinde kullanılır. Kullanımı geniş bir alana yayılan nikelden uçak ve gemi endüstrisinde, yapı malzemelerinde, batarya ve şarj edilebilir pil (Ni-Cd) yapımında (Görsel 9.14), mutfak araç gereçlerinde yararlanılır.



Görsel 9.14: Ni-Cd pil

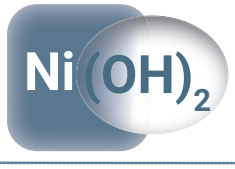
Canlılarda Nikel

Nikel, hastalıklara karşı savunma sisteminin düzenlenmesinde ve karbonhidrat metabolizmasında görev alır. Glikojenin karaciğerde depolanmasına yardımcı olur. Kompleks bileşik oluşturabilme özelliği sayesinde proteinler ve peptidlerdeki sülfüre kolayca bağlanabilir. Nikel içerikli takılar, bazı insanlarda alerjiye sebep olur.

Sarımsak, kakao, yeşil yapraklı sebzeler, çikolata, kuru yemiş ve kabuklu deniz canlıları gibi besinler nikel içerir.

9.3.3. Nikelin Önemli Bileşikleri

Bileşiklerinde çoğunlukla +2 değerlik alan nikel, bazı özel durumlarda +1, +3 ve +4 yükseltgenme basamağına da sahip olabilir. Sulu çözeltilerinin genellikle yeşil olmasının nedeni Ni^{2+} iyonunun su ile oluşturduğu komplekstir.



$Ni(OH)_2$ bileşiği açık yeşil renktedir. Kuvvetli yükseltgenlerle tepkimesi sonucu Ni^{4+} iyonu içeren bileşikler oluşur. Isı ile yapı suyu alınırsa NiO bileşiği elde edilir.

$$Ni(OH)_2 \xrightarrow{(ısı)} NiO + H_2O$$



Nikel(II) oksit adıyla bilenen NiO bileşiği, nikelin en önemli oksididir. Yeşil renginden dolayı boya sanayisinde pigment olarak kullanılır. Cama yeşil renk vermek için tercih edilen kimyasallardan biridir.

Nikel elementinin $NiCO_3$, Ni_2O_3, $NiSO_4$, $NiCl_2$, NiS gibi bileşiklerinin yanı sıra kompleks tuzları da vardır.

9.3.4. Nikelin Elde Edilme Yöntemleri

Nikel, aşağıdaki yöntemlerle elde edilir.

1. Minerallerinden Nikel Eldesi

Nikel minerallerinin zenginleştirilmesiyle elde edilen bileşikler, kimyasal işlemlerle nikel oksitlerine dönüştürülür. Bu oksitlerin karbon veya H_2 ile indirgenmesi sonucu saf nikel elde edilir.

2. Mond Yöntemi İle Nikel Eldesi

Saf olmayan nikel karışımı içinden CO geçirilmesi ile nikel tetrakarbonil şeklinde karışımdan ayrılır. Sıvı hâldeki bu bileşiğin ısı ile ayrıştırılması sonucu saf nikel elde edilir.

$$Ni + 4CO \rightarrow Ni(CO)_4 \xrightarrow{(200\ °C)} Ni(saf) + 4CO$$

En saf nikel elektroliz yöntemi ile elde edilir.

3. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Nikelin Tanınması

Aşağıdaki işlem basamaklarını sırasıyla takip ediniz. Verilen soruyu cevaplayarak çalışmanızı tamamlayınız.

Amaç: Nikeli, dimetilglioksim çözeltisi ile tanımak.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Pastör pipeti

Kimyasal madde:
- Doymuş $NiSO_4$ çözeltisi
- Derişik NH_3 çözeltisi
- Dimetilglioksim çözeltisi

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz ve kuru bir deney tüpüne $NiSO_4$ çözeltisi alınız.
3. Üzerine derişik NH_3 çözeltisinden 2-3 damla ilave ediniz.
4. Deney tüpündeki çözeltiye 2-3 damla dimetilglioksim çözeltisi ilave ediniz.
5. Oluşan çökeleğin rengini gözlemleyiniz.
6. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Beşinci işlem basamağında elde ettiğiniz çökeleğin rengini oluşan bileşiği yazarak açıklayınız.



9.4. ÇİNKO (Zn)



Görsel 9.15: Sfalerit minerali

Doğada bol miktarda mineralleri bulunan çinko, elementel hâlde bulunmaz. Yer kabuğunda yaklaşık olarak %0,007 oranında mevcuttur. Sfalerit (çinko blendi-ZnS, Görsel 9.15), zinkit (ZnO), simitsonit (çinko spat-$ZnCO_3$), franklinit ($ZnFe_2O_4$) bilindik mineralleri arasındadır. Çinko yönünden en zengin ve endüstride en çok tercih edilen minerali sfaleritdir.

^{54}Zn ve ^{83}Zn arasında birçok izotopu vardır. ^{64}Zn, ^{66}Zn, ^{67}Zn, ^{68}Zn ve ^{70}Zn kararlı izotopları arasından doğada en bol bulunanı ^{64}Zn olanıdır. Diğer izotopları ise radyoaktif özellik gösterir.

Bilinen bir allotropu yoktur.

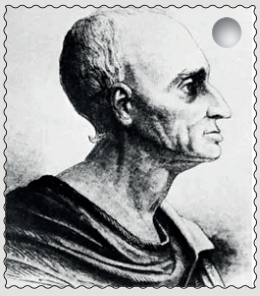
BİLGİ 7 N Azot, 8 O Oksijen, 81 Tl Talyum, 18 Ar Argon, 53 I İyot

En önemli antik coğrafyacılardan biri olarak kabul edilen Strabon MÖ 64 ve MS 24 yılları arasında yaşamıştır. Yazdığı **Mysia** adlı eserinde, o zamanlar element olduğu bilinmeyen çinkoyu **sahte gümüş** adıyla tanıtmıştır.

Bilinen en eski çinko parçası, dinsel törenlerde tanrılara sunulmak amacıyla yapılan, içeriğinde %88 oranında çinko bulunduğu tespit edilen **Dakya Medeniyeti**ne ait bir heykelciktir.

DÜNDEN BUGÜNE

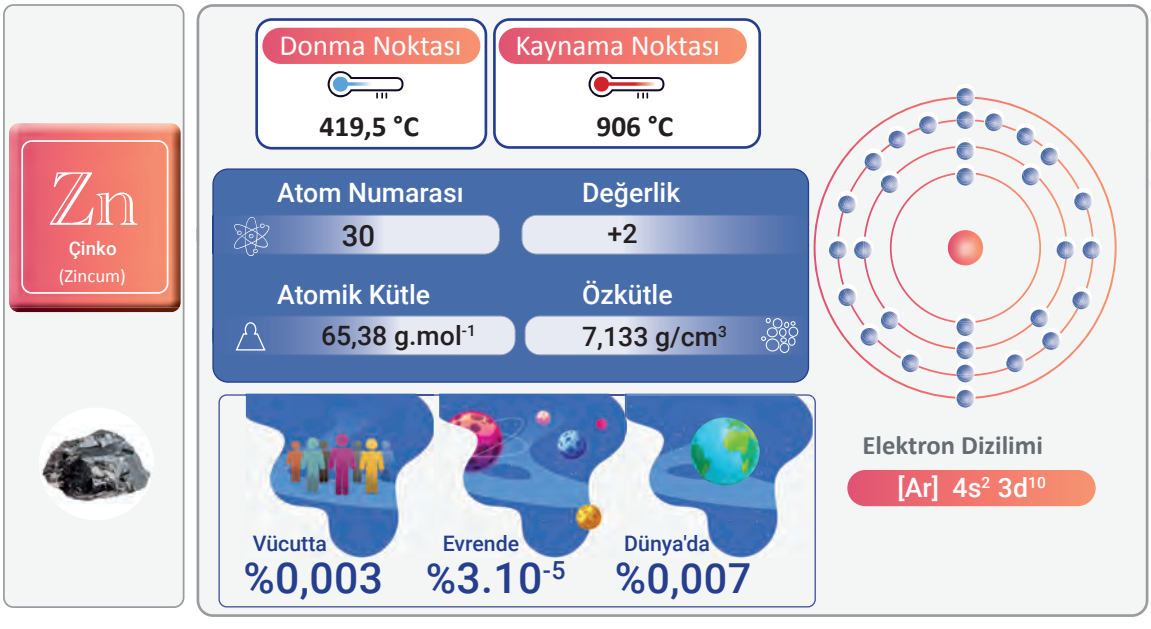
Antik çağlardan beri bilinen çinko elementi birçok metalle karıştırılıp alaşım yapımında kullanılmıştır. 1721 yılında Johann Friedrich Henckel (Johan Firedrih Henkel) çinkoyu ayırsa da izole etmeyi başaran 1746 yılında keşfeden kişi olarak resmî kayıtlara geçen Alman kimyager Andreas Sigismund Marggraf (Andreas Sigismunt Margraf, Görsel 9.16) oldu.



Görsel 9.16: Temsili A. S. Marggraf

16. yüzyılda İsviçreli kimyager Philippus Aureolus Paracelsus (Filipus Aurelus Paraçelsus) gümüş ve kurşun eritme fırınlarından yan ürün olarak elde edilen bir maddeye **zinck** (zink) adını verdi. Paracelcus'un neden bu ismi tercih ettiği bilinmiyor. En çok kabul gören rivayete göre bu isim çinko kristallerinin sivri uçlu şekillerinden dolayı Almanca sivri uç anlamına gelen zinke kelimesinden türetilmiştir. Çinko kelimesi, dilimize İtalyanca **zinco** kelimesinden geçmiştir.

9.4.1. Çinkonun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 30 protona sahip çinko, 4. periyot 12. grupta (IIB) bulunan bir geçiş metalidir. Oda koşullarında parlak mavi-beyaz bir katı olan çinko, iyi bir ısı ve elektrik iletkenidir. 150 °C'de yumuşar ve kolayca işlenebilir. Amfoter özellik gösteren kuvvetli bir indirgendir.
- Kuru havadan etkilenmez ancak nemli havada üzeri oksit veya bazik karbonat tabakasıyla kaplanır ve bu tabaka çinkoyu tepkimelere karşı korur.
- Su buharı ile tepkimesi sonucu H_2 gazı açığa çıkar.

$$Zn + H_2O \rightarrow ZnO + H_2$$



Görsel 9.17: Çinko kaplama

- Yüksek sıcaklıkta kükürt ve klor ile doğrudan tepkime verir.

$$Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$$
$$Zn + S \longrightarrow ZnS$$

- Mineral asitlerle tepkimeye girerek H_2 gazı oluşturur.

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

- Nitrik asit ile tepkimesinden azot oksitlerini oluşturur.

$$3Zn + 8HNO_3 \longrightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$
$$Zn + 4HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

- Kuvvetli bazlarla tepkimeye girer.

$$Zn + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2$$

9.4.2. Çinkonun Kullanım Alanları



Görsel 9.18: Çinko içeren kapsüller

Özellikle kaplamacılıkta kullanılan çinko (Görsel 9.17), çeşitli alaşımlarda, katodik korumada ve galvanik pillerde anot olarak kullanılır. Bileşiklerinden ve alaşımlarından yapı ve inşaat malzemelerinde, boya endüstrisinde, otomotiv sanayisinde, farmakolojide (Görsel 9.18), güneş kremi vb. kozmetik ürünlerinde, gıda takviyesinde, organik madde sentezinde yararlanılır. En çok bilinen alaşımları pirinç, Alman gümüşü ve çeşitli lehimlerdir. Mutfak araç gereçlerinin yapımında da çinko metalinden faydalanılır.

Canlılarda Çinko



Görsel 9.19: Çinko içeren besinler

Koku ve tat alma duyuları için ihtiyaç duyulan çinko, insan vücudu için önemli bir mineraldir. Karaciğer, böbrek, göz ve kaslarda yer alarak bağışıklık sisteminin gelişmesine, yaraların hızlı bir şekilde iyileşmesine katkı sağlar. Antioksidan özelliktedir ve sindirim faaliyetleri sonucu bağırsakta oluşan serbest radikallerin sebep olduğu hasarın önlenmesine yardımcı olur. Çinko eksikliğinde gelişim geriliği ve **çelik saç** adı verilen hastalık görülebilir.

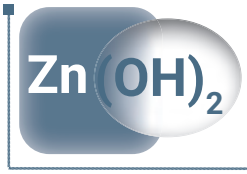
Et, deniz ürünleri, kuruyemişler, tahıllar, peynir, süt, yumurta, mısır, lahana gibi besinler çinko bakımından oldukça zengindir (Görsel 9.19).

9.4.3. Çinkonun Önemli Bileşikleri

Çinko, son enerji seviyesinde 2 elektron bulundurduğu ve bileşik oluştururken tam dolu d orbitallerini kullanmadığı için bileşiklerinde daima +2 yük alır.



ZnO bileşiği doğada zinkit minerali şeklinde bulunur. Laboratuvar ortamında ise çinko metalinin yakılmasıyla elde edilir. Beyaz renginden dolayı **Çin beyazı** da denilmektedir. Amfoter özellik gösteren madde, boya endüstrisinde beyaz renk yapımında ve merhemlerde dolgu maddesi olarak kullanılır.



Çinko hidroksit adıyla bilinen $Zn(OH)_2$ bileşiği amfoter özelliktedir. Asitlerle tepkimesinde çinko tuzlarını, bazlarla tepkimesinde ise çinkat tuzlarını oluşturur. Antibakteriyel özellikte oluşu nedeniyle cerrahi sargı bezlerinde, elektrokimyasal işlemlerde ve sentetik malzeme üretiminde kullanılır.

Çinko tüm halojenlerle birleşerek **çinko halojenürler** (ZnF_2, $ZnCl_2$, $ZnBr_2$, ZnI_2) oluşturur. Oda koşullarında tamamı beyaz katı hâldedir. ZnF_2 hariç diğer çinko halojenürler suda çok iyi çözünür.

İyonik yapılı bileşiklerinin yanı sıra çok bilinen kompleksleri ve organik yapılı bileşikleri vardır.

9.4.4. Çinkonun Elde Edilme Yöntemleri

Çinko, aşağıdaki yöntemle elde edilir.

Mineralinden Çinko Eldesi

Zenginleştirilmiş sfallerit veya smitsonit mineralinin kavrulmasıyla elde edilen ZnO bileşiği karbonla indirgenerek metalik çinko elde edilir.

$$ZnO + C \xrightarrow{(1200°C)} Zn + CO$$

4. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Çinko Metalinin Özellikleri



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Çinkonun amfoter özelliğini gözlemlemek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Pastör pipeti

Kimyasal madde:
- Çinko metali
- 3 M NaOH çözeltisi
- Derişik HCl çözeltisi

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. İki adet deney tüpü alınız. Birinci deney tüpüne HCl çözeltisi, ikinci deney tüpüne NaOH çözeltisi koyunuz.
3. Her iki deney tüpüne de bir parça çinko metali atınız. Deney tüplerinde meydana gelen değişimi gözlemleyiniz.
4. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Her iki deney tüpünde de reaksiyon gerçekleşmesinin nedeni çinkonun hangi özelliğinden kaynaklanmaktadır? Açıklayınız.



9.5. KROM (Cr)



Görsel 9.20: Krokoit minerali

Aktif bir geçiş metali olan krom doğada serbest hâlde değil bileşikleri ve mineralleri şeklinde bulunur. Yer kabuğunda yaklaşık olarak %0,014 oranında bulunan kromun en önemli mineralleri kromit ($FeO.Cr_2O_3$), krokoit ($PbCrO_4$, Görsel 9.20) ve uvarovittir ($Ca_3Cr_2Si_3O_{12}$).

Krom bileşikleri, kromun yükseltgenme basamağına göre farklı renklerdedir. Krom(III) bileşikleri yeşil renkli iken krom(VI) bileşikleri sarı veya turuncu renk alır.

Kromun, kütle numarası 42 ve 67 arasında izotopları vardır. Bu izotoplardan krom-50, krom-52, krom-53 ve krom-54 kararlı hâlde bulunur. Kromun en yaygın izotopu yaklaşık %84 oranla ^{52}Cr izotopudur ve bilinen bir allotropu mevcut değildir.

BİLGİ 7 N Azot | 8 O Oksijen | 81 Tl Talyum | 18 Ar Argon | 53 I İyot

Kromlu alüminyum oksit ($Al_2O_3.Cr_2O_3$) minerali, parlak kırmızı rengini içinde bulunan kromdan almaktadır. Elmastan sonra doğal olarak bulunan en sert maddelerden biridir ve oldukça dayanıklıdır. Doğal hâlde mat renktedir ancak işlendiğinde parlaklık kazanır. Nadir olarak bulunan mineral özellikle mücevherat sektöründe önemli bir değere sahiptir. Sentetik olarak da imal edilmektedir. Bu taş **yakut** adıyla bilinir.

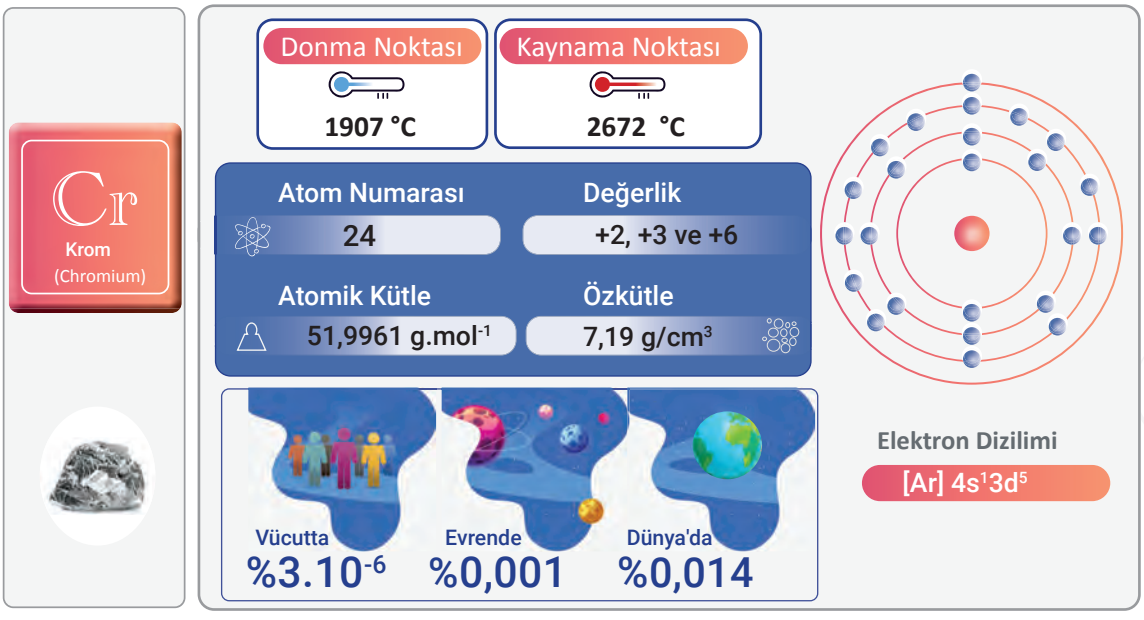
DÜNDEN BUGÜNE

1766 yılında Sibirya'da bir madende kırmızı bir cevher keşfedildi. Fransız kimyager Nicolas Louis Vauquelin (Nikola Lui Vöcla, Görsel 9.21) bu mineral üzerinde çeşitli çalışmalar yaptı ve madenin kurşun cevheri olduğunu doğruladı. Keşfedilen mineral günümüzde krokoit adıyla bilinen $PbCrO_4$ bileşiğidir. Vauquelin, 1798 yılında cevheri çözümleyerek saf krom elde etmeyi başardı. Kromla yaptığı çalışmalarda bileşiklerinin canlı renklerde olduğunu görünce elemente Yunanca **renk** anlamına gelen **chroma** adını verdi.



Görsel 9.21: Temsili N. L. Vauquelin

9.5.1. Kromun Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 24 protona sahip krom, periyodik tabloda 4. periyot ve 6. grupta (VIB) bulunan bir metaldir. +6 değerlikli hâli kuvvetli bir yükseltgen, +2 değerlikli hâli iyi bir indirgendir. +6 değerlikli bileşikleri genellikle toksiktir.
- Parlak gri renkte sert bir katıdır. Aktif bir metal olmasına rağmen üzerini kaplayan ince Cr_2O_3 tabakası sayesinde havadan ve sudan etkilenmez.
- Yüksek sıcaklıklarda su buharı ile tepkime verir.

  $2Cr + 3H_2O \rightarrow Cr_2O_3 + 3H_2$
- Asitlerle H_2 gazı açığa çıkarabilir.

  $Cr + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2$
- Krom ısıtıldığında oksijen, kükürt, halojenler, azot ve karbon ile tepkime verir.
- Amfoter karakterinden dolayı kuvvetli bazlarla tepkimeye girer.

  $2Cr + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2NaCr(OH)_4 + 3H_2$



Görsel 9.22: Krom alaşımlı jant

9.5.2. Kromun Kullanım Alanları

Erime noktasının yüksek oluşu ve sert bir metal olmasından dolayı alaşımlarından savunma sanayisinde sıklıkla yararlanılır. Yüksek sıcaklıklı elektrik fırınlarının tuğlalarında, deri tabaklamada, kaplamacılıkta ve boya endüstrisinde (çok fazla renkli bileşikleri olduğu için) kullanılır. En bilinen alaşımları ferrokrom, nikrom ve paslanmaz çeliktir. Bu alaşımlar otomobil aksamlarında (Görsel 9.22), mutfak araç gereçlerinin (Görsel 9.23) yapımında kullanılır.



Görsel 9.23: Krom alaşımlı çatal-kaşık

Canlılarda Krom

Cr^{3+} iyonu, enerji metabolizmasının düzenlenmesinde, yağların ve proteinlerin sentezlenmesinde, kan şekerinin ayarlanmasında görev alan önemli bir iyondur. Toksik etkisi bulunmamaktadır.

Aşırı miktarda kroma maruz kalmış olan hayvanlarda solunum, bağışıklık ve üreme sistemlerinde sorunlar meydana gelebilir. Ayrıca doğum kusurlarına ve tümör oluşumuna neden olabilir.

Bazı organik krom bileşikleri besin takviyesi olarak kullanılmaktadır. Özellikle krom pikolinat, acıkmanın önlenmesi ve kan şekerinin düzenlenmesi amacıyla gıda takviyesi olarak kullanılmaktadır.



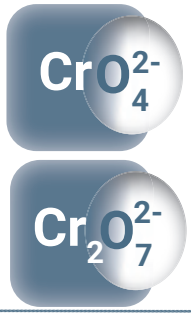
Görsel 9.24: Krom içeren besinler

+6 oksidasyon basamağında krom içeren türler bağırsak tarafından kolayca emilir, vücudun tüm doku ve organlarına ulaşarak özellikle karaciğer, pankreas ve dalakta birikerek toksik etkiye sebep olabilir.

Tam tahıllar, buğday tohumu, bira mayası, böbrek, yumurta sarısı, bitter çikolata, karabiber, kahve, kuru yemiş, brokoli, yeşilfasulye gibi besinler Cr^{3+} kaynağıdır (Görsel 9.24).

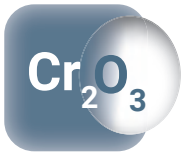
9.5.3. Kromun Önemli Bileşikleri

Bileşik oluştururken +2, +3 ve +6 değerlikler alabilir. Nadiren de olsa +1, +4 ve +5 yükseltgenme basamağına sahip bileşikleri de vardır. Kromun tüm bileşikleri renklidir (yeşil, sarı, kırmızı, turuncu, mor, mavi).

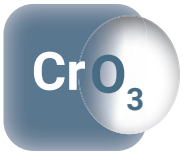


Krom metalinin +6 değerlikte olduğu, CrO_4^{2-} (kromat) ve $Cr_2O_7^{2-}$ (dikromat) köklerinin tuzları laboratuvarda en çok kullanılan bileşiklerdendir. Dikromat iyonu iyi bir yükseltgendir. Sarı renkte bileşikler oluşturan kromat iyonları, asidik ortamda turuncu renkteki dikromata dönüşür.

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$



En önemli bileşiklerinden olan ve kromit mineralinde bulunan Cr_2O_3 yeşil renkte bir tozdur. Suda çözünmez. Amfoter özellik göstererek asit ve bazlarla tepkime verir.



Krom(VI) oksit, CrO_3 formülü ile gösterilen kırmızı renkte bir katıdır. Suda kolayca çözünür. Sulu çözeltilerinde derişime bağlı olarak çeşitli kromik asitleri oluşturur. Kromat veya dikromatın sülfürik asitle karışımı laboratuvarlarda cam malzemelerin temizliğinde kullanılır. Karışımda temizleme görevini üstlenen CrO_3 bileşiğidir.

$$Na_2Cr_2O_7 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2CrO_3 + 2NaHSO_4 + H_2O$$



$Cr_2(SO_4)_3$ bileşiğinde çoğunlukla 7 mol kristal suyu bulunur. Bileşik, kristal suyu varken yeşil yokken kırmızı renktedir. Amonyum veya alkali metallerin sülfatları ile birleşerek krom şapı denilen çift tuzları oluşturur.

Krom tüm değerlikleri ile bütün halojenlerle tepkime vererek krom halojenür oluşturur. Bu bileşiklerin oluşumu için tepkimelerin yüksek sıcaklıklarda gerçekleşmesi gerekir. Kromun farklı yükseltgenme basamakları ile yaptığı CrF_2, CrF_3, CrF_4, CrF_5, CrF_6 formülünde florür bileşikleri halojenürlerinden en sık kullanılanlarıdır. Krom halojenürler oda koşullarında genellikle kararsızdır. Çeşitli mollerde kristal suyu içerebilir ve yeşil, mor, kırmızı, siyah gibi farklı renklerde olabilir.

Krom elementinin $CrClO_4$, CrO_2, Na_3CrO_4, Cr_2S_3, $Cr(OH)_3$, $CrPO_4$, $Cr_2(CO_3)_3$ bileşikleri, çeşitli kompleksleri ve organik yapılı bileşikleri vardır.

9.5.4. Kromun Elde Edilme Yöntemleri

Krom, aşağıdaki yöntemle elde edilir.

Mineralinden Krom Eldesi

Kromit cevheri çeşitli kimyasal ve ısıl işlemlerle Cr_2O_3 hâline dönüştürülür. Elde edilen Cr_2O_3, alüminyum ile indirgendiğinde elementel krom oluşur.

$$Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Cr + Al_2O_3$$

Kromit cevherinin elektrikli fırınlarda karbon ile indirgenmesi sonucu elementel krom elde edilir.

$$FeO.Cr_2O_3 + 4C \rightarrow 2Cr + Fe + 4CO$$

5. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Sodyum Kromat ve Sodyum Dikromat Eldesi



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız. Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Na_2CrO_4 ve $Na_2Cr_2O_7$ elde etmek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Pastör pipeti
- Sıcak su banyosu
- Spatül

Kimyasal madde:
- 3 M $CrCl_3$ çözeltisi
- 3 M NaOH çözeltisi
- Katı Na_2O_2
- Derişik H_2SO_4 çözeltisi

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Deney tüpüne 4-5 mL $CrCl_3$ çözeltisi alınız.
3. Üzerine çökelek oluşup tekrar çözününceye kadar NaOH çözeltisi ilave ediniz.
4. Çözeltiye spatülün ucuyla sodyum peroksit ilave ediniz.
5. Deney tüpündeki karışımı sıcak su banyosunda ısıtınız.
6. Oluşan sarı renkli çözeltiyi gözlemleyiniz.
7. Sarı renkli çözeltinin üzerine 1-2 damla H_2SO_4 çözeltisi ilave ederek renk değişimini gözlemleyiniz.
8. Çözeltinin üzerine 2-3 damla NaOH çözeltisi ilave ederek renk değişimini gözlemleyiniz.
9. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

1. **Altıncı işlem basamağında oluşan sarı renkli çözeltinin ne olduğunu tepkime denklemini yazarak açıklayınız.**

2. **Yedinci işlem basamağında çözeltinin renk değişimini tepkime denklemi ile açıklayınız.**



9.6. MANGAN (Mn)

Yer kabuğunda yaklaşık %0,11 oranında bulunan mangan, manganez adıyla da bilinir ve genellikle oksitleri hâlindedir. Yer kabuğunda en bol bulunan 12. elementtir. İnsan vücudundaki eser elementlerden biridir. En önemli mineralleri pirolusit (MnO_2, Görsel 9.25), braunit (Mn_2O_3), manganit ($Mn_2O_3.H_2O$) hausmannit ($MnO.Mn_2O_3$), psilomelan ($BaMn_9H_4O_{20}$) ve rodokrosittir ($MnCO_3$). Mangan cevherlerinin büyük kısmı su içerir.



Görsel 9.25: Pirolusit minerali

^{44}Mn ve ^{69}Mn arasında birçok izotopu vardır. ^{55}Mn kararlı tek izotopudur. Diğer izotoplar radyoaktif özelliktedir.

Manganın α-mangan, β-mangan, ɣ-mangan, δ-mangan olmak üzere dört allotropu vardır.

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Tarih öncesinde yaşamış insanlar, boş vakitlerini değerlendirmek, diğer bireylere mesaj göndermek ya da dinî veya törensel bir amaç için mağara duvarlarına çeşitli resimler çizmişlerdir. Resimlerde çoğunlukla av hayvanları, insan figürleri ve el izleri bulunmaktadır. Mağara insanlarının kullandıkları boyalar ya bitkisel yağlardan ya da çeşitli cevherlerden oluşmaktadır. Yaklaşık 30.000 yıl önce Fransa'nın **Lascaux** (Lesku) bölgesinde bulunan mağaralarda resmedilmiş figürlerde mangan cevheri olan **pirolusit**in boya olarak kullanıldığı tespit edilmiştir.

DÜNDEN BUGÜNE

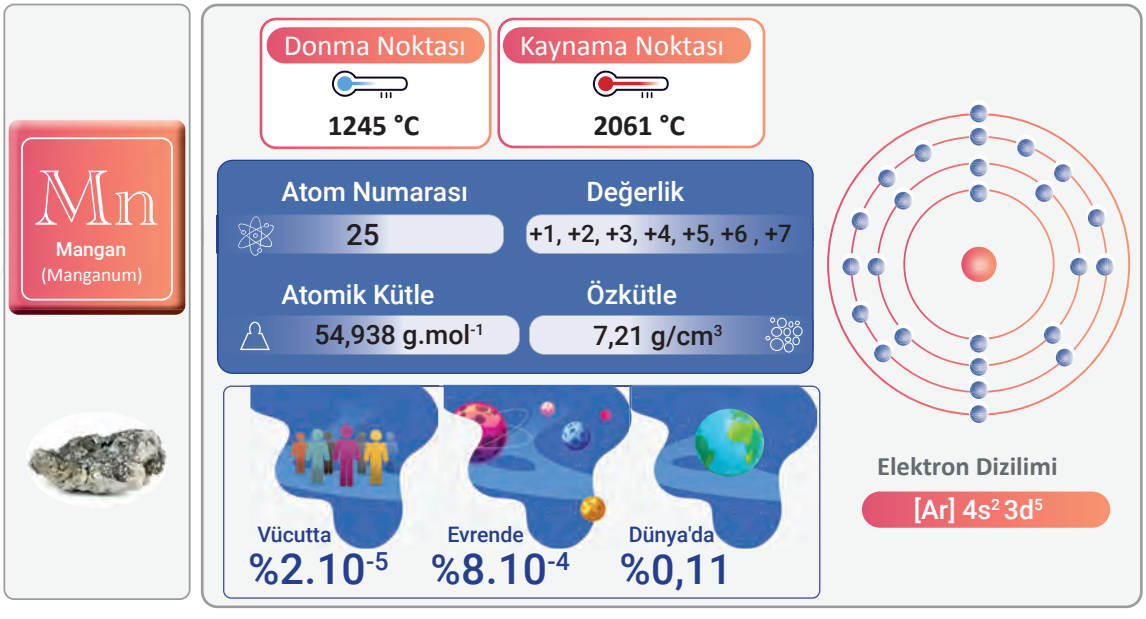
1740 yılında Johann Heinrich Pott (Yohan Haynriş Pot) cam üretiminde iyileştirmeler yapmaya çalışırken mangan cevheriyle çalıştı ve $KMnO_4$ üretti. 1771 yılında Ignatius Kaim (İgnatyus Kaym) yazdığı bir tez çalışmasında cevherinden nasıl mangan elde edilebileceğini açıkladı. Manganın ilk defa izole edilmesi (pirolizit mineralinden karbon ile indirgeme sonucu), 1774'te İsveçli kimyager Johan Gottlieb Gahn (Yohan Gotlib Gahn, Görsel 9.26) tarafından gerçekleştirildi ve mangan elementinin keşfi olarak tarihe geçti.



Görsel 9.26: Temsili J. G. Gahn

Adını Yunanistan'da bulunan **Magnezya** bölgesinden aldığı düşünülmektedir.Başka bir rivayete göre Latince **mıknatıs** anlamına gelen **magnes** kelimesinden veya siyah renkteki magnezyum okside verilen **magnesia nigra** kelimesinden türemiştir.

9.6.1. Manganın Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 25 protona sahip mangan, periyodik tabloda 4. periyot 7. grupta (VIIB) bulunur. Oda koşullarında katı hâlde bulunan bir geçiş metalidir. Çok kırılgan bir metal olduğu için genellikle saf hâlde değil alaşımları hâlinde kullanılır. Isı ve elektriği iyi ileten parlak gri renkteki mangan, aktif bir metaldir ve kolayca oksitlenir. Sıcak ortamda su ile tepkimeye girdiğinde H_2 gazı açığa çıkarır.

  $Mn + 2H_2O \rightarrow Mn(OH)_2 + H_2$

- Alkali metal hidroksitlerinin çözeltilerinde tepkime vermez.

- Mineral asitlerde ve asetik asitte H_2 gazı açığa çıkarır.

  $Mn + 2HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2$

- Halojenler, kükürt, karbon ve azot ile tepkime verir.

9.6.2. Manganın Kullanım Alanları

Çeliği sertleştirmede kullanılan mangan, endüstride alaşım yapımında yararlanılan bir metaldir. En önemli alaşımı ferromangandır. Tuzlu su kaynaklı korozyona karşı dayanıklı olduğu için kendisi ve alaşımları gemi endüstrisinde kullanılır. Demir yolu raylarının yapımında (Görsel 9.27), otomotiv sektöründe, içecek teneke kutularında mangandan faydalanılır.

Mangan bakımından fakir topraklarda bitkilerin gelişimi için mangan tuzları içeren gübreler kullanılır.



Görsel 9.27: Manganla sertleştirilmiş çelikten yapılmış raylar

Canlılarda Mangan

Canlılar için de önemli olan mangan, çeşitli enzimlerin yapısında bulunur ve kemiklere sertlik kazandırır. Bağışıklık sisteminin fonksiyonlarının ve kan şekerinin düzenlenmesinde, hücresel enerjinin dönüşümünde görev alır. Mangan birçok enzimin çalışmasında kofaktör olarak rol oynar.

Mangan eksikliğinde gelişim geriliği, kemiklerde zayıflık gibi problemler yaşanırken aşırı miktarda mangan alımında psikiyatrik ve nörolojik bozukluklar görülür.

Avokado, ananas, deniz yosunu, ıspanak, brokoli, fasulye, portakal, fındık gibi besinler mangan içerir.

9.6.3. Manganın Önemli Bileşikleri

Manganın farklı değerlik aldığı birçok bileşiği vardır. Bileşiklerinde +1, +2, +3, +4, +5, +6 ve +7 değerlikler alabilir. +2 ve +3 değerlikli iyonları suda bazik özelik gösterir. +4 ve üzeri yükseltgenme basamaklarına kovalent bileşiklerinde ulaşır. +4 yükseltgenme basamağında amfoter, daha büyük yükseltgenme basamaklarında ise asidik özellik gösterir.



Siyah renkte olan ve doğada pirolusit minerali hâlinde bulunan MnO_2 bileşiği, mangan(IV) oksit olarak adlandırılır. Suda ve seyreltik asitlerde çözünmeyen amfoter özellik gösteren bir maddedir. Endüstrinin çeşitli alanlarında renk giderici olarak kullanılır. Yağlı boyalarda hızlı kurumayı önleyici dolgu maddesi olarak görev yapar.



MnO (mangan(II) oksit) bileşiği suda çözünmeyen yeşil renkli bir katıdır ve bazik karakterlidir. İyi bir indirgen olduğu için havada kolayca yükseltgenerek Mn_2O_3 bileşiğini oluşturur. Seramik ve gübre yapımında kullanılır.



$KMnO_4$ bileşiği koyu mor kristaller şeklindedir. Karakteristik rengi sayesinde eser miktarda olsa bile çözeltilerde gözlenebilir. Suda çok iyi çözünür ve laboratuvarda sık sık kullanılan kuvvetli yükseltgenlerden biridir. Dezenfektan olarak da kullanılmaktadır.

Mangan elementinin K_2MnO_4, $Mn(NO_3)_2$, $Mn(OH)_2$, $MnCl_2$, $MnSO_4$, Mn_2O_3, $MnCrO_4$ gibi bileşikleri vardır.

9.6.4. Manganın Elde Edilme Yöntemleri

Mangan, aşağıda verilen yöntemle elde edilir.

Mineralinden Mangan Eldesi

Pirolusit mineralinin ısıtılarak Mn_3O_4 formuna dönüştürülmesi sonrası alüminotermi tepkimesi ile mangan elde edilir.

$$3Mn_3O_4 + 8Al \rightarrow 9Mn + 4Al_2O_3$$

6. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Kimyacının Kibriti



Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Kibrit kullanmadan ateş yakmak.

Araç gereç:
- Pastör pipeti
- Pens
- Saat camı
- Pamuk

Kimyasal madde:
- Katı $KMnO_4$
- Derişik H_2SO_4
- Etil alkol

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Saat camı üzerine 5 gram $KMnO_4$ koyunuz.
3. Üzerine 3-4 damla H_2SO_4 çözeltisi damlatınız.
4. Alkol damlatılmış bir parça pamuğu pens ile tutarak saat camındaki karışıma yaklaştırınız. Meydana gelen değişimi gözlemleyiniz.
5. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Deneyde gözlemlediğiniz değişim $KMnO_4$'ün hangi kimyasal özelliği ile ilişkili? Açıklayınız.

6. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Permanganatın İndirgenmesi

Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Permanganatın indirgendiğini gözlemlemek.

Araç gereç:
- Erlen
- Spatül
- Baget
- Mezür

Kimyasal madde:
- Glikoz ($C_6H_{12}O_6$)
- Katı NaOH
- $KMnO_4$ çözeltisi
- Saf su

İşlem Basamakları

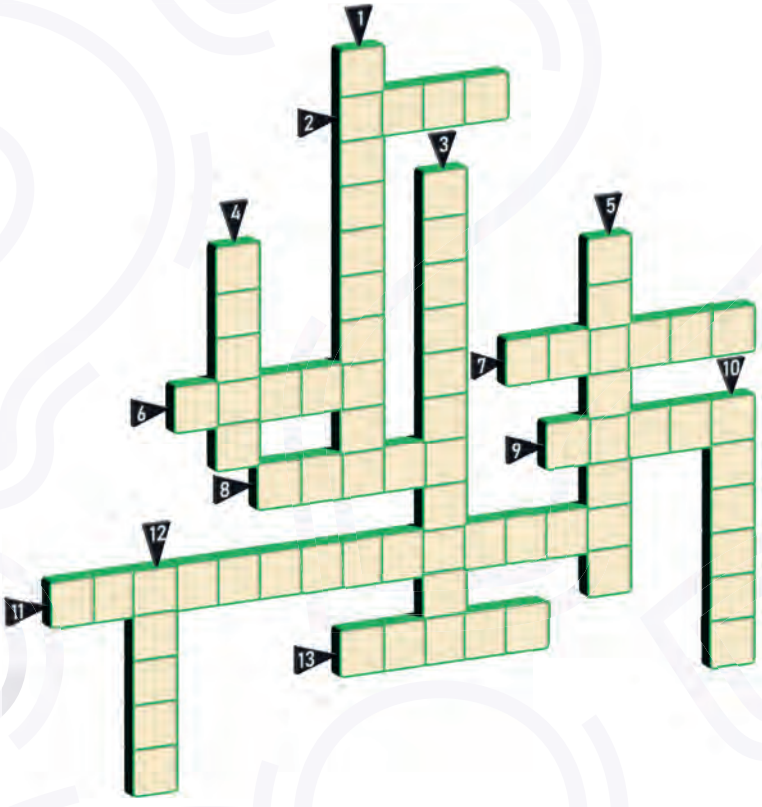
1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. İki spatül kadar glikozu erlene alarak yaklaşık 100 mL su ilave edip çözünüz.
3. Üzerine iki spatül kadar NaOH ilave ederek karıştırınız.
4. Erlendeki çözeltinin üzerine 20-25 mL $KMnO_4$ çözeltisini ilave ediniz.
5. Meydana gelen renk değişimlerini gözlemleyiniz.
6. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Erlende meydana gelen renk değişimlerinin sebebi ne olabilir? Açıklayınız.

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

2. En önemli mineralleri kromit ve krokoit olan geçiş metali.
6. Korozyona karşı dayanıklı ve parlak olduğu için kaplamacılıkta çok sık kullanılan 28 protonlu element.
7. Mor renkli bileşiği iyi bir yükseltgen olan 25 protonlu geçiş metali.
8. Demirin +3 değerlik aldığı bileşiklerine verilen genel ad.
9. Karbon ve demirden oluşan birçok alanda kullanılan alaşım.
11. B grubu elementlerinin bilinen özel adı.
13. FeS_2 şeklinde bulunan ve altın renkli olan mineral.

Yukarıdan Aşağıya

1. 7. periyot iç geçiş elementlerine verilen özel ad.
3. 6. periyot iç geçiş elementlerine verilen özel ad.
4. Manyetik özelliğe sahip, atom numarası 26 olan geçiş metali.
5. Mıknatıs yapımında kullanılan Fe_3O_4 bileşiğinin adı.
10. Bileşikleri, çeşitli maddelere mavi renk vermede kullanılan Co sembolüne sahip element.
12. Bileşiklerinde her zaman +2 değerlik alan 4. periyot IIB grubu geçiş elementi.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1 **Aşağıda verilen elementlerden hangisi bir geçiş elementidir?**

A) Bor B) Kalsiyum
C) Karbon D) Nikel
E) Oksijen

2 **Geçiş elementleri ile ilgili,**

I. Elektron dağılımları d orbitalleri ile biter.

II. Tümü metal sınıfındandır.

III. Bileşikleri genellikle renklidir.

ifadelerinden hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız III
C) I ve II D) II ve III
E) I, II ve III

3 **Demir elementi aşağıda verilen tepkimelerden hangisini gerçekleştirmez?**

A) $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$
B) $Fe + Na_2S \rightarrow FeS + 2Na$
C) $3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$
D) $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$
E) $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$

4 **Aşağıdakilerden hangisinde verilen elementlerin tümü ferromanyetik özellik gösterir?**

A) Çinko, demir, krom
B) Demir, kobalt, krom
C) Demir, kobalt, nikel
D) Çinko, demir, mangan
E) Demir, krom, mangan

5 **Demir elementi ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?**

A) Yer kabuğunda en bol bulunan 4. elementtir.
B) Nemli havada pas olarak bilinen Fe_2O_3 bileşiğini oluşturur.
C) Kesilip şekil verilemeyecek kadar serttir.
D) Karbonla oluşturduğu alaşım çelik olarak bilinir.
E) Güçlü manyetik özellik gösterir.

6 Aşağıda bazı geçiş metalleri bu metallerin birer özelliği verilmiştir.

I. Demir : Kan ve kaslarda oksijen bağlayıcı proteinlerin yapısında bulunur.

II. Krom : Metallerin kaplanmasında ve renkli pigment üretiminde kullanılır.

III. Mangan : Çok farklı yükseltgenme basamaklarında bileşik oluşturabilir.

IV. Çinko : Alkali metal hidroksitleri ile tepkime vermez.

Buna göre verilenlerden hangileri doğrudur?

A) I ve II B) I, II ve III
C) I, III ve IV D) II, III ve IV
E) I, II, III ve IV

7 **Aşağıda verilen metallerden hangisinin bileşikleri boya pigmenti üretiminde kullanılmaz?**

A) Demir B) Kalsiyum
C) Kobalt D) Krom
E) Mangan

10. ÖĞRENME BİRİMİ

SOY METALLER

KONULAR

10.1. BAKIR (Cu)

10.2. GÜMÜŞ (Ag)

Bu öğrenme biriminde soy metaller olarak bilinen ve tepkimelere karşı isteksiz olan altın, platin, gümüş, bakır, cıva elementlerinin genel özelliklerinden bahsedilirken kullanımı milattan öncesine dayanan gümüş ve bakır elementlerine özel olarak değinilecektir. Bu elementlerin fiziksel ve kimyasal özellikleri, kullanım alanları, mineral ve bileşikleri ile elde edilme yöntemleri üzerinde detaylı şekilde durulacaktır.

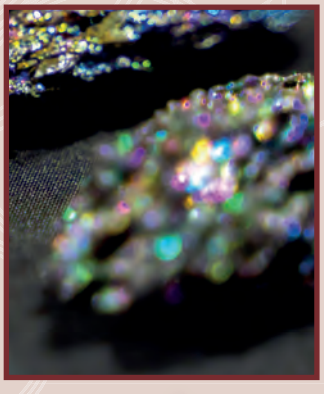


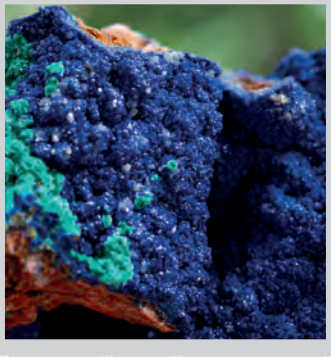
















10. SOY METALLER

Metallerin birçoğunun yükseltgenme eğilimi, hidrojenden fazla (daha aktif) olduğu için asitlerle tepkimeye girdiklerinde açığa H_2 gazı çıkar. Au, Pt, Cu, Ag ve Hg metalleri, hidrojenden aktif olmadıkları için asitlerle tepkimeye girseler de H_2 gazı açığa çıkmaz. Au ve Pt metalleri herhangi bir asit ya da bazla tepkime vermedikleri için **soy metaller** olarak adlandırılır. Soy metaller ancak kral suyunda (aqua regia) çözünebilir.

$Au + HCl \longrightarrow$ Tepkime vermez.

$Au + H_2SO_4 \longrightarrow$ Tepkime vermez.

Cu, Ag ve Hg ise HNO_3, H_2SO_4 gibi yükseltgen asitlerle tepkime verir. Bu tepkimelerde H_2 gazı açığa çıkmaz ancak asidin anyonunun indirgenmesi ile oluşan NO, NO_2, SO_2 gibi gazlar oluşur. Bu metaller **yarı soy metaller** olarak adlandırılır.

$Cu + HCl \longrightarrow$ Tepkime vermez.

$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

HNO_3 gibi birden fazla indirgenme ürünü oluşturan asitlerle tepkimede hangi ürünün oluşacağı, asit çözeltisinin derişimine bağlıdır.

$6Hg + 8HNO_3(sey.) \longrightarrow 3Hg_2(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$ (HNO_3 teki N +5'den +2'ye indirgenmiştir.)

$Hg + 4HNO_3(der.) \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$ (HNO_3 teki N +5'den +4'e indirgenmiştir.)

Soy Metallerin Özellikleri

- Bu metaller, düşük yükseltgenme eğilimleri (aktiflikleri) nedeniyle doğada element hâlinde bulunabilen metallerdir.
- Tepkimeye girme istekleri az olduğu için yaygın aktif metallere göre daha değerlidir. Özellikle altın ve platin hem yatırım aracı olarak görülür hem ziynet eşyası olarak kullanılır.
- Altın, yüksek elektrik iletkenliği sayesinde hassas elektronik devrelerinde, kızıl ötesi ışınlara karşı çok yüksek yansıtıcı özellik gösterdiği için de çok ince levhalar hâlinde uzay kıyafetlerinin göz deliklerinde kullanılır. Uydu sıcaklıklarının kontrolünde yansıtıcı yüzey olarak iş görür.
- Platin, yüksek mekanik dayanımı ve düşük reaktifliği sebebiyle ortopedik ameliyatlarda kemiklere destek vermek amacıyla kullanılır. Yüksek sıcaklıkta çalışan fırınların resistansları ve organik reaksiyonların katalizlenmesi de platinin diğer kullanım alanlarındandır.
- Oda koşullarında sıvı hâlde bulunan tek metal cıvadır. Cıva ve bileşikleri canlılar için çok zehirlidir. Gelişim dönemindeki canlıların sinir sistemine zarar verir. Enzimlerin çalışmasını yavaşlattığı için metabolizmaya zararlıdır. Besinlerle ya da farklı bir şekilde alınan cıva vücuttan atılamaz. Cıva, bazı metallerle alaşım (amalgam) oluşturarak ve bileşikleri hâlinde kullanılır. Özel elektrotların yapımı, cıva buharlı lambalar, aynaların sırlanması cıvanın kullanım alanlarından bazılarıdır.



10.1. BAKIR (Cu)

Doğada serbest hâlde ve mineralleri hâlinde bulunabilen bakır, yer kabuğunun yaklaşık %0,0068'ini oluşturur. En bilinen mineralleri kalkosit (Cu_2S), kalkopirit ($CuFeS_2$), bornit (Cu_5FeS_4), kovallit (CuS), kuprit (Cu_2O), malahit [$CuCO_3.Cu(OH)_2$, Görsel 10.1], azurit ($Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$) ve tenorittir (CuO). Azurit ve malahit gibi mineralleri şekil verilerek boncuk ve süs eşyası yapında kullanılır. Bakır(I) bileşikleri kiremit kırmızısı, bakır(II) bileşikleri ise mavi renkleriyle tanınır.



Görsel 10.1: Malahit minerali

^{52}Cu ve ^{80}Cu arasında birçok izotopu vardır. ^{63}Cu ve ^{65}Cu en kararlı izotoplarıdır ve doğada bu iki izotopun karışımı şeklinde bulunur. ^{63}Cu ve ^{65}Cu izotopları %85 bakır-63, %15 bakır-65'tir.

Bilinen bir allotropu yoktur.

BİLGİ 7 N Azot, 8 O Oksijen, 81 Tl Talyum, 18 Ar Argon, 53 I İyot

Omurgalı canlılarda ve balıklarda kan pigmenti **hemoglobin** adlı bileşiktir. Dokulara oksijen taşıyan hemoglobin, demir açısından oldukça zengin bir proteindir. Kana kırmızı rengini de içinde bulunan demir elementi verir. Yumuşakçalar ve kabuklularda aynı görevi gören proteinin içinde demir yerine bakır vardır ve **hemosiyanin** adını alır. Bu nedenle ıstakoz, yengeç, karides, ahtapot ve örümcek gibi canlıların kanı mavi renktedir.

DÜNDEN BUGÜNE

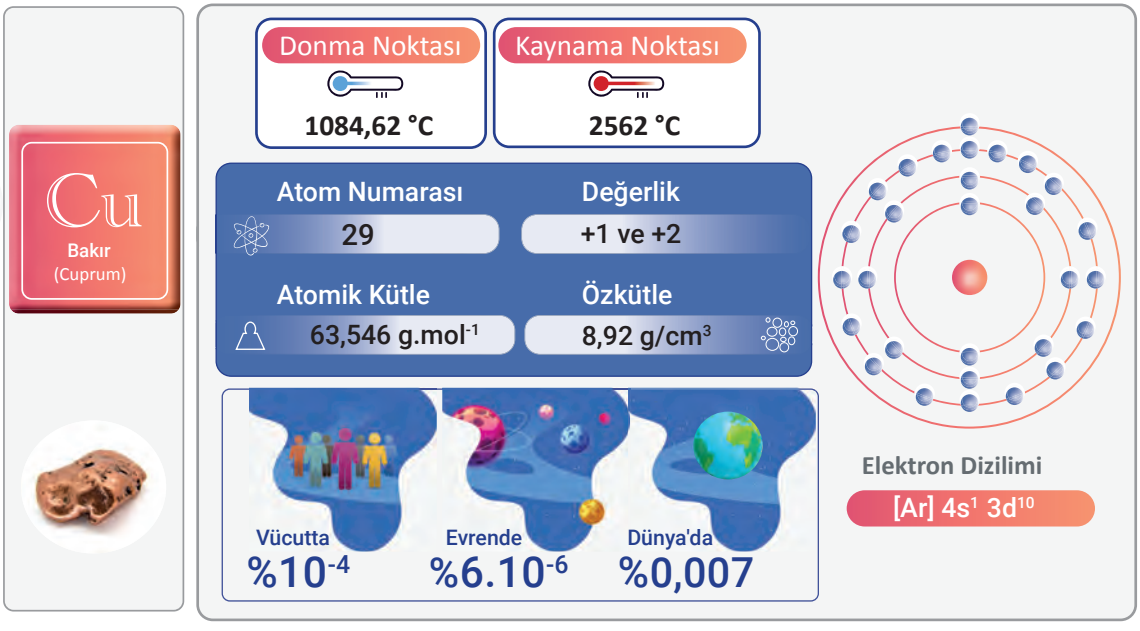
Binlerce yıldır bilinen bakır elementinin ilk kullanımı MÖ 9000'li yıllara dayanır. Yapılan arkeolojik kazılar sonucu MÖ 4000'li yıllarda şekil verilen ilk metal olduğu düşünülmektedir. Taş Devri'nde çeşitli kesici aletlerde kullanılmıştır. Kalay ile karıştırılıp tunç (bronz) alaşımı yapılması ile yeni bir çağ başlamıştır (Görsel 10.2).



Görsel 10.2: Bronz çağı silahları

Roma Dönemi'nde ihtiyaç duyulan bakır Kıbrıs Adası'ndan sağlanmaktaydı. Bu yüzden elemente **aes cyprium** deniliyordu (aes: bakır alaşımlarına verilen genel bir ad, cyprium: Kıbrıs'tan gelen). Zamanla, Latince **cuprum**, İngilizce **copper**, Almanca **kupfer** Fransızca ise **cuivre** olarak evrilmiştir. Türkçede bakır kelimesinin geçtiği en eski kaynak Yenisey Yazıtları'dır (8. yy). Bakır sözcüğü yazıtlarda günümüzdeki haliyle kullanılmıştır.

10.1.1. Bakırın Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- Bir geçiş metali olan bakır, 4. periyot 11. grup (IB) elementidir ve 29 protona sahiptir. Oda şartlarında katı hâlde, dövülebilir, tel ve levha hâline getirilebilir, kendine has kırmızı-turuncu parlak renge sahip iyi bir iletkendir. Gümüşten sonra elektriği en iyi ileten metaldir. Standart şartlar altında sudan ve kuru havadan neredeyse hiç etkilenmez. Nemli havada üzeri yeşilimsi koruyucu bir tabaka ile kaplanır. Havada Cu_2O bileşiğine oldukça yavaş yükseltgenir. CO_2 etkisi ile bazik karbonatları oluşturur. Diğer yarı soy metallerden daha aktiftir. Bileşikleri aleve yeşil renk verir.

- Kükürt ile kolayca tepkime verir.

$$2Cu + S \rightarrow Cu_2S$$

- Halojenlerle birleşerek bakır(I) ve bakır(II) bileşikleri oluşturur.

  Bakır metalinin doğrudan klor gazı ile 300-400 °C'de birleşmesi sonucu bakır(II) klorür, 500-900 °C aralığında birleşmesi ile de bakır(I) klorür bileşiği oluşur.

  $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$

  $2Cu + Cl_2 \rightarrow 2CuCl$

- Yarı soy metal olduğu için oksijensiz asitlerde değil oksijenli kuvvetli asitlerde çözünür. Bazlarla tepkime vermez.

  $Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$

10.1.2. Bakırın Kullanım Alanları

Bakırın elektrik iletkenliği çok iyidir bu nedenle kablo ve elektrikli araç üretiminde sıkça kullanılmaktadır (Görsel 10.3). Organik tepkimelerde katalizör görevi görür.



Görsel 10.3: Bakır tel

Birçok alaşımın içeriğinde bakır vardır, bunların içinde en bilinenleri bronz (Cu-Sn), pirinç (Cu-Zn) ve Alman gümüşüdür (Cu-Zn-Ni). Madeni paraların bileşenlerinden biridir. Mutfak araç gereçleri ve ziynet eşyalarının yapımında hem element hem alaşımları hâlinde kullanılır (Görsel 10.4). Mutfak eşyası olarak kullanılan bakır gereçler mutlaka kalaylanmalıdır.

Paslanmaz özelliğe sahip bakırdan kaplamacılık, bileşik sentezi, tarım, tekstil, tıp, cam, gemi sanayisi gibi birçok alanda yararlanılır. Renkli bileşiklere sahip olduğu için bileşikleri pigment üretiminde kullanılmaktadır.

Canlılarda Bakır

İnsan metabolizmasının ihtiyacı olan eser elementlerden biridir. En fazla karaciğerde bir miktar da kemik yapısında bulunur. Bebeklik çağından itibaren kemiklerin gelişiminde, metabolizmada, sinir sisteminin sağlığında, bağışıklık sisteminde, demir, glikoz ve kolesterol metabolizmasında görev almaktadır. Fazla alınması durumunda ağır metal zehirlenmelerine yol açabilir.



Görsel 10.4: Bakır mutfak gereçleri

Bitkiler, vitaminleri sentezlerken, fotosentez ve solunum yaparken bakır kullanır. Mantarlara karşı koruma sağlar. Toprak, kaya ve nehir kumunun yanı sıra mercanlar, okyanus çamuru ve deniz yosunlarının küllerinde de bakır mevcuttur.

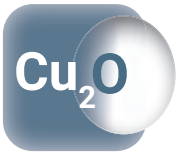
Zeytin, ceviz, fındık, badem, üzüm, arpa, esmer ekmek, pekmez, bal, pancar vb. besinler bakır içermektedir.

10.1.3. Bakırın Önemli Bileşikleri

Geçiş metali olan bakır, bileşiklerinde +1 ve +2 yükseltgenme basamağına sahiptir. +3 değerlik aldığı bileşikleri de elde edilmiştir (Cu_2O_3 gibi).



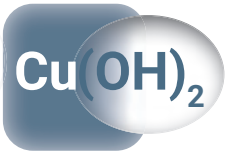
Kendisi beyaz-gri renkli olan bileşiğin hidratlı hâli ($CuSO_4.5H_2O$) mavi renginden dolayı halk arasında **göz taşı** olarak bilinir. 4 mol su bakır iyonuna, 1 mol su ise sülfata bağlıdır. Isıtıldığında bünyesindeki suyun tamamını kaybederek beyaz-gri renkli toz hâline dönüşür. Nemli ortamlarda kaybettiği suyu tekrar kazanarak mavi renge döner. Yüksek sıcaklıklara kadar ısıtıldığında bozunarak CuO bileşiğini oluşturur. Fungisit (mantar öldürücü), herbisit ve pestisit yapımında ve suyun dezenfeksiyonunda kullanılır.



Cu_2O (bakır(I) oksit) bileşiği, kuprit minerali olarak doğada bulunur. Kırmızı toz hâlindedir. Pigment yapımında kullanılır. Fungisit özelliği vardır. Suda çözünürlüğü yok denecek kadar azdır. Gemi tabanları yosun tutmaması için bakır(I) oksit içeren boyalar ile boyanır.



Bakırla halojenlerin doğrudan birleşmesi sonucu bakır(II) halojenürler oluşur. CuF_2 , $CuCl_2$, $CuBr_2$ bileşikleri iyonik yapılıdır. Genellikle tarım ilaçlarının yapımında kullanılır.



$Cu(OH)_2$ zayıf amfoter özellik gösteren bir bileşiktir. Tartarat iyonları ile karıştırıldığında bakır-tartarat kompleksi oluşturarak çözünür, oluşan bu yeni karışıma **Fehling çözeltisi** denir. İndirgen maddelerin reaktifi olan Fehling çözeltisi, idrarda şeker tayininde kullanılır.

Bakır elementinin CuO, CuCl, CuCN, $CuCO_3$, CuS, Cu_2S, CuI gibi anorganik bileşiklerinin yanı sıra kompleksleri ve organik bileşikleri de vardır.

10.1.4. Bakırın Elde Edilme Yöntemleri

Bakır, aşağıda verilen yöntemle elde edilir.

Minerallerinden Bakır Eldesi

Daha çok mineralleri şeklinde bulunduğu için saf bakır eldesinde minerallerinden yararlanılır. Genellikle sülfürlü minerallerinden elde edilen bakır, ilk olarak zenginleştirilir. Zenginleştirilmiş Cu_2S oksijen ile Cu_2O bileşiğine dönüştürülür ve ısıyla ayrıştırılarak saf bakır elde edilir.

$$2Cu_2S + 3O_2 \rightarrow 2Cu_2O + 2SO_2$$
$$2Cu_2O \rightarrow 4Cu + O_2$$

Karbonatlı minerallerinin karbon ile indirgenmesi sonucu bakır elde edilir.

$$CuCO_3 \rightarrow CuO + CO_2$$
$$2CuO + C \rightarrow 2Cu + CO_2$$

En saf bakır, elektroliz yöntemi ile elde edilir.

1. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Bakır(II) Sülfatın Kimyasal Özellikleri

Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.
Değerlendirme bölümünde verilen soruları cevaplayınız.

Amaç: Bakır(II) sülfatın kimyasal özelliklerini belirlemek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Spatül
- Tahta maşa
- Bek
- Pastör pipeti

Kimyasal madde:
- Katı $CuSO_4.5H_2O$
- Derişik NH_3 çözeltisi
- Çinko levha

İşlem Basamakları

1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz ve kuru bir deney tüpüne yaklaşık yarım spatül $CuSO_4.5H_2O$ katısını alınız.
3. Tüpü tahta maşa ile tutarak bek alevinde rengi değişinceye kadar ısıtınız.
4. Deney tüpü soğuduktan sonra üzerine 2-3 mL su ekleyiniz.
5. Çökelek oluşuncaya kadar tüpe derişik NH_3 çözeltisi ilave ediniz.
6. Elde ettiğiniz çökelek çözününceye kadar NH_3 çözeltisi ilave etmeye devam ediniz.
7. Temiz bir beherde 50 mL doymuş $CuSO_4.5H_2O$ çözeltisi hazırlayınız.
8. Çözeltinin içine çinko levhayı daldırınız.
9. Çinko levhada meydana gelen değişimi gözlemleyiniz.
10. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

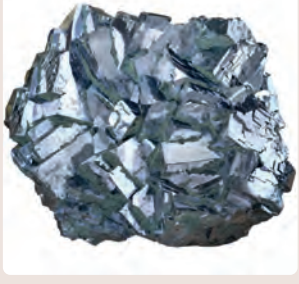
Değerlendirme

1. **$CuSO_4.5H_2O$ katısının ısıtıldığı zaman niçin renk değiştirdiğini açıklayınız.**

2. **Çinko levhada meydana gelen değişimin sebebini açıklayınız.**



10.2. GÜMÜŞ (Ag)



Görsel 10.5: Galen minerali

Gümüş elementi doğada çoğunlukla mineralleri hâlinde, çok az miktarda da elementel hâlde bulunur. Galen ve simli kurşun minerallerinde bir miktar elementel gümüş vardır. Galen (PbS.Ag, Görsel 10.5), argenit (Ag_2S), klorarjirit (AgCl) ve puristit (Ag_3AsS_3) en bilinen mineralleridir. Yer kabuğunda $\%8.10^{-6}$ oranı ile eser miktarda gümüş bulunmaktadır.

^{107}Ag ve ^{109}Ag izotopları doğada kararlı yapıdayken ^{93}Ag ve ^{130}Ag arasındaki diğer izotopları radyoaktifdir.

Bilinen bir allotropu yoktur.

BİLGİ 7 N Azot · 8 O Oksijen · 81 Tl Talyum · 18 Ar Argon · 53 I İyot

Tepkimelere karşı genellikle ilgisiz oluşu ve parlak gri renginden dolayı özellikle takı yapımında tercih edilen gümüş metali, kullanım alanlarına göre safsızlıklar içerir. Altın gibi gümüşün de saflığı **ayar** ile ifade edilir. Uluslararası bir ölçü olan gümüş ayarında 1000 değeri gümüşün en saf hâli için tanımlanmıştır. Ziynet eşyalarında kullanılan gümüş 925 ayardır. Bu alaşıma **İngiliz gümüşü (sterling silver)** denir ve içinde %92,5 gümüş ve %7,5 bakır vardır. Ev eşyalarında, madalya ve kupalarda genellikle 750 ayar gümüş kullanılır. Gümüşün ayarı düştükçe safsızlık artacağı için elde edilen alaşım rengini ve parlaklığını kaybeder.

DÜNDEN BUGÜNE

Arkeolojik çalışmalara göre gümüş elementinin insanlık tarafından kullanımı MÖ 3000 yıllarına dayanır. Daha çok ziynet eşyası ve süslemecilikte kullanılan gümüşü (Görsel 10.6) MÖ 700'lü yıllarda Lidyalılar para olarak kullanmaya başlamıştır.

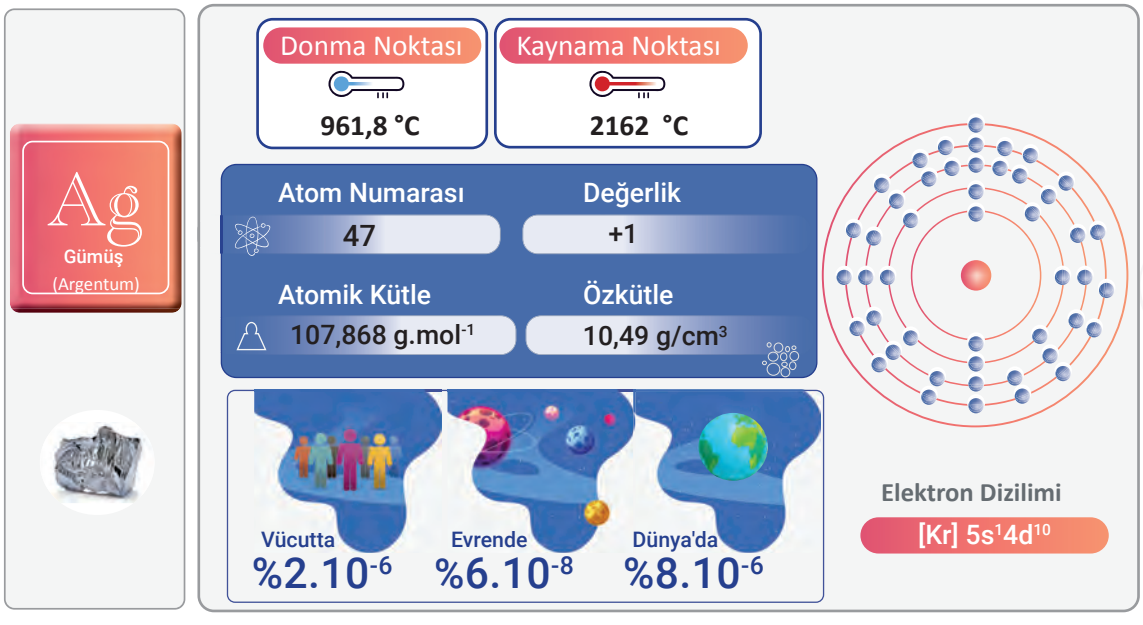
Gümüşe Latince **parlak beyaz** anlamına gelen **argentum** adı verilmiştir. Eski İngilizcede ise **siolfor** kelimesinden türeyerek zamanla **silver** adını almıştır.

Eski Türkçede **parlak metal** anlamına gelen **kümiş** sözcüğünden evrilerek günümüzde **gümüş** olmuştur.



Görsel 10.6: Gümüş takılar

10.2.1. Gümüşün Fiziksel ve Kimyasal Özellikleri



- 47 protona sahip olan gümüş 5. periyot 11. grup (IB) elementidir. Oda koşullarında neredeyse beyaz renkte parlak bir geçiş metalidir. Isı ve elektrik iletkenliği yüksektir. En iyi elektrik iletkenliğine sahip olan elementtir. Işığı çok iyi yansıtır. Yumuşaktır ve kolaylıkla şekil verilebilir. Buharı tek atomlu ve mavi renklidir. +1 yüklü iyon hâlinde iyi bir yükseltgendir. Su ve kuvvetli bazlar ile tepkime vermez. Normal şartlarda oksijenden etkilenmez ancak sülfürlü bileşiklerin yanında tepkime verir. Gümüş takıların kararması da bu yüzdendir.

$$4Ag + 2H_2S + O_2 \rightarrow 2Ag_2S + 2H_2O$$

- Yarı soy metal olduğu için HNO_3, H_2SO_4 gibi yükseltgen asitlerle ve kral suyu ile tepkime verir. Diğer asitlerle genellikle tepkime vermez.

$$3Ag + 4HNO_3 \rightarrow 3AgNO_3 + 2H_2O + NO$$



Görsel 10.7: Gümüş süs eşyaları

10.2.2. Gümüşün Kullanım Alanları

Gümüş, eski zamanlardan beri bilinen ve kullanılan işlenmesi kolay, yumuşak bir metaldir. Çoğunlukla ziynet ve süs eşyası olarak kullanılır (Görsel 10.7). Çeşitli alaşımların üretiminde kullanılabilir, örneğin bir miktar bakırla karıştırıldığında gümüş çatal bıçak ve mutfak aletleri yapılabilir (Görsel 10.8).

Ayna yapımında, kaplamacılıkta, fotoğrafçılıkta, güneş panellerinde, devre kartlarında, madeni para üretiminde gümüşten faydalanılır. Formaldehit üretiminde katalizör görevi görür.



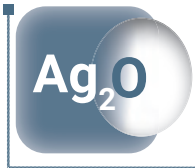
Görsel 10.8: Gümüş çatal-kaşık

Canlılarda Gümüş

Gümüş orta derecede toksik etki gösteren bir metaldir. Yüksek miktarlarda alınması durumunda böbrek, akciğer, göz, karaciğer gibi organlarda hasara neden olur. Çok düşük derişimlerde alınan gümüş zehirleyici etki göstermese de zamanla cilt renginin mavileşmesine sebep olabilir. Bu hastalığa **arjiri** denir. Bakterilerin hücre duvarını ve DNA'larını parçaladığı bilinen gümüş, antibakteriyel olarak kullanılmamalıdır çünkü böbreklerde, kemikte ve karaciğerde birikme riski vardır. Bünyeye alınan gümüşün vücuttan atılmasının hiçbir yolu yoktur. Eskiden yanık kremlerinde kullanılsa da ciltte kalıcı iz bıraktığı için zamanla kullanımı azaltılmıştır.

10.2.3. Gümüşün Önemli Bileşikleri

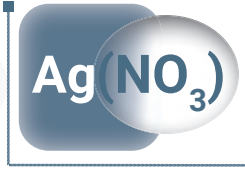
Bileşiklerinde çoğunlukla +1 değerlik alır, bu bileşiklerine **argentus** denir. +2 ve +3 yükseltgenme basamağına sahip bileşikleri de (AgF_2, AgO, $KAgF_4$, Ag_2O_3) vardır.



Ag_2O, gümüşün en bilindik oksijenli bileşiğidir. Bazik özellik gösteren gümüş oksit, amorf yapıda koyu kahverengi bir katıdır. 300°C sıcaklıkta bozunarak metalik gümüşe dönüşür.



Argentit minerali hâlinde bulunan Ag_2S bileşiği siyah renkli bir katıdır. Suda en az çözünen gümüş bileşiğidir.



$AgNO_3$ bileşiği suda iyi çözünen beyaz kristallerden oluşur. Deriyi ve organik bileşikleri karartma özelliği olduğu için halk arasında **cehennem taşı** olarak da bilinir. Birçok gümüş bileşiğinin elde edilmesinde ham madde olarak kullanılır.

Gümüş elementinin AgCN, AgOH, AgSCN, Ag_2CrO_4, $Ag_2S_2O_3$ gibi anorganik bileşiklerinin yanında birçok kompleksi ve organik bileşikleri vardır.

10.2.4. Gümüşün Elde Edilme Yöntemleri

Gümüş, aşağıdaki yöntemle elde edilir.

Minerallerinden Gümüş Eldesi

Gümüş, endüstride bakır ve kurşun elementlerinin minerallerinden saflaştırılması anında yan ürün olarak elde edilir. Bakır üretiminde yan ürün olarak elde edilen Ag_2SO_4 çözeltisinin bakır ile indirgenmesi sonucu metalik gümüş oluşur.

$$Ag_2SO_4 + Cu \rightarrow 2Ag + CuSO_4$$

Gümüş elementi, minerallerinden elde edilmek isteniyorsa mineral çamur hâline getirilip siyanür veya cıva eklenir. Mineralde bulunan gümüş, siyanür eklendiğinde siyanür iyonları ile kompleks oluşturur. Cıva eklenmesi ile çözünen gümüşten amalgam meydana gelir.

En saf gümüş, elektroliz yöntemi ile elde edilir.

2. LABORATUVAR ÇALIŞMASI

Gümüş Aynası Eldesi

Aşağıda verilen işlem basamaklarına göre laboratuvar çalışmasını tamamlayınız.

Değerlendirme bölümünde verilen soruyu cevaplayınız.

Amaç: Gümüş aynası elde etmek.

Araç gereç:
- Deney tüpü
- Bek
- Tahta maşa
- Pastör pipeti

Kimyasal madde:
- 0,1 M $AgNO_3$ çözeltisi,
- Derişik NH_3 çözeltisi
- Doymuş glikoz çözeltisi

İşlem Basamakları

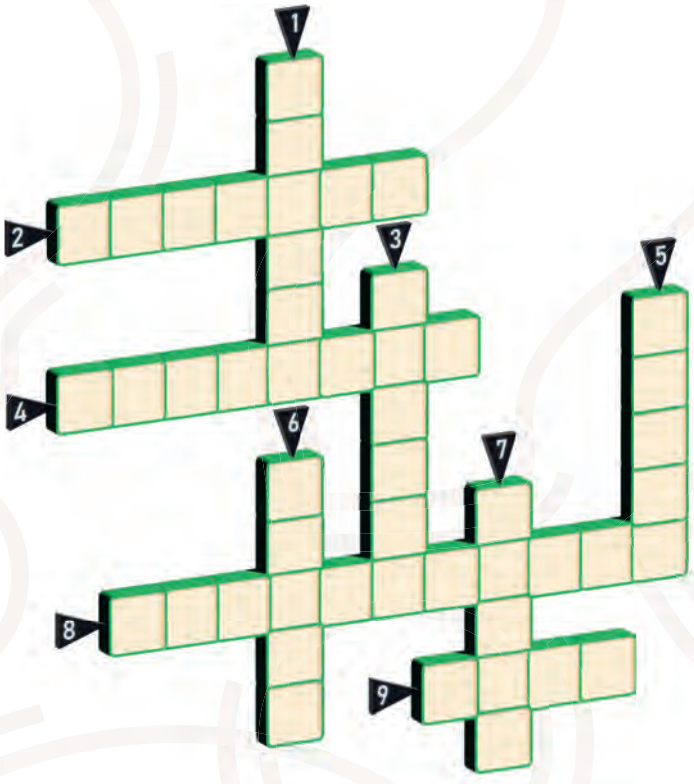
1. Kişisel koruyucu donanımlarınızı kullanınız.
2. Temiz ve kuru bir deney tüpüne 2-3 mL $AgNO_3$ çözeltisi alınız.
3. Çökelek oluşup tekrar çözününceye kadar NH_3 çözeltisi ilave ediniz.
4. Çözeltinin üzerine glikoz çözeltisi ilave ediniz.
5. Karışımı bek alevinde tüpü dairesel hareketlerle çevirerek ısıtınız.
6. Deney tüpünün çeperi ayna ile kaplandığında ısıtma işlemini sonlandırınız.
7. Deney sırasında oluşan katı-sıvı atıkları uygun şekilde uzaklaştırınız ve çalışma ortamınızı temizleyiniz.

Değerlendirme

Deney tüpünde gerçekleşen reaksiyonların denklemlerini yazarak ayna oluşumunu açıklayınız.

BULALIM ÖĞRENELİM

Aşağıdaki ifadelere karşılık gelen kavramları bularak bulmacadaki yerlerine yazınız.



Soldan Sağa

2. Bakırın bir bileşiği olan $CuSO_4.5H_2O$ katısının halk arasında bilinen adı.
4. Gümüşün +1 değerlik aldığı bileşiklerine verilen genel ad.
8. Sadece kral suyu denilen asit karışımı ile tepkime veren metallere verilen ad.
9. Kendisi ve bileşikleri oldukça zehirli olan Hg sembolü ile gösterilen yarı soy metal.

Yukarıdan Aşağıya

1. Pt sembolü ile gösterilen soymetal.
3. Bakır(I) oksit bileşiğinin doğada bulunduğu minerali.
5. Azurit, malahit gibi mineralleri olan IB grubunda bulunan geçiş metali.
6. Atom numarası 47 olan, neredeyse beyaz renkte parlak geçiş metali.
7. Geçmişten beri çok değerli olmuş parlak sarı rengi ile fark edilen Au sembolüne sahip soy metal.

ÖLÇME VE DEĞERLENDİRME SORULARI

Aşağıda verilen soruların doğru cevabını işaretleyiniz.

1 **Aşağıda verilen tepkimelerden hangisi gerçekleşir?**

A) $Cu + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2$

B) $2Ag + 2H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$

C) $Hg + 2HNO_3 \rightarrow Hg(NO_3)_2 + H_2$

D) $2Au + 6HBr \rightarrow 2AuBr_3 + 3H_2$

E) $Pt + 4HNO_3 \rightarrow Pt(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

2 Genellikle suyla, bakır(I) bileşikleri kırmızı, bakır(II) bileşikleri mavi renk oluşturur. **Buna göre aşağıdaki bileşiklerin hangisinin suyla verdiği renk doğru belirtilmiştir?**

A) CuCl : Mavi

B) Cu_2O : Mavi

C) CuO : Kırmızı

D) $CuSO_4$: Kırmızı

E) $Cu(NO_3)_2$: Mavi

3 Aşağıda soy metallerle ilgili bazı bilgiler verilmiştir.
Buna göre,

I. H^+ iyonunu indirgeyebilme

II. Isı ve elektriği iyi iletme

III. H_2SO_4 çözeltisi ile tepkime verme

hangileri Ag ve Au metalleri için ortak özelliklerdendir?

A) Yalnız I B) Yalnız II

C) I ve II D) I ve III

E) II ve III

4 **Aşağıdaki elementlerden hangisi yalnızca kral suyunda çözünür?**

A) Pt B) Ag

C) Cu D) Fe

E) Hg

5 **Bakır metali ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?**

A) Yükseltgenme eğilimi hidrojenden fazladır.

B) Bileşiklerinde +1 ve +2 yükseltgenme basamağındadır.

C) HNO_3 çözeltisi ile tepkime verir.

D) Oksidinden karbonla indirgenerek elde edilir.

E) En önemli kullanım alanı elektrik iletimidir.

6 **Soy ve yarısoy metallerle ilgili,**

I. Yükseltgenme eğilimleri hidrojenden fazladır.

II. Bileşik oluşturduklarında pozitif yükseltgenme basamağında olur.

III. Asitlerle tepkimesinden H_2 gazı açığa çıkar.

ifadelerinden hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız II

C) I ve III D) II ve III

E) I, II ve III

7 **Gümüş elementi ile ilgili aşağıda verilenlerden hangisi yanlıştır?**

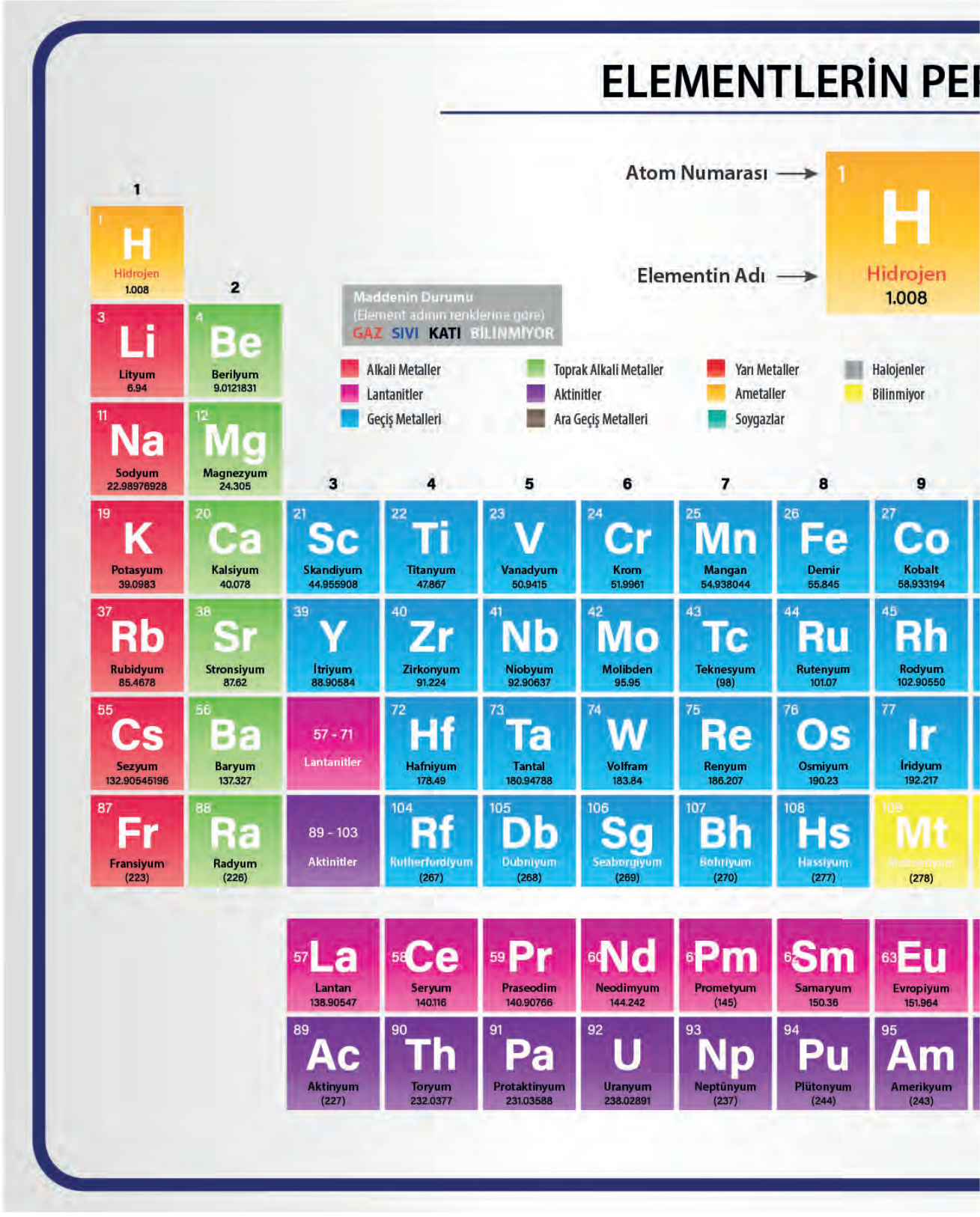
A) Bileşiklerinde +1 yükseltgenme basamağındadır.

B) Parlak gri renkli bir metaldir.

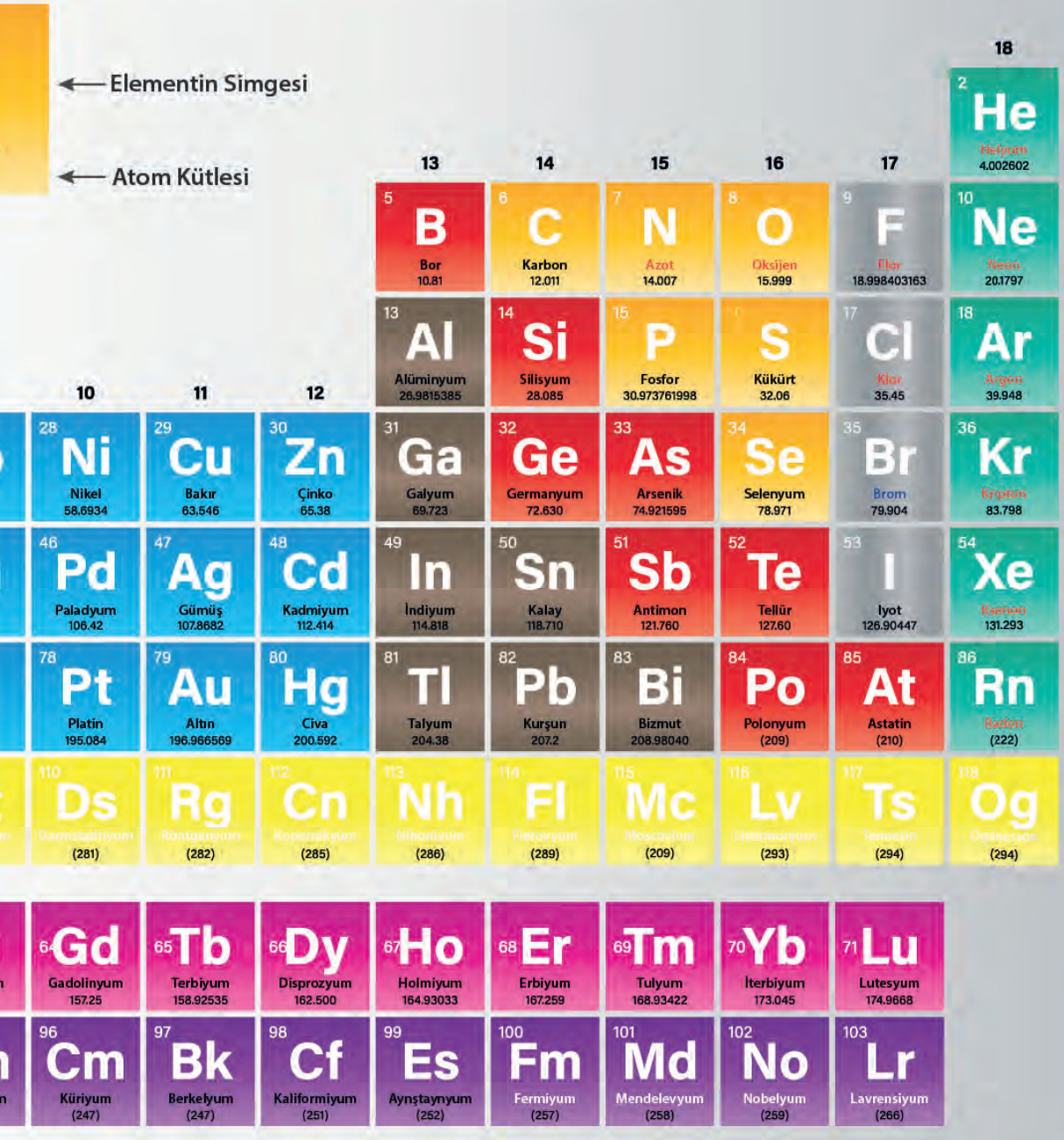
C) Böbrekler yardımıyla vücuttan kolayca uzaklaşır.

D) Elektrik iletkenliği en yüksek olan elementtir.

E) Derişik H_2SO_4 çözeltisinde yükseltgenerek çözünür.


ELEMENTLERİN PE
Atom Numarası
1
H
Hidrojen
1.008
Elementin Adı
Maddenin Durumu
(Element adının renklerine göre)
GAZ SIVI KATI BİLİNMİYOR
Alkali Metaller
Lantanitler
Geçiş Metalleri
Toprak Alkali Metaller
Aktinitler
Ara Geçiş Metalleri
Yarı Metaller
Ametaller
Soygazlar
Halojenler
Bilinmiyor
1
2
3
4
5
6
7
8
9
1 H Hidrojen 1.008
3 Li Lityum 6.94
4 Be Berilyum 9.0121831
11 Na Sodyum 22.98976928
12 Mg Magnezyum 24.305
19 K Potasyum 39.0983
20 Ca Kalsiyum 40.078
21 Sc Skandiyum 44.955908
22 Ti Titanyum 47.867
23 V Vanadyum 50.9415
24 Cr Krom 51.9961
25 Mn Mangan 54.938044
26 Fe Demir 55.845
27 Co Kobalt 58.933194
37 Rb Rubidyum 85.4678
38 Sr Stronsiyum 87.62
39 Y İtriyum 88.90584
40 Zr Zirkonyum 91.224
41 Nb Niobyum 92.90637
42 Mo Molibden 95.95
43 Tc Teknesyum (98)
44 Ru Rutenyum 101.07
45 Rh Rodyum 102.90550
55 Cs Sezyum 132.90545196
56 Ba Baryum 137.327
57 - 71 Lantanitler
72 Hf Hafniyum 178.49
73 Ta Tantal 180.94788
74 W Volfram 183.84
75 Re Renyum 186.207
76 Os Osmiyum 190.23
77 Ir İridyum 192.217
87 Fr Fransiyum (223)
88 Ra Radyum (226)
89 - 103 Aktinitler
104 Rf Rutherfordiyum (267)
105 Db Dubniyum (268)
106 Sg Seaborgiyum (269)
107 Bh Bohriyum (270)
108 Hs Hassiyum (277)
109 Mt Meitneriyum (278)
57 La Lantan 138.90547
58 Ce Seryum 140.116
59 Pr Praseodim 140.90766
60 Nd Neodimyum 144.242
61 Pm Prometyum (145)
62 Sm Samaryum 150.36
63 Eu Evropiyum 151.964
89 Ac Aktinyum (227)
90 Th Toryum 232.0377
91 Pa Protaktinyum 231.03588
92 U Uranyum 238.02891
93 Np Neptünyum (237)
94 Pu Plütonyum (244)
95 Am Amerikyum (243)

ERİYODİK TABLOSU



TERİMLER SÖZLÜĞÜ

-A-

Aerobik organizma (Aerob)	:	Oksijenli ortamda yaşayan, gelişen ve üreyen tek hücreli ve çok hücreli canlılar.
Aktinit	:	7. Periyotta f bloğunda yer alan, atom numarası 89-103 arasında olan ve kimyasal özellikler bakımından aktinyuma çok benzeyen elementler.
Alaşım	:	Metallerin başka metal, yarımetal veya karbon gibi alaşımlarla oluşturduğu, metalik özellik gösteren karışımlar.
Alkali	:	Baz, bazik özellikte olan.
Allotrop	:	Aynı element atomlarının farklı molekül yapısında veya farklı kristal şekillerinde bağlanmasıyla oluşan farklı maddeler.
Amfoter	:	Ortamın pH değerine göre asit ya da baz özellik gösterebilen madde.
Amorf katı	:	Tanecikleri belirli bir düzende dizilmeyen, kristal yapısı göstermeyen, sabit bir erime noktası olmayan katı.
Anaerobik organizma	:	Oksijensiz ortamda yaşayan, gelişen, üreyen tek hücreli canlılar.
Anemi	:	Kırmızı kan hücrelerinin (eritrosit) veya eritrosit içindeki hemoglobin miktarının az olması sonucu oluşan, kansızlık olarak bilinen hastalık.
Antiseptik	:	Canlı dokuları hastalık yapıcı mikroorganizmalardan arındırmak için kullanılan kimyasal madde.
Asetilen kaynağı	:	Metalleri kesmek veya kaynak yapmak için asetilenin saf oksijenle yakılmasına dayanan sistem.
Asteroid	:	Mars ve Jüpiter arasında yörüngede veya Jüpiter'in çekim alanında dolaşan farklı boyutlarda, kaya ve metallerden oluşan gök cisimleri.
Atmosfer	:	Herhangi bir gökcisminin etrafını saran, gaz ile buhardan oluşan tabaka.

-B-D-

Biyosfer	:	Üzerinde canlıların yaşadığı, Dünya'da 16-20 km kalınlığındaki tabaka.
Dezenfeksiyon	:	Cansız ortamdaki bakteri endosporları dışında kalan patojen mikroorganizmaların öldürülmesi veya üremelerinin durdurulması işlemi.
DNA	:	Canlıların ve bazı virüslerin genetik özelliklerini belirleyen makro molekül. Deoksiribonükleik asit .
Doplama	:	Bir yarıiletkenin bir ametal veya metalle alaşım haline getirilerek iletkenliğinin artırılması.

-E-

Elektroliz	:	Elektrik akımı yardımıyla, bir sıvı içinde çözünmüş kimyasal bileşiklerin ayrıştırılması işlemi.
Elektronegatiflik	:	Bir atomun yaptığı bağda, bağ elektronlarını çekme gücünün ölçüsü.
Elektropozitiflik	:	Bir elementin katyon oluşturma eğilimi.

-F-

Ferromagnetik (ferromanyetik)	:	Manyetik alan duyarlığı çok yüksek olan demir, nikel ve kobalt elementleri ile bu metallerin alaşımları.
Fisyon	:	Kütle numarası çok büyük bir atom çekirdeğinin parçalanarak kütle numarası küçük iki çekirdeğe dönüşmesi olayı. Çekirdek bölünmesi.
Fitoplankton	:	Deniz, okyanus ve göl gibi sularda bulunan tek hücreli veya çok hücreli, boyutları mikrometre ile milimetre arasında değişen klorofil bulunduran canlılar.
Fotosentez	:	Bitkiler ve klorofil bulunduran diğer organizmaların ışık enerjisi kullanarak karbondioksit ve sudan karbonhidrat ve oksijen oluşturması.
Fungisit	:	Mantar öldürücü.
Füzyon	:	İki hafif elementin nükleer reaksiyonlar sonucu birleşerek daha ağır bir element oluşturması. Çekirdek kaynaşması.

-G-H-

Glikojen	:	Karbonhidratların polisakkaritler grubundan doğal organik bileşik. Hayvansal nişasta.
Halojenür	:	Halojenlerin -1 yükseltgenme basamağında olduğu ikili bileşik.
Hemoglobin	:	Solunum organından dokulara oksijen, dokulardan solunum organına ise karbondioksit ve proton taşıyan protein.
Herbisit	:	İstenmeyen bitkilerin üremesini önlemek için kullanılan bitki öldürücü madde.
Hidrokarbon	:	Sadece karbon ve hidrojenden oluşan kimyasal bileşikler.

-İ-

İndirgen	:	Redoks reaksiyonlarında elektron vererek karşısındaki maddenin indirgenmesini sağlatan madde. İndirgeyici.
İnert	:	Kimyasal olarak aktif olamayan, bulunduğu ortamdaki maddelerle kimyasal tepkimeye girmeyen.
İyonik bağ	:	Zıt yüklü iyonların birbirini elektrostatik kuvvetlerle çekmesi sonuu oluşan kimyasal bağ.
İzotop	:	Aynı elementin nötron sayısı farklı olan, farklı kütle numaralı atomları.

-K-

Katalizör	:	Bir kimyasal tepkimenin aktivasyon enerjisini düşürerek tepkime hızını artıran ve tepkime sonrasında kimyasal yapısında bir değişiklik meydana gelmeyen maddeler.
Klorofil	:	Çeşitli dalga boylarındaki ışıkları emerek bitkide fotosentez (özümleme) olayının meydana gelmesine sebep olan, yeşil renkli bir biyolojik pigment (renk verici madde).
Kompleks	:	Merkezi bir atom veya molekül ve ona özel bir kovalent bağ olan koordinasyon bağıyla bağlanmış olan çevresindeki atom veya moleküllerden oluşmuş yapı.
Korozyon	:	Metal veya metal alaşımlarının oksitlenme veya diğer kimyasal etkilerle aşınma durumu.
Kovalent bağ	:	İki atom arasında, bir veya daha fazla elektronun paylaşılmasıyla karakterize edilen kimyasal bağın bir tanımıdır.
Kral suyu	:	Asitlere karşı reaktif olmayan Au, Pt gibi metalleri çözebilen HCl ile HNO_3 asitlerinin 3:1 oranında karıştırılmasıyla elde edilen kuvvetli asidik çözelti. Aqua regia.
Kristal katı	:	Oluşturan atom, molekül veya iyonların düzgün bir geometrik yapıda dizilmesi ile oluşan, belirli erime noktasına sahip katı.
Kriyojenik	:	1. Çok düşük sıcaklıklarda yapılan üretim ve işlemler. 2. Gazların ani genleşmesi ile sıcaklığın düşmesinden yararlanılarak çalışan soğutma teknolojisi.
Kuyruklu yıldız	:	Güneş yörüngesinde dolanan, yüksek oranda buz içeren gök cisimleri. Kuyruklu yıldızlar Güneş'e yaklaştıkça yapılarındaki buz gaz hale geçerek gök cisminden parçalar kopmasına neden olur. Bu parçalar kuyruk oluşturur.

-L-M-

Lantanit	:	6. Periyotta f bloğunda yer alan, atom numarası 57-71 arasında olan ve kimyasal özellikler bakımından lantana çok benzeyen elementler.
Makromolekül	:	Küçük yapıtaşlarının yani monomerlerin polimerleşmesiyle (kovalent bağ ile bağlanmasıyla) oluşmuş çok büyük moleküler yapılar.
Metabolizma	:	Canlı organizmada ya da canlı hücrede meydana gelen yapıcı ve yıkıcı nitelikteki kimyasal olayların tümü.
Mineral	:	Doğal şekilde oluşan, homojen, belirli kimyasal bileşime sahip inorganik kristalleşmiş katı bir madde.
Miyoglobin	:	Genel olarak omurgalılardaki ve hemen hemen tüm memelilerdeki kas dokusunda bulunan demir ve oksijen bağlayıcı bir proteindir.

-N-

Nebula	:	Uzayda bulunan ve geniş alanlara yayılmış olan kozmik toz, hidrojen, helyum ve diğer iyonize gazlardan oluşan bulutsu yapı.
Nükleer	:	Çekirdekle ilgili olan, çekirdekte gerçekleşen olayları niteleyen kelime.
Nükleosentez	:	Proton, nötron ve küçük atom çekirdeklerinden daha büyük atom çekirdeklerinin oluştuğu süreçler.

-O-Ö-

Oksidasyon (yükseltgenme) basamağı	:	Bir atomun oluşturduğu sahip olduğu değerlik.
Orbital	:	Elektronların atom çekirdeği etrafındaki bulunma olasılığı büyük olan bölgeyi ve dalga benzeri özelliklerini tanımlayan bir matematiksel fonksiyon.
Organizma	:	Canlılık özelliklerine sahip olan canlı hücrelerden oluşan organize bir yapı bütünü, canlı varlık, canlı.
Osmoz	:	Çözücü maddelerinin çok yoğun ortamdan az yoğun ortama, seçici geçirgen bir zardan enerji harcanmadan geçişidir.
Otoprotoliz	:	Bir maddenin moleküllerinin kendiliğinden reaksiyona girerek bir çift iyon oluşturması. Oto iyonlaşma.
Özısı	:	Bir maddenin birim kütlesinin sıcaklığının 1 K artırılması için gereken enerji.

-P-

Peptit	:	α-amino asitlerin birbirine bağlanmasıyla oluşan kısa polimerler. Proteinlerin öncülleri.
Pestisit	:	Zararlı organizmaları engellemek kontrol etmek ve üremelerini engellemek için kullanılan kimyasal madde.
Pigment	:	Suda çözünmeyen, boyalarda renk verici olarak kullanılan renkli taneciklerden oluşan madde.
Polimer	:	Birçok tekrar eden alt birimden oluşmuş çok büyük moleküllerden veya makromoleküllerden oluşan maddeler.
Protein	:	Aminoasitlerin polimerleşmesi ile oluşan, belirli biyolojik fonksiyonları olan polimerler.

-R-S-

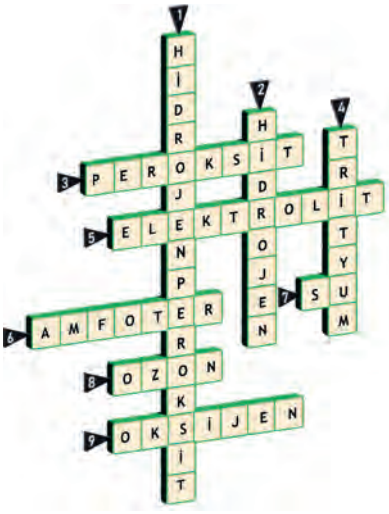
Radyoaktif	:	Çekirdekleri kararsız olan ve bozunurken ışıma (radyasyon) yayan madde.
Reaktör	:	Kimyasal veya nükleer bir reaksiyonun belirli bir süreç içinde kontrollü olarak gerçekleşmesini sağlamak için hazırlanan düzenek.
Süpernova	:	Güneşin 10-15 katı büyüklükte yıldızların ömürlerinin sonunda patlayarak içlerindeki maddeyi bir bulutsu oluşturmak üzere etrafa saçması.

-T-Y-

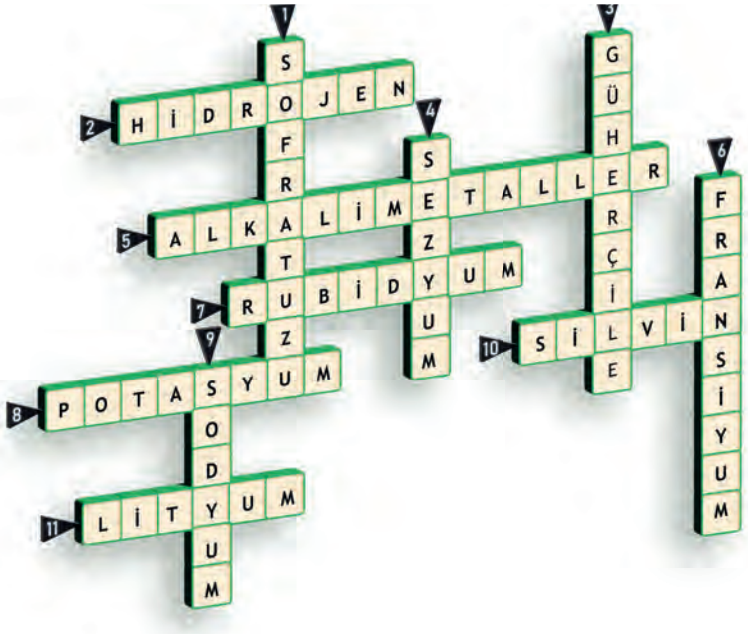
Toksik	:	Zehirli.
Yer kabuğu	:	Dünya'nın mantosu üzerinde bulunan, karalarda 35-40 km, okyanus tabanlarında 8-12 km kalınlığında bulunan katı tabaka. Taşküre.
Yükseltgen	:	Redoks reaksiyonlarında elektron alarak karşısındaki maddenin yükseltgenmesini sağlatan madde. Yükseltgeyici.

BULALIM ÖĞRENELİM CEVAP ANAHTARI

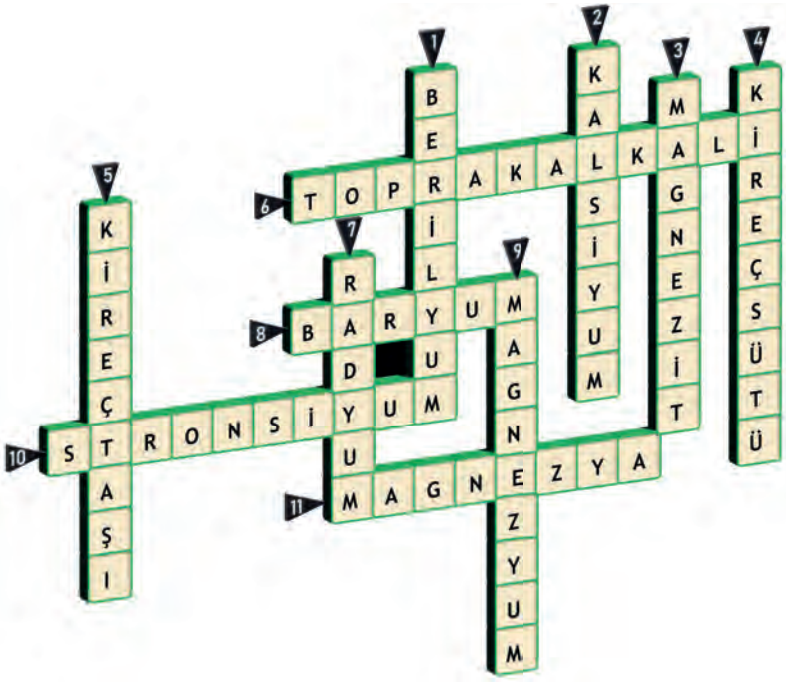
1. ÖĞRENME BİRİMİ



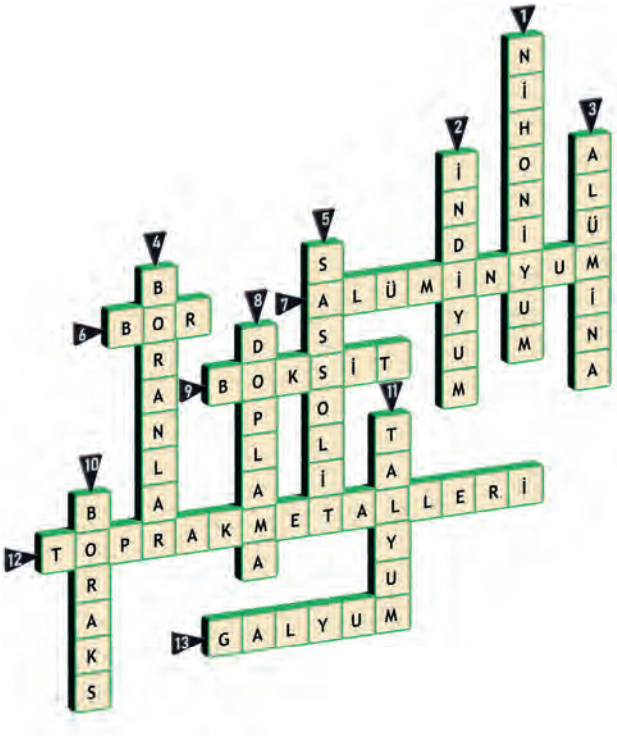
2. ÖĞRENME BİRİMİ



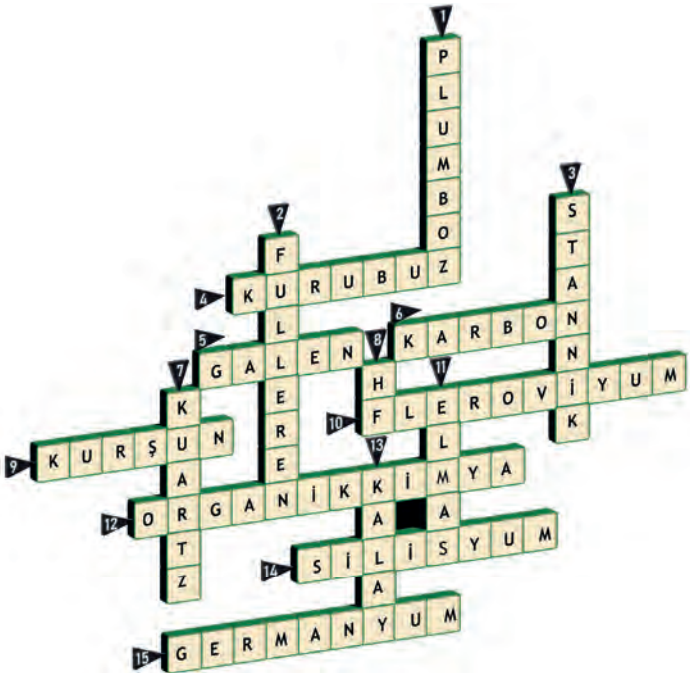
3. ÖĞRENME BİRİMİ



4. ÖĞRENME BİRİMİ



5. ÖĞRENME BİRİMİ



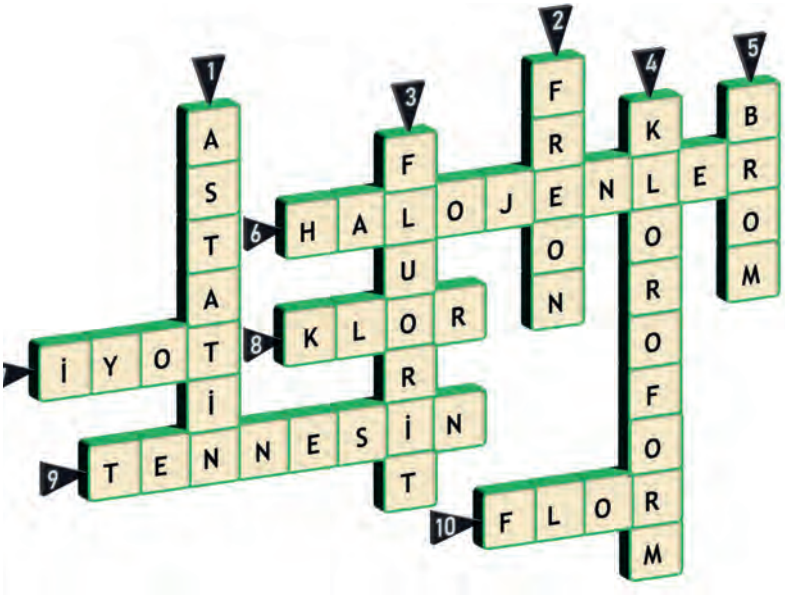
6. ÖĞRENME BİRİMİ



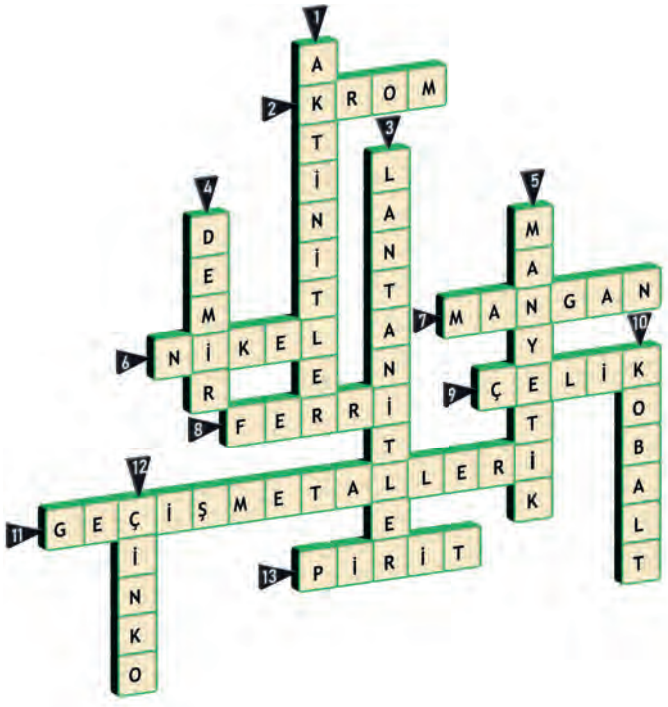
7. ÖĞRENME BİRİMİ



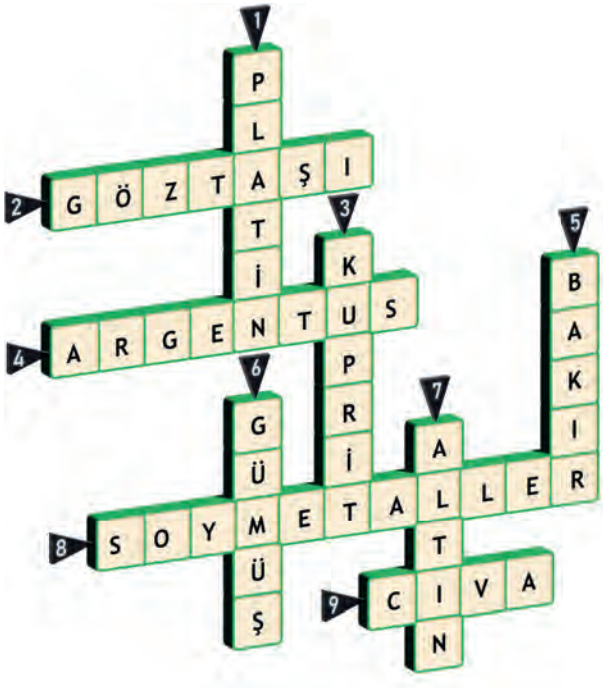
8. ÖĞRENME BİRİMİ



9. ÖĞRENME BİRİMİ



10. ÖĞRENME BİRİMİ



CEVAP ANAHTARI

1. ÖĞRENME BİRİMİ
1. E
2. D
3. B
4. A
5. C
6. C
7. B

2. ÖĞRENME BİRİMİ
1. A
2. E
3. C
4. B
5. E
6. E
7. D

3. ÖĞRENME BİRİMİ
1. E
2. C
3. C
4. E
5. C
6. D
7. D

4. ÖĞRENME BİRİMİ
1. A
2. D
3. E
4. C
5. A
6. B
7. E

5. ÖĞRENME BİRİMİ
1. D
2. E
3. C
4. E
5. D
6. B
7. E

6. ÖĞRENME BİRİMİ
1. E
2. A
3. E
4. A
5. C
6. E
7. E

7. ÖĞRENME BİRİMİ
1. E
2. A
3. C
4. D
5. C
6. E
7. D

8. ÖĞRENME BİRİMİ
1. B
2. C
3. C
4. D
5. C
6. A
7. D

9. ÖĞRENME BİRİMİ
1. D
2. E
3. B
4. C
5. C
6. B
7. B

10. ÖĞRENME BİRİMİ
1. B
2. E
3. B
4. A
5. A
6. B
7. C

KAYNAKÇA

Kaynakça Apa 6 kriterlerine göre hazırlanmıştır.

- Afşar, H. (2010). Temel Analitik Kimya (2. b.). İstanbul: Beta.
- Alpaydın, S., & Şimşek, A. (2013). Genel Kimya. Konya: Nobel.
- Atık Yönetimi Yönetmeliği. (2015, 02 04). T.C. Resmî Gazete.
- Christian, G. D., Dasgupta, P. K., & Schug, K. A. (2021). Analitik Kimya (7. b.). (R. İnam, Çev.) Ankara: Palme.
- Gündüz, T. (2017). Kantitatif Analiz Laboratuvar Kitabı (12 b.). Ankara: Gazi.
- Harris, D. C. (1994). Analitik Kimya. (G. Somer, Çev.) Ankara: Gazi Büro Kitabevi.
- Mortimer, C. E. (1993). Modern Üniversite Kimyası. İstanbul: Çağlayan Kitabevi.
- Petrucci , R. H., Herring, G. F., Bissonnette, C., & Madura, J. D. (2012). Genel Kimya, İlkeler ve Modern Uygulamalar (10 b.). (T. Uyar, S. Aksoy, & R. İnam, Çev.) Ankara: Palme.
- Skoog, D. A., West, D. M., & Holler, F. J. (1999). Analitik Kimya (7. b., Cilt 1.). (E. Kılıç, & F. Köseoğlu , Çev.) Ankara: Bilim.
- Su Kirliliği Kontrolü Yönetmeliği Numune Alma ve Analiz Metotları Tebliği. (2009, 10 10). T.C. Resmî Gazete.
- T.C. Millî Eğitim Bakanlığı. (2020). Mesleki ve Teknik Anadolu Lisesi, Anadolu Meslek ve Anadolu Teknik Programı, Kimya Teknolojisi Alanı, Çerçeve Öğretim Programı. Ankara.
- TDK. (2012). Yazım Kılavuzu. Ankara: Türk Dil Kurumu Yayınları.
- Türk Gıda koteksi Gıda Maddelerinde Pestisit Kalıntılarının Resmi Kontrolü İçin Numune Alma Metotları Tebliği (2006/51). (2006, 12 02). T.C. Resmî Gazete.
- Yer Üstü Suları, Yer Altı Suları ve Sedimentten Numune Alma ve Biyolojik Örnekleme Tebliği. (2015, 02 21). T.C. Resmî Gazete.

GENEL AĞ KAYNAKÇASI

- https://www.bilimgenc.tubitak.gov.tr (15.08.2021 16:00)
- https://www.resmigazete.gov.tr/eskiler/2015/02/20150221-11.htm (21.05.2021 14:00)
- https://www.resmigazete.gov.tr/eskiler/2011/08/20110815-6.htm (15.05.2021 21:30)
- https://www.resmigazete.gov.tr/eskiler/2009/10/20091010-6.htm (15.05.2021 22:00)
- https://www.sozluk.gov.tr/ (05.12.2021 20:45)
- https://www.tdk.gov.tr/ (10.12.2021 22:30)

GÖRSEL KAYNAKÇASI

Karekodu okutarak ya da **http://kitap.eba.gov.tr/karekod/Kaynak.php?KOD=1525** adresinden görsel kaynakçaya ulaşabilirsiniz.