آزمائشي ڇاپو

درسي ڪتاب

علم ڪيميا

نائين

درجي لاءِ

سنڌ ٽيڪسٽ بُڪ بورڊ

ڇپيندڙ: گابا سنز، ڪراچي.

سڀ حق ۽ واسطا سنڌ ٽيڪسٽ بڪ بورڊ ڄامشورو وٽ محفوظ آهن.

ايسوسيئيشن فار اڪيڊمڪ ڪوالٽي (آفاق) پاران سنڌ ٽيڪسٽ بڪ بورڊ ڄامشورو لاءِ تيار ڪيو.
ڊائريڪٽوريٽ آف ڪريڪيولم ۽ ريسرچ سنڌ ڄامشور جي صوبائي ريويو ڪميٽي پاران نظرثاني ڪيل.
بورڊ آف انٽرميڊيئيٽ اينڊ سيڪنڊري ايجوڪيشن، حيدرآباد، ڪراچي، سکر، لاڙڪاڻو، ميرپورخاص ۽
شهيد بينظيرآباد بورڊ جي نائين ڪلاس لاءِ درسي ڪتاب طور منظور ٿيل.
اسڪول ايجوڪيشن اينڊ لٽريسي ڊپارٽمينٽ حڪومت سنڌ کان نوٽيفڪيشن نمبر
No. SED/HCW/181/2018 dated 03-09-2020 موجب منظور شده.

سرپرستِ اعليٰ
پرويز احمد بلوچ
چيئرمين سنڌ ٽيڪسٽ بڪ بورڊ ڄامشورو

شاهد وارثي
مينيجنگ ڊائريڪٽر
ايسوسيئيشن فار اڪيڊمڪ ڪوالٽي (آفاق)

خواجه آصف مشتاق
پروجيڪٽ ڊائريڪٽر
ايسوسيئيشن فاراڪيڊمڪ ڪوالٽي(آفاق)

رفيع مصطفيٰ
پروجيڪٽ مينيجر
ايسوسيئيشن فار اڪيڊمڪ ڪوالٽي(آفاق)

يوسف احمد شيخ
چيف سپروائزر
سنڌ ٽيڪسٽ بڪ بورڊ ڄامشورو

داريوش ڪافي
سپروائزر
سنڌ ٽيڪسٽ بڪ بورڊ

نظرثاني ڪندڙ:
- پروفيسر ڊاڪٽر آفتاب احمد ڪانڌڙو
- مسٽرعبدالحفيظ ميمڻ
- مسٽرباسط محي الدين
- مس پروين آرائين
- مسٽرمحي الدين شيخ
- مسٽرمجاهد سومرو
- مسٽرڪامران نواز
- مسٽرتنوير احمد شيخ

ايڊيٽر:
- نريش ڪمار شيواني
- مسٽر انور علي چانڊيو
- مسٽرنور احمدڪوسو
- مسٽرخالد محمود ڪوسو

سنڌيڪار
- مسٽر عبدالمجيد ٽانوري

ليکڪ:
- مسٽر حنيف دراني
- مسٽر تنوير احمد خان
- مس پروين آرائين
- مسٽر پروفيسر شرافت علي
- مسٽر وشال شرما
- مسٽر غلام قادر
- مسٽر ناظم احمد
- مسٽر اويس انور

سهڪار ڪندڙ ۽ ٽيڪنيڪي معاونت:
- محترم محمد ارسلان شفاعت گدي

هي ڪتاب پنجاب پرنٽنگ پريس، ڪراچي ۾ ڇپيو

مهاڳ

جنهن صدي ۾ اسان قدم رکيو آهي اها سائنس ۽ ٽيڪنالاجي جي صدي آهي.
جديدعلم ڪيميا نه صرف سائنس جي سيني شاخن ، پر انساني زندگيءَ جي هر پهلو تي به اثر انداز ٿي رهي آهي
شاگردن کي جديد معلومات کان آگاه رکڻ لاءِ اهو لازمي آهي ته ڪيمسٽري جي سيني شاخن ۾ گهڻ طرفي ترقي سان مطابقت رکندي، نصاب کي سيني سطحن تي باقاعدي طور تي اپڊيٽ ڪيو وڃي
نائين ڪلاس لاءِ ڪيمسٽري جو هي ڪتاب به تازو ان تناظر ۾ وزارت تعليم، حڪومت پاڪستان، اسلام آباد پاران تيار ڪيل ۽ ڊائريڪٽوريٽ آف ڪريڪيولم اسيسمنٽ ۽ ريسرچ ڄامشورو سنڌ جي ٽيم پاران جائزو ورتل نصاب جي مطابق لکيو ويو آهي. ڪيمسٽري جي اهميت ۽ وقت جي ضرورتن کي نظر ۾ رکندي عنوانن تي نظرثاني ڪري ۽ بيهر لکيو ويو آهي.
گهڻي عرصي کان ڪيمسٽري جا سورنهن باب فقط نائين درجي ۾ پڙهايا ويندا هئا، جنهنڪري مقرر وقت ۾ ڪورس مڪمل نه ٿي سگهندو هو. ان لاءِ اهو فيصلو ڪيو ويو ته ڪيمسٽري جو نصاب ٻن حصن ۾ ورهايو وڃي، هڪ حصو نائين درجي ۾ ۽ ٻيو حصو ڏهين درجي ۾ پڙهائڻ گهرجي. تنهن ڪري هي ڪتاب انن بابن تي مشتمل آهي جن کي نصاب جي ضرورتن پٽاندڙ بيهر سهيڙي لکيو ويو آهي. روزمره جي زندگي تي ڪيمسٽري جي اثرن ۽ عملي استعمال تي خاص زور ڏنو ويو آهي. ڪيمسٽري جي مختلف شاخن تي ڌيان ڏنو ويو آهي. جديد دنيا جو حصو هجڻ جي ناتي ملڪي مسئلا ۽ پهلو به بحث هيٺ رهيا آهن.
تعارفي پيراگراف ، معلومات وارا خانا، باب جو خلاصو ۽ مختلف نوعيت جون مشقون وڌائڻ سان نه رڳو ٻارن جي دلچسپي وڌندي پر ڪتاب جي افاديت ۾ پڻ اضافو ٿيندو.
سنڌ ٽيڪسٽ بڪ بورڊ هن ڪتاب جي اشاعت ۾ گهڻي محنت، ڪوشش ۽ خرچ ڪيو آهي.
هي درسي ڪتاب حرف آخر نه آهي، هميشه سڌارن لاءِ گنجائش موجود رهي ٿي. ليڪن پنهنجي وس آهر بهترين ڪوشش ڪئي، تنهن هوندي به تصورن توڙي پيشڪش ۾ اوڻاين جو انديشو رهي ٿو. تنهن ڪري محترم استاد صاحبان ۽ شاگردن کي گذارش آهي ته مهرباني ڪري متن يا خاڪن ۾ خامين ۽ غلطين جي نشاندهي ڪن ۽ ايندڙ ڇاپي جي وڌيڪ بهتري لاءِ مناسب تجويزون پڻ موڪلين.
آخر ۾ آئون هن علمي مقصد لاءِ ائسوسيئشن فار ايڪيڊمڪ ڪوالٽي (آفاق) ، ليکڪن ، ايڊيٽرن ۽ بورڊ جي ماهرن جي خدمتن جو شڪرگذار آهيان.

پرويز احمد بلوچ
چيئرمين سنڌ ٽيڪسٽ بڪ بورڊ ڄامشورو

فهرست

نمبر	مضمون	صفحو
01	علم ڪيميا جا بنياد	01
02	ائٽم جي بناوت	35
03	دؤري جدول ۽ دؤري خاصيتون	57
04	ڪيميائي باندنگ	75
05	مادي جون طبعي حالتون	98
06	ڳارَ (Solutions)	124
07	برقي ڪيميا (Electro Chemistry)	147
08	ڪيميائي ردِعمل(Chemical Reactivity)	165

باب
1

علم ڪيميا جا بنياد

Time Allocation

Teaching periods = 12
Assessment period = 3
Weightage = 12

مکيہ تصور (Major Concepts)

1.1 علم ڪيميا جو تاريخي پس منظر
1.2 علم ڪيميا جون شاخون
1.3 بنيادي وصفون
1.4 ڪيميائي جنسون
1.5 ڪيميائي مساوات ۽ ڪيميائي مساواتن کي متوازن بنائڻ
1.6 مول ۽ ائووگيڊروز نمبر
1.7 ڪيميائي حسابي عمل

شاگردن جي سکيا جا حاصلات (Students Learning Outcomes)

هن باب سکڻ بعد شاگرد:

- علم ڪيميا جو تاريخي پس منظر ٻڌائي سگهندا.
- علم ڪيميا جي واڌاري ۾ مسلمان سائنسدانن جا سرانجام ڏنل ڪارناما بيان ڪري سگهندا.
- علم ڪيميا جي وصف ۽ ان جي روزاني زندگي ۾ اهميت بيان ڪري سگهندا.
- علم ڪيميا جون مختلف شاخون سڃاڻي ۽ مثالن جي مدد سان واضح ڪري سگهندا.
- علم ڪيميا جي مکيہ شاخن جي وچ ۾ فرق سمجهائي سگهندا.
- مادي ۽ هڪ شيءِ جي وچ ۾ فرق سڃاڻي سگهندا.
- آئن، ماليڪيولي آئن، فارمولا جي ايڪن ۽ آزاد ريڊيڪل جي تعريف بيان ڪري سگهندا.
- ايٽمي نمبر، ايٽمي مايو ۽ ايٽمي مايي جو ايڪو بيان ڪري سگهندا.
- عنصر، مرڪب ۽ ملاوت ۾ فرق سمجهائي سگهندا.
- ڪاربان-12 جي بنياد تي نسبتي ايٽمي مايو جي وصف بيان ڪري سگهندا.
- سادي ۽ ماليڪيولر فارمولا ۾ تفاوت سمجهائي سگهندا.
- ائٽمن ۽ آئنن جي وچ ۾ فرق ڪري سگهندا.
- ماليڪيول ۽ ماليڪيولي آئن جي وچ ۾ تفاوت سمجهائي سگهندا.
- آئن ۽ ريڊيڪل جي وچ ۾ فرق ڪري سگهندا.
- مثالن سان ڪيميائي نسلن جي درجي بندي ڪري سگهندا.
- مول جي نسبت سان گرام ايٽمي مايو، گرام ماليڪيولر مايو ۽ گرام فارمولا مايو بيان ڪري سگهندا.

- ايواگيڊروز نمبر جو ڪنهن شيءِ جي مول سان لاڳاپو بيان ڪري سگهندا.
- مول جي اصطلاح ۾ ڪيميائي مساوات سجاڻي سگهندا.
- متوازن مساوات سان شين جو مايو مول ذريعي ظاهر ڪري سگهندا.
- گرام ايٽمي مايو، گرام ماليڪيولر مايو ۽ گرام فارمولا مايو جي اصطلاحن ۾ فرق سجاڻي سگهندا.
- ائٽمي مايو، ماليڪيولر مايو ۽ فارمولا مايو کي گرام ائٽمي مايو، گرام ماليڪيولي مايو ۽ گرام فارمولا مايو ۾ بدلائي سگهندا.

تعارف (Introduction)

جيئن اسان کي خبر آهي ته لفظ سائنس لاطيني لفظ ”سائنشيا“ (Scientia) مان ورتل آهي جنهن جي معنيٰ آهي علم. هي علم مفروضن، مشاهدن ۽ فطري سائنسي تجربن جي بنياد تي آهي. مادو هر آها آهي جيڪومايو رکي ٿو ۽ جڳهه والاري ٿو. علم ڪيميا (Chemistry) ۾ خاص طور تي مادي جو اڀياس ڪيو وڃي ٿو. رڌ پچاءُ ۾ استعمال ٿيندڙ عام لوڻ کان ويندي انساني دماغ ۾ برق ڪيميائي باهمي عمل تائين شين جي ترڪيب، جوڙجڪ، خاصيتن ۽ مادن جي باهمي عمل جو مطالعو ڪرڻ علم ڪيميا آهي.

مادو فطري طور لڳاتار تبديل ٿيندو رهي ٿو جيئن لوهه کي ڪٽ لڳڻ، اسپرٽ جواڏامي وڃڻ (بخارجڻ) ۽ ڪوئلي جو سڙڻ ڪيميائي عملن جا مثال آهن جنهن ۾ نيون شيون نهن ٿيون ۽ توانائي خارج يا جذب ٿئي ٿي.

ڪيميادان علم ڪيميا جي استعمال سان ، شين جي وجود ۽ تفصيل جي وضاحت ڪن ٿا. مادي ۽ انهن جي باهمي عملن جي جاچ ڪن ٿا ۽ نظريا تجويز ڪري، اسان کي ذرات کان وٺي ڪهڪشائن تائين جي پروز ڏين ٿا.

1.1 علم ڪيميا جو تاريخي پس منظر (Historical Background of Chemistry)

جدول 1.1 علم ڪيميا جي تاريخي ترتيب

دور/ عرصو	سائنسدان جو نالو	سرانجام ڏنل ڪارناما / ايجاد	سائنسدان جو ملڪ/ بنياد
428-347 قبل مسيح	ارسطو (Aristotle)	شيءِ جو مادي ۽ صورت واري ترڪيب جو نظريو پيش ڪيو. چئن عنصرن باهه، پاڻي، زمين ۽ هوا وارو خيال بيان ڪيو	يونان
428-347 قبل مسيح	افلاطون (Plato)	اصطلاح ”عنصر“ کي مخصوص شڪل وارن نامياتي ۽ غير نامياتي جسمن جي طور تجويز ڪيو.	يونان
460-357 قبل مسيح	ڊيموڪريٽس Democritus	ايٽم مادي جو هڪ ناقابل تقسيم ذرڙي وارو خيال پيش ڪيو.	يونان

803-721 عيسوي	جابر ابن حيان	نائٽرڪ تيزاب، هائڊروڪلورڪ تيزاب ۽ سفيد شيهي جا تجرباتي طريقا ايجاد ڪيا. ڪچڌات مان ڌاتو حاصل ڪرڻ ۽ ڪپڙن جي رنگائي بيان ڪئي.	مسلمان
930-862 عيسوي	الرازي Al-Razi	خميرجڻ واري طريقي ذريعي ايٿائيل الڪوحل تيار ڪيو.	مسلمان
1048-973 عيسوي	البيروني Al-Beruni	مختلف مادي واري شين جي گهاٽائي جو تعين ڪيو.	مسلمان
1037-980 عيسوي	ابن سينا Ibn-Sina	طب جي علم، فلسفي ۽ فلڪيات جي علم ۾ پيش رفت آندي.	مسلمان
1691-1627 عيسوي	رابرٽ بوائل Robert Boyle	علم ڪيميا بطور فطرت جي سائنسي کوجنا وارو خيال پيش ڪيو. هن گئس جا قائدا دريافت ڪيا.	انگريز
1799-1728 عيسوي	جي. بليڪ J. Black	ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ جو مطالعو ڪيو.	اسڪاٽليند
1804-1733 عيسوي	جي. پريئسلي J. Prieslly	آڪسيجن، سلفرڊاءِ آڪسائيڊ ۽ هائڊروجن ڪلورائيڊ دريافت ڪيو.	انگريز
1786-1742 عيسوي	شيلي Scheele	ڪلورين گئس دريافت ڪئي.	جرمن
1810-1731 عيسوي	ڪئونڊش Cavendish	هائڊروجن گئس دريافت ڪئي.	برطانوي
1794-1743 عيسوي	لئوائزيئر Lavoisier	دريافت ڪيو ته هوا ۾ پنجين پتي (1/5) آڪسيجن آهي	فرانسيسي
1844-1766 عيسوي	جان ڊالٽن John Dalton	مادي جو ايٽمي نظريو پيش ڪيو.	انگريز
1850-1778 عيسوي	گاءِ- لوزيڪ Gay-Lussac	دريافت ڪيو ته پاڻي ۾ ٻه حصا هائڊروجن ۽ هڪ حصو آڪسيجن مقداري تناسب ۾ موجود آهي. هوا ۽ ٻين گئسن جون ڪافي ڪيميائي ۽ طبعي خاصيتون ڳولي لڌيون.	فرانسيسي
1856-1776 عيسوي	ائووگيڊروز Avogadro	ائووگيڊروز قاعدو پيش ڪيو جنهن مطابق مستقل گرمي جي درجي ۽ دٻاءَ تي گئسن جي هڪجيتري مقدار ۾ماليڪيولن جو تعداد به هڪجيترو هجي ٿو.	اطالوي
1823-1746 عيسوي	جئڪئيس چارلس Jacques Charles	گئس جا قانون بيان ڪيا.	فرانسيسي

1820-1741 عيسوي	پيٽيٽ Petit	ڪجھ عنصرن جي مولر مخصوص حرارتي گنجائش واضح ڪئي.	فرانسيسي
1848-1779 عيسوي	جي. جي برزيلوئس J.J Berzellius	ڪيميائي شين جي نشانين Symbols، ڪيميائي فارمولا ۽ ڪيميائي مساوات Chemical Equations متعارف ڪرائي علم ڪيميا ۾ تحقيق جون راھون کوليون.	سئيڊن
1907-1824 عيسوي	مئنڊليف Mendeleve	ھن عنصرن جي دوري ترتيب Periodic Arrangement دريافت ڪئي.	روسي
1927-1859 عيسوي	آرھينئس Arrhenius	تيزاب- اساس جو نظريو ۽ آئن جي ٽٽڻ وارو عمل (Ion dissociations) پيش ڪيو.	سئيڊن
1867-1791 عيسوي	ايم فيراڊي M. Faraday	برق مقناطيسيت (Electromagnetism) ۽ برقي ڪيميا (Electro Chemistry) جي اپياس ۾ گھڻو ڪم ڪيو.	برطانوي
1940-1865 عيسوي	جي.جي ٿامسن J.J Thomson	تجربن آڌار تي اليڪٽران دريافت ڪيو.	برطانوي
1962-1856 عيسوي	نيل بوھر Neil Bohr	ڪوانٽم نظرئي جي بنياد تي ھائڊروجن ائٽم جو نظريو پيش ڪيو.	برطانوي
1937-1871 عيسوي	ردرفورڊ Rutherford	ائٽم جي نيوڪليئر بناوت جو مفروضو پيش ڪيو. الفا (Alpha) ۽ بيٽا (Beta) شعاعون دريافت ڪيون ۽ تابڪاري جي باري ۾ قائدا پيش ڪيا.	اسڪاٽ لينڊ
1961-1887 عيسوي	شروڊنگر Schrodinger	ائٽم جو ڪوانٽم ميڪئنيڪل (Quantum Mechanical) نظريو پيش ڪيو.	آسٽريليا
1987-1892 عيسوي	ڊي بروگلي De. Broglie	اليڪٽران جي لھر ۽ ذرڙي جو ٻٽي نوعيت وارو مفروضو پيش ڪيو.	فرانسيسي
1974-1894 عيسوي	ايس اين بوز SN Bose	مادي جي چوٿين حالت پيش ڪئي.	انڊين
1955-1879 عيسوي	البرٽ آئنسٽائن Albert Einstein	مادي جي چوٿين حالت پيش ڪئي.	جرمن
1961- حيات عيسوي	ايرڪ ڪارنيل Eric Cornell	بوز آئن اسٽائين ڪنڊينسيٽ (Bose Einstein Condensate پھريون پيرو تيار ڪيو.	آمريڪي
1951-حيات عيسوي	ڪارل واءِ مين Carl Wieman	بوز آئن اسٽائين ڪنڊينسيٽ (Bose Einstein Condensate ترتيب ڏنو.	آمريڪي

1.1.1 علم ڪيميا جي وصف (Definition of Chemistry)

ڪيمسٽري سائنس جي اها شاخ آهي جيڪا مادي جي خاصيتن، ترڪيب ۽ بناوت سان تعلق رکي ٿي. علم ڪيميا مادي ۾ تبديلي رونما ٿيڻ سان پڻ واسطو رکي ٿي.

1.1.2 روزاني زندگي ۾ ڪيمسٽري جي اهميت (Importance of Chemistry in daily life)

ڪائنات جي تمام گرهن مان صرف زمين تي پاڻي(H_2O) آهي ۽ ان جي ڪري زندگي موجود آهي. پاڻي انسان، جانور ۽ ٻوٽي جي بنيادي ضرورت آهي. انسانن، جانورن ۽ ٻوٽن ۾ لڳاتار ڪيميائي عمل ٿيندا رهن ٿا. انهن عملن ۾ بگاڙ مختلف بيمارين جو سبب بڻجي سگهن ٿا. جن تي علم ڪيميا جي مدد سان قابو رکي سگهجي ٿو. روزاني زندگي ۾ ڪيمسٽري جي اهميت هڪ اٽل حقيقت آهي.

- رڌ پچاءُ، ڪاڌو کائڻ ۽ هضم ڪرڻ خالص طور تي ڪيميائي عمل آهن.
- گهرن جي اڏاوت، صحت ۽ صفائي ۽ ڌوئڻ ڪيمسٽري تي دارومدار رکن ٿا.
- ڪيميائي ڀاڻ، شيشو ۽ پلاسٽڪ مان تيار ڪيل فائبر، پاليمر (Polymer)، ڪاشيءَ جو سامان (Ceramics)، پيٽروليم مصنوعات، صابڻ ۽ ڪارُ (Detergent) اهي سڀ ڪيمسٽري جي پيداوار آهن.
- گندو پاڻي واپرائڻ سبب ڦهلجندڙ بيماريون جهڙوڪ هيضو (Cholera)، مُدي جو بخار (Typhoid)، پيچش (Dysentery)، چمڙي ۽ اکين جي وچڙندڙ مرض پيدا ڪندڙ جيوڙن کي ختم ڪرڻ لاءِ ڪلورين جو استعمال ڪيو ويندو آهي جنهن سبب پيئڻ جو صاف پاڻي ميسر ٿئي ٿو.
- ڪلورين هڪ انتهائي اهم ڪيميڪل آهي جيڪو تجارتي طور هزارن جي تعداد مرڪبن حاصل ڪرڻ لاءِ استعمال ٿيندو آهي جيڪي صنعتن ۾ استعمال ڪيا ويندا آهن جيئن بليچنگ ايجنٽ، جراثيم ڪش (Disinfectants)، ڳار (Solvents)، جيت مار (Pesticides)، ناريندڙ (Reforests)، پي وي سي (PVC) ۽ دوائون وغيره ڪيمسٽري جا معجزا آهن.

آزمائشي سوال

- پنهنجي گهر ۾ موجود ڪيميائي شين جي سڃاڻپ ڪري هڪ فهرست ترتيب ڏيو؟
- علم ڪيميا جو جاندار شين سان ڪهڙو لاڳاپو آهي، بحث ڪريو؟

چا توهان کي خبر آهي؟

1.2 علم ڪيميا جون شاخون (Branches of Chemistry)

جيئن ته علم ڪيميا هر هنڌ نوع انسان جي خدمت ۾ آهي. اهڙي اهميت سبب علم ڪيميا کي هيٺ ذڪيل مکيه شاخن ۾ ورهايو ويو آهي.

1.2.1 طبعي ڪيميا (Physical Chemistry)

طبعي ڪيمسٽري، علم ڪيميا جي اها شاخ آهي، جيڪا مادي جي طبعي خاصيتن، ترڪيب ۽ ان ۾ ٿيندڙ تبديلي سان تعلق رکي ٿي. اها ڪيميائي عمل دوران ائٽمن ۽ ماليڪيولن جي وچ ۾ ٿيندڙ ميلاپ جا قاعدا ۽ اصول واضع ڪري ٿي.

1.2.2 نامياتي ڪيميا (Organic Chemistry)

نامياتي ڪيمسٽري، هي علم ڪيميا جي اها شاخ آهي جيڪا هائڊرو ڪاربان (Hydrocarbon) ۽ ان جي حاصلات سان تعلق رکي ٿي. نامياتي ڪيميا ڪاربان تي مشتمل مرڪبن جي بناوت، خاصيتن، ترڪيبن، تياري ۽ ڪيميائي عملن جو مطالعو آهي. پيٽرول (Gasoline)، پلاسٽڪ، ڪار (Detergent)، رنگ (Dies)، ذائقي دار مصالحه، قدرتي گئس ۽ دوائن جو نامياتي ڪيمسٽري ۾ اڀياس ڪيو ويندو آهي. آڪسائيڊس، ڪاربونيٽس، باءِ ڪاربونيٽس ۽ سائنائٽس هن ۾ شامل نه آهن.

1.2.3 غير نامياتي ڪيميا (Inorganic Chemistry)

هي ڪيمسٽري جي اها شاخ آهي، جيڪا سڀني عنصرن ۽ انهن جي مرڪبن سواءِ هائڊروڪاربان جي مطالعي سان واسطو رکي ٿي. اهي مرڪب عام طور تي غير جاندار شين مان حاصل ڪيا ويندا آهن. غير نامياتي ڪيميائي هر صنعت سان جڙيل آهي. جهڙوڪ شيشو، سيمنٽ، ڪاشيءَ جو سامان ۽ ڌاتو سازي وغيره.

1.2.4 حياتياتي ڪيميا (Biochemistry)

حياتياتي ڪيمسٽري جاندار شين (Living organism) ٻوٽن ۽ جانورن ۾ مرڪبن جي ڀڃ ڊاھ (Metabolism) ۽ جاندار جسمن ۾ ڪاربوھائيڊريٽ، پروٽين ۽ چربي (Fats) جي مرڪبن جي نھڻ سان تعلق رکي ٿي. حياتياتي ڪيميا اسان کي اھو سمجھائڻ ۾ مدد ڪري ٿي تہ جاندار شيون کاڌي مان ڪيئن توانائي حاصل ڪن ٿيون. ھي اسان کي ٻڌائي ٿي تہ انھن حياتياتي ماليڪيولن جي بگاڙ ۽ ڪوٽ بيماري جو سبب ڪيئن بڻجي ٿي. ھي شاخ طب، زراعت ۽ کاڌي واري سائنس (Food Science) ۾ گھڻي ڪارائتي آھي.

1.2.5 صنعتي ڪيميا (Industrial Chemistry)

ڪيمسٽري جي اھا شاخ جيڪا صنعتن ۾ مصنوعي طور تيار ٿيندڙ شين جھڙوڪ زرعي ڀاڻ، شيشو، سيمنٽ ۽ دوائن جي تياري دوران ڪيميائي عملن جي مطالعي سان تعلق رکي ان کي صنعتي ڪيميا چئجي ٿو.

1.2.6 نيوڪليائي ڪيميا (Nuclear Chemistry)

نيوڪليئر ڪيميا ڪيمسٽري جي اھا شاخ آھي، جيڪا تابڪاري ۽ نيوڪليائي عملن ۽ خاصيتن سان واسطو رکي ٿي. تابڪار عنصرن کي طب ۾ وڏي پيماني تي خاص طور سرطان (Cancer) جي تشخيص ۽ علاج ۾ استعمال ڪيو وڃي ٿو. انڪانسواءِ کاڌو محفوظ ڪرڻ ۽ نيوڪليئر پاور ريئيڪٽر ذريعي بجلي پيدا ڪرڻ لاءِ پڻ تابڪار عنصر استعمال ٿين ٿا آھن.

1.2.7 ماحولياتي ڪيميا (Environmental Chemistry)

ماحولياتي ڪيميا، ڪيميائي مادن جي باھمي عمل ۽ ان جو ماحول ۾ موجود جانورن ۽ ٻوٽن تي پوندڙ اثرن جي مطالعي سان واسطو رکي ٿي. ذاتي صحت ۽ صفائي (Personal Hygiene)، گدلاڻ (Pollution) ۽ صحت لاءِ ھاجيڪار جزا ماحولياتي ڪيميا جا اھم موضوع آھن ۽ صحت لاءِ خطرن جو سبب بڻجندڙ ھن ڪيمسٽري جي شاخ جا اھم موضوع آھن.

1.2.8 تجزياتي ڪيميا (Analytical Chemistry)

تجزياتي ڪيميا، مرڪبن جي قسم، نوعيت ۽ ان ۾ موجود مختلف جزن جي مقدار جو تجزيو ڪرڻ ۽ الڳ ڪرڻ سان تعلق رکي ٿي. رنگ نگاري (Chromatography)، برقي تنافل (Electrophoresis) ۽ اسپيڪٽرو اسڪوپي (Spectroscopy) ۾ ھن جو استعمال ڪيو ويندو آھي.

1.2.9 طبي ڪيميا (Medical Chemistry)

علم ڪيميا جي هي شاخ هترادو نامياتي ڪيمسٽري، دوا سازي (Pharmacology) ۽ مختلف حياتياتي خاصيتن (Biological Specialties) جي مطالعي سان واسطو رکي ٿي. طبي ڪيميا هترادو مرڪبن، حياتياتي ماليڪيولن ۽ دوا سازي جي جزن (Pharmaceuticals) ناهڻ جي ڪم اچي ٿي.

1.2.10 ڪوانٽم ڪيميا (Quantum Chemistry)

ڪيمسٽري جي اها شاخ جيڪا ڪنهن سسٽم ۾ طبعي ڪيميائي ماڊل جي استعال، طريقيڪار ۽ تجربن سان واسطو رکي ان کي ڪوانٽم ڪيميا چئجي ٿو. هن کي ماليڪيولي ڪوانٽم ميڪنزم (Molecular Quantum Mechanism) پڻ سڏجي ٿو.

1.2.11 گرين ڪيميا (Green Chemistry)

هي ڪيمسٽري جي اها شاخ آهي جيڪا گهٽ نقصانڪار مرڪبن جي پيداوار حاصل ڪرڻ ۽ انهن جي ڊزائن ڪرڻ جي مطالعي سان تعلق رکي ٿي. اها جٽادار ڪيميا (Sustainable Chemistry) جي نالي سان سڃاتي وڃي ٿي.

بي خطر ڪيميڪل (پوليفينائل سلفون (Polyphenylsulfon) ، گهٽ هاجيڪار ڪيميڪل (پولي ڪاربان (Poly-Carbon)) ۽ بي خطر ڳارن جي پيداوار گرين ڪيمسٽري جا مثال آهن. هن شاخ جو خاص مقصد ناڪاره شين جو بامقصد استعمال ۽ ڪيميائي صنعت ۾ توانائي جي ڪارڪردگي ۾ سڌارو آڻڻ آهي.

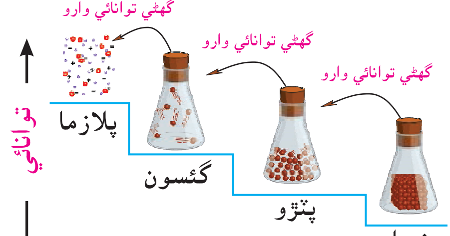
آزمائشي سوال

- اها ڪيمسٽري جي ڪهڙي شاخ آهي جنهن ۾ مرڪبن جي معيار ۽ مقدار جو تجزيو ڪيو وڃي ٿو؟
- حياتياتي ماليڪيولن جي ڪوٺ سبب ڇا ٿيندو آهي؟
- پنهنجي آسپاس ۾ گرين ڪيمسٽري جا ڪي مثال ڳوليو ۽ انهن جي فهرست ناهيو؟
- طبي ڪيمسٽري ۽ حياتياتي ڪيمسٽري ۾ فرق واضح ڪريو؟

1.3 بنيادي وصفون (Basic Definition)

1.3.1 مادو (Matter)

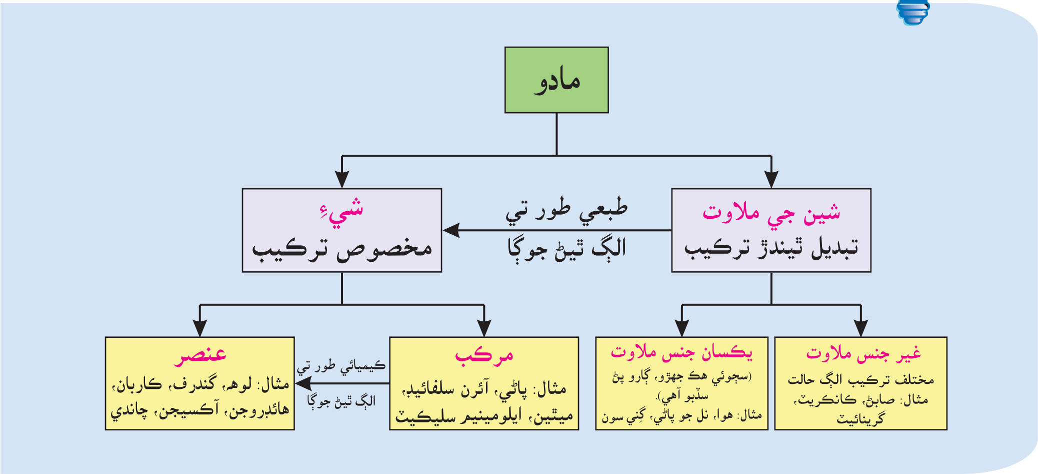
اسان جي چوڌاري موجود سڀ شيون مادو آهن. جهڙوڪ هوا جنهن ۾ ساهه کڻون ٿا ، ڪتاب ۽ هرشئي جيڪا ڇُهي ۽ ڏسي سگهون ٿا. مادي جي تعريف هن ريت آهي ”جيڪا شيءِ مايو رکي ۽ جاءِ والاري مادوآهي.“ مادو عام طور ٽن حالتن نهري پنڙي ۽ گئس حالتن ۾ ملي ٿو. سائنسدان پلازما



شڪل 1.1 توانائي ۾ اضافي سبب مادي جون حالتون: نهري کان پنڙو، پنڙي کان گئس ۽ گئس کان پلازما

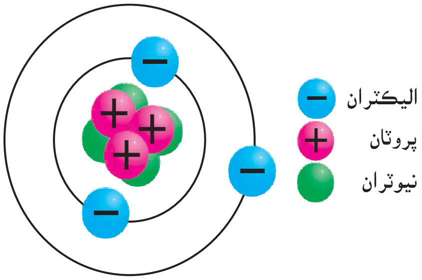
ڪي مادي جي چوٿين حالت سمجهن ٿا. مادي جون مختلف حالتون توانائي جي وڌندڙ ترتيب سبب آهن.

چا توهان کي خبر آهي؟



1.3.2 ائٽم (Atom)

مادو تمام ننڍڙن ذرڙن جو ٺهيل آهي جن کي ائٽم چئجي ٿو. ائٽم مادي جا بنيادي ايڪا آهن ۽ عنصرن جي جوڙجڪ واضح ڪن ٿا. اهو به دريافت ٿيو آهي ته ائٽم اڃان وڌيڪ ننڍن ذرڙن اليڪٽران، پروٽان ۽ نيوٽران جو ٺهيل آهي. جيئن شڪل 1.2 ۾ ڏيکاريل آهي. پروٽان ۽ نيوٽران مرڪز ۾ آهن ۽ اليڪٽران مرڪز چوڌاري ڦرندا رهن ٿا.



شڪل 1.2 ائٽم جا ذرڙا

1.3.3 ماليڪيول (Molecules)

ڪيميائي مادن ۾ ماليڪيول اهو باريڪ ذرڙو آهي جنهن جون ڪيميائي خاصيتون انهي عنصر، مرڪب يا ڪيميائي مادي وانگر آهن. ماليڪيول ڪيميائي باند ذريعي ائٽمن مان ٺهيل هوندا آهن. اهي اليڪٽران جي ڏي وٺ (Sharing) يا متاستا (Exchange) جي نتيجي طور ٺهن ٿا. ماليڪيول هڪ، ٻن يا گهڻن ائٽمن جي ملڻ سان به ٺهن ٿا جنهنڪري هڪ، ٻه ۽ گهڻن ائٽمن وارا (Monoatomic, diatomic, polyatomic) سڏجن ٿا.

جدول 1.2 اڪيلي، ٻٽي، گهڻ ائٽمي ماليڪيول جا مثال

اڪيلي ائٽم جا ماليڪيول (Monatomic Molecules)					
نالو	هيليم	آرگان	ڪرپٽان	زينان	ريڊان
نشاني	He	Ar	Kr	Xe	Rn
ٻٽي ائٽم جا ماليڪيول (Diatomic Molecules)					
نالو	نائٽروجن	آڪسيجن	ڪلورين	برومين	آيوڊين
ماليڪيولي فارمولا	N_2	O_2	Cl_2	Br_2	I_2
گهڻ ائٽمي ماليڪيول (Polyatomic Molecules)					
نالو	اوزون (Ozone)	فاسفورس	سلفر (Sulpher)		
ماليڪيولي فارمولا	O_3	P_4	S_8		

1.3.4 شيءِ يا ڪيميائي مواد (Substance)

خالص حالت ۾ مادي جي ٽڪري کي ڪيميائي مواد يا هڪ شيءِ (Substance) طور سڏيو ويندو آهي. هر شيءِ کي مستقل ترڪيب ۽ مخصوص طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون ٿينديون آهن. خالص شين جا مثال ٽين Tin، گندرف (Sulphur)، هيرو (Diamond)، پاڻي، خالص کنڊ (Sucrose)، ڪاڌي جو لوڻ (Sodium Chloride) ۽ مني سوڍا (Sodium Bicarbonate) آهن. شيون عنصر ۽ مرڪبن تي مشتمل آهن.

لوڻ (Salt)   هيرو (Diamond)   گندرف (Sulphur)

شڪل 1.3 خالص شين جا مثال

1.3.5 عنصر (Element)

عنصر هڪ ئي قسم جي ائٽمن جو ٺهيل مواد آهي. هن جو ائٽمي نمبر به ساڳيو ٿئي ٿو ۽ عام ڪيميائي عمل ذريعي وڌيڪ ننڍين شين ۾ ٽوڙي نه ٿو سگهجي. عنصر فطري طور خالص يا مرڪبن جي صورت ۾ نهري، پٽڙي ۽ گئس جي حالت ۾ ملن ٿا. هن وقت 118 عنصر دريافت ٿي چڪا آهن. انهن مان گهڻا عنصر نهرا آهن جيئن لوهه، جست، ٽامون، سون، چاندي وغيره. ڪي ٿورا عنصر پٽڙي حالت ۾ ملن ٿا جيئن پارو (Mercury) ۽ برومين (Bromine). ڪجهه عنصر گئس جي حالت ۾ جيئن هائڊروجن آڪسيجن ۽ نائٽروجن وغيره. عنصرن کي انهن جي خاصيتن جي آڌار تي ڌاتو (Metal)، غير ڌاتو (Non-metal) ۽ نيم ڌاتو (Metalloids) ۾ ورهايو ويو آهي.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

ڌاتو (Metal): ڌاتو عام طور نهرو، سخت (Hard)، چمڪندڙ (Shiny)، ورق پذير يا لچڪدار (Malleable)، مرنڊڙ يا ناليدار (Ductile) سنا بجلي ۽ گرمي پسرائيندڙ (Conductive) آهن (مثال لوهه، سون، چاندي ۽ ايلومينيم ۽ مٽ (Alloys)، جيئن رڪ (Steel) پتل وغيره).

غير ڌاتو (Non-metals): هي اهي عنصر آهن جن کي ڌاتو واريون خاصيتون نه هونديون آهن اهي بجلي ۽ گرمي جا اڻ پسرائيندڙ، غير چمڪدار (Luster) ۽ غيرلچڪدار (Flexibility) هوندا آهن. غير ڌاتو عنصر جو هڪ مثال ڪاربان آهي.

نيم ڌاتو (Metalloids): نيم ڌاتو اُهي عنصر آهن جن جون خاصيتون ڌاتو ۽ غير ڌاتو جي وچ واريون هونديون آهن. اهي نيم پسرائيندڙ (Semiconductor) ٿين ٿا. (مثال سنکيو (Arsenic)، سُرمون (Antimony) يا ٽين (Tin) وغيره.

1.3.6 نشاني يا علامت (Symbol) ڪي ڪيئن لکجي؟

نشاني يا علامت ڪنهن عنصر جي نالي ظاهر ڪرڻ لاءِ هڪ مخفف آهي. نشاني انگريزي لاطيني، يوناني يا جرمن زبان ۾ ان عنصر جي نالي مان ورتي وئي آهي.

- نشاني اڪثر ڪري هڪ يا ٻن حرفن جون آهن.
- هر نشاني انگريزي جي وڏي حرف سان شروع ٿئي ٿي جيئن ڪاربان C ۽ سلفر S سان.
- جيڪڏهن نشاني ۾ ٻيو حرف آهي ته پهريون حرف وڏو ۽ ٻيو حرف ننڍو لکجي ٿو، جيئن هيليم لاءِ He ۽ ڪروميم لاءِ Cr آهي.

ڪاربان سلفر هيليم

شڪل 1.4 عنصرن جون علامتون

جدول 1.3 لاطيني يوناني ۽ جرمن مان اخذ ڪيل 30 عنصرن جون نشانيون ۽ انگريزي نالا.

سلسليوار نمبر	انگريزي ۾ عنصر جا نالا		لاطيني ۽ يوناني مان ورتل		علامت
01	هائڊروجن	Hydrogen	يوناني	root genes	H
02	هيليم	Helium	يوناني	Helios	He
03	ليٿيم	Lithium	يوناني	Lithos	Li
04	بيريليم	Beryllium	يوناني	Beryllos	Be
05	بوران	Boron	لاطيني	Busaq	B
06	ڪاربان	Carbon	لاطيني	Carbone	C
07	نائٽروجن	Nitrogen	يوناني	Nitromgenes	N
08	آڪسيجن	Oxygen	يوناني	Oxygeinomes	O
09	فلورين	Fluorine	لاطيني	Flouor	F
10	نيون	Neon	يوناني	Neos	Ne
11	سوڊيم	Sodium	لاطيني	Natrium	Na
12	مئگنيشيم	Magnesium	يوناني	Magnesium	Mg
13	الومينيم	Aluminum	لاطيني	Alumen	Al
14	سليڪان	Silicon	لاطيني	Silen	Si
15	فاسفورس	Phosphorus	يوناني	Phoros	P
16	سلفر	Sulphur	لاطيني	Sulohur	S
17	ڪلورين	Chlorine	يوناني	Chloros	Cl
18	آرگان	Argon	يوناني	Argon	Ar
19	پوٽئشيم	Potassium	لاطيني	Kalium	K
20	ڪئلشيم	Calcium	يوناني	Claix	Ca
21	اسڪين ڊيم	Scandium	لاطيني	Scandia	Sc
22	ٽائٽينيم	Titanium	يوناني	Titan	Ti
23	وينيڊيم	Vanadium	يوناني	Vanadis	V
24	ڪروميم	Chromium	يوناني	Chroma	Cr
25	مئگنيز	Magnese	يوناني	Magnesia	Mn
26	آئرن	Iron	لاطيني	Ferrom	Fe
27	ڪوبالٽ	Cobalt	جرمن	Kobold	Co
28	نڪل	Nichel	جرمن	Kupanickel	Ni
29	ڪاپر	Copper	لاطيني	Cuprum	Cu
30	زنڪ	Zinc	جرمن	Zink	Zn

1.3.7 ويلنسي يا برقي شڪتي (Valency) ڇا آهي؟

هڪ عنصر جي ٻئي عنصر سان ملڻ جي سگهه کي ويلنسي چئبو آهي. ويلنسي ٻاهرئين مدار ۾ اليڪٽرانن جي تعداد تي دارومدار رکي ٿي. ڪنهن عنصر جو هڪ ائٽم جيڪي اليڪٽران حاصل ڪري، ڏئي، ورهائي يا ڀائيواري ڪري سگهي اها ويلنسي آهي.

ڪجهه عنصر علامت ۽ ويلنسي سان جدول 1.4 ۾ هيٺ ڏنل آهن.

سلسليوار نمبر	عنصر Element	علامت Symbol	ائٽمي نمبر Atomic Number	ويلنسي Valency
.1	هائڊروجن	H	1	1
.2	هيليم	He	2	0
.3	ليٿيم	Li	3	1
.4	بيريليم	Be	4	2
.5	بوران	B	5	3
.6	ڪاربان	C	6	4
.7	نائٽروجن	N	7	2, 5, 3
.8	آڪسيجن	O	8	2
.9	فلورين	F	9	1
.10	نيان	Ne	10	0
.11	سوڊيم	Na	11	1
.12	مئگنيشيم	Mg	12	2
.13	الومينيم	Al	13	3
.14	سليڪان	Si	14	4
.15	فاسفورس	P	15	3
.16	سلفر	S	16	2
.17	ڪلورين	Cl	17	1
.18	آرگان	Ar	18	0
.19	پوٽئشيم	K	19	1
.20	ڪئلشيم	Ca	20	2
.21	اسڪئنڊيم	Sc	21	3
.22	ٽائٽينيم	Ti	22	2, 3
.23	وينيڊيم	V	23	2, 3, 4
.24	ڪروميم	Cr	24	3
.25	مئگنيز	Mn	25	2, 3, 6

2, 3	26	Fe	آئرن	.26
2, 3, 4	27	Co	ڪوبالٽ	.27
1, 2	28	Ni	نڪل	.28
1, 2	29	Cu	ڪاپر	.29
2	30	Zn	زنڪ	.30

1.3.8 ڪيميائي فارمولا ڇا آهي؟ (What is Chemical Formula?)

ڪيميائي فارمولا ڪنهن مرڪب ۾ عنصرن جي علامتن ۽ عنصرن جي هڪ ٻئي سان نسبتن (Ratios) کي ڏيکاري ٿو.

ڪيميائي فارمولا ڪنهن مرڪب ۾ هر عنصر جي ائٽمن جو تعداد ٻڌائي ٿو. مثال طور پاڻي جو ڪيميائي فارمولو H_2O ڏيکاري ٿو ته پاڻي ۾هائڊروجن جا 2 ائٽم ۽ آڪسيجن جو 1 ائٽم آهي، امونيا جو ڪيميائي فارمولا NH_3 هڪ نائٽروجن ائٽم جو ٽن هائڊروجن ائٽمن سان ڪيميائي ميلاپ ظاهر ڪري ٿو.

1.3.9 مرڪب (Compounds)

مرڪب ٻن يا ٻن کان وڌيڪ عنصرن جي هڪ ٻئي سان مايي جي مقرر ڪيل نسبت سان ڪيميائي ميلاپ سان ٺهيل مادو آهي، پر اهو مڪمل طور تي مختلف خاصيت وارو نئون مادو آهي.

عنصرن کي ملائڻ وارا بانڊ، آئني بانڊ (Ionic Bond) ۽ ڪووئلنٽ بانڊ (Covalent bond) تي سگهن ٿا. مثال طور: Nacl، $CuSO_4$، KBr آئني مرڪب آهن ۽ H_2O، CH_4، H_2SO_4 ڪووئلنٽ مرڪب آهن.

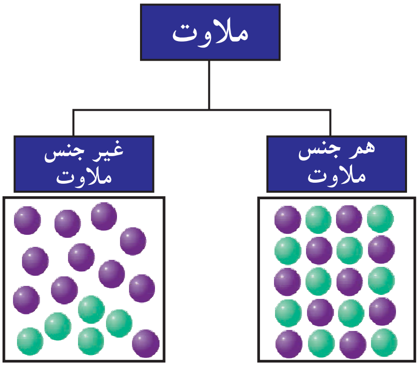
جدول 1.5 ڪجهه عام مرڪب ۽ انهن جا فارمولا

ڪيميائي فارمولا (Chemical Formula)	مرڪب (Compound)
H_2O	پاڻي (Water)
SiO_2	واري (Silicon Dioxide)
NaOH	ڪاسٽڪ يا مني سوڊا (Sodium Hydroxide)
NaCl	لوڻ (Sodium Chloride)
$Na_2CO_3\ _{10}H_2O$	ڪار يا ڌوئڻ جي سوڊا (Sodium Carbonate)
$CaCO_3$	چن جو پٿر (Calcium Carbonate)
$C_{12}H_{22}O_{12}$	کنڊ (Sugar)
NH_3	امونيا (Ammonia)
H_2SO_4	سلفر جو تيزاب (Sulphuric Acid)
CaO	ڪئلشيم آڪسائيڊ (Calcium Oxide)

1.3.10 ملاوت (Mixture)

ٻن يا ٻن کان وڌيڪ عنصرن يا مرڪبن جو بنا ڪنهن مقرر ڪيل طبعي نسبت جي ميلاپ کي ملاوت چئبو آهي. ملاوت ۾ ترڪيبي جزا پنهنجون ڪيميائي خاصيتون قائم رکن ٿا. ملاوت کي پيهر طبعي طريقن سان الڳ ڪري سگهجي ٿو، جهڙوڪ ڇاڻڻ (Filtration)، بخارجڻ (Evaporation)، عرق ڪشيدي (Distillation) ۽ قلمجڻ (Crystallization).

ملاوت جا ٻه اهم قسم آهن، يڪسان جنسي ملاوت (Homogeneous Mixture) ۽ غير جنسي ملاوت (Heterogeneous Mixture)، جيڪي شڪل 1.5 ۾ ڏيکاريل آهن. يڪسان جنسي ملاوت ۾ سڀ شيون ملاوت ۾ هڪ جيتريون ورهايل هونديون آهن. جيئن (ٽيانوپاٽي هوا، رت). هيٽرو جينيس ملاوت ۾ سڀ شيون هڪ جيترين تقسيم ٿيل نه هونديون آهن، جيئن (چاڪليٽ چپس بسڪيٽ، پيزا ۽ پٽر).



شڪل 1.5 ملاوت جا قسم

جدول 1.6 عنصر، مرڪب ۽ ملاوت وچ ۾ فرق.

عنصر Element	مرڪب Compound	ملاوت Mixture
عنصر ساڳئي قسم جي ائٽمن جو ٺهيل هوندو آهي ۽ قدرتي دريافت آهي.	مرڪب عنصرن جي ائٽمن سان ڪيميائي ميلاپ وسيلي ٺهندو آهي.	ملاوت شين جي عام ميلاپ سان ٺهندو آهي.
عنصر ائٽمن جي هڪ جهڙائي ڪري منفرد خاصتون ڏيکارين ٿا.	مرڪب ۾ جزا پنهنجي سڃاڻپ وڃائي ڇڏين ٿا ۽ نئين خاصيتن وارو نئون مادو ٺهي ٿو.	ملاوت ۾ جزا پنهنجي سڃاڻپ قائم رکن ٿا.
عنصرن جو ائٽمي نمبر ساڳيو ٿئي ٿو.	مرڪب ۾ مايي جي مقرر ترڪيب هوندي آهي.	ملاوت ۾ مايي جي مقرر ترڪيب نه هوندي آهي.
سادي طريقي سان انهن کي وڌيڪ ورهائي نه ٿو سگهجي.	طبعي طريقن سان جزن کي الڳ نه ٿو ڪري سگهجي.	طبعي طريقن سان جزن ۾ الڳ ڪري سگهجي ٿو.

عنصرن ڪي علامت سان ڏيکاريو وڃي ٿو جيڪي عنصرن جي نالن جا مخفف آهن.	هر مرڪب ڪي ڪيميائي فارمولا ذريعي ظاهر ڪيو وڃي ٿو.	ڪنهن بہ ڪيميائي فارمولا سان ظاهر نہ ٿو ٿئي.
عنصر هم جنس ٿين ٿا.	مرڪب هم جنس ٿين ٿا.	ملاوت ۾ يڪسان جنسي ترڪيب توڙي غير جنسي ترڪيب ٿي سگهي ٿي.
جيئن عنصرن جو ائٽمي نمبر وڌندو رجڻ پد بہ وڌندو.	مرڪبن جو رجڻ پد مقرر ۽ مستقل هوندو آهي.	ملاوتن ۾ رجڻ پد مقرر ۽ مستقل نہ هوندو آهي.

آزمائشي سوال

- توهان ڪيئن مادي (Matter) ۽ ڪيميائي شين (Substance) ۾ فرق ڪري سگهو ٿا؟
- هيٺ ڄاڻايل مرڪبن ۾ ڪهڙا عنصر شامل آهن؟
  ڪارَ (Washing Soda)، کنڊ (Sugar)، وارِي (Sand) ۽ ڪاسٽڪ سوڊا (Caustic Soda)
- هيٺ ڄاڻايلن مان عنصر، مرڪب ۽ ملاوت سڃاڻو؟
  ڪاڏي جو لوڻ، آئس ڪريم، رت، سليڪان، ڪوڪاڪولا، ٽين، جست، پاڻي ۽ گندرف جي ماس

1.3.11 نسبتي ائٽمي مايو ۽ ائٽمي مايي جو ايڪو (Relative Atomic Mass and Atomic Mass Unit)

نسبتي ائٽمي مايو (Relative Atomic Mass) ڪنهن بہ عنصرجي قدرتي طور ملنڊڙ همزادن (Isotopes) جي سراسري مايي کي ڪاربان C-12 جي ماس سان ڀيٽ ڪري معلوم ڪيو ويندو آهي.

$$\text{نسبتي ائٽمي مايو } Ar = \frac{\text{عنصر جي هڪ ائٽم جو سراسري مايو}}{\frac{1}{12} \times \text{ڪاربان C-12 جي هڪ ائٽم جو مايو}}$$

نسبتي ائٽمي مايي جو ايڪو، ائٽمي ماس يونٽ آهي، جنهن جي علامت a.m.u آهي.

$$1\ \text{a.m.u} = 1.6 \times 10^{-24}\ \text{گرام}$$

1.3.12 سادو فارمولا ۽ ماليڪيولي فارمولا (Empirical Formula and Molecular Formula)

مرڪبن کي ڪيميائي فارمولا ذريعي ظاهر ڪيو ويندو آهي. جيئن عنصرن کي ائٽمن جي علامت سان ڏيکاريو ويندو آهي. ڪيميائي فارمولا جا بہ قسم آهن سادو فارمولا (Empirical Formula) ۽ ماليڪيولي فارمولا (Molecular Formula) آهن.

سادو يا اصولي فارمولا (Empirical Formula)

اهو فارمولا، جيڪو هڪ ماليڪيول ۾ موجود هر قسم جي ائٽمن جو گهٽ ۾ گهٽ تعداد ظاهر ڪري ٿو، ان کي سادو فارمولا چئجي ٿو.

- سادو فارمولا هڪ ماليڪيول ۾ موجود ائٽمن جي سادي نسبت ڏيکاري ٿو.
- هي فارمولا هڪ ماليڪيول ۾ ائٽمن جو حقيقي تعداد نه ٿو ڏيکاري.
- سادو فارمولا اسان کي ان ۾ موجود عنصرن جو قسم ٻڌائي ٿو.

مثال طور:

(1) بينزين (Benzene) جو ماليڪيولر فارمولا C_6H_6 آهي. جنهن ۾ هائڊروجن ۽ ڪاربان جي سولي نسبت 1:1 آهي. انهيءَ ڪري سادو فارمولا CH ٿئي ٿو.

(2) گلوڪوز (Glucose) جو ماليڪيولر فارمولا $C_6H_{12}O_6$ آهي. ان جي نسبت هيٺ ڏيکاريل آهي.

$$
\begin{array}{ccccc}
C_6 & & H_{12} & & O_6 \\
6 & : & 12 & : & 6 \\
1 & : & 2 & : & 1 \\
C & : & H_2 & : & O
\end{array}
$$

تنهنڪري، گلوڪوز جو سادو فارمولا CH_2O آهي ۽ گلوڪوز جي ماليڪيولن ۾ ائٽمن جو سادي نسبت 1:2:1 آهي.

ماليڪيولر فارمولا (Molecular Formula)

اهو فارمولا جيڪو ڪنهن ماليڪيول ۾ موجود هر قسم جي ائٽمن جو اصلي تعداد ظاهر ڪري، ان کي ماليڪيولي فارمولا (Molecular Formula) چئجي ٿو.

- ماليڪيولي فارمولا کي سادي فارمولا مان ورتو ويندو آهي.
- ماليڪيولي فارمولا مايو، ان جي ائٽمن جي ماس کي جوڙ ڪري معلوم ڪيو ويندو آهي.
- مرڪب جو ماليڪيولي فارمولا ساڳيو به ٿي سگهي ٿو يا سادي فارمولا جو ضرب پڻ ٿي سگهي ٿو.

مثال طور، بينزين (Benzene) جو ماليڪيولي فارمولا C_6H_6 آهي جنهن کي 6 ڪاربان ۽ 6 هائڊروجن ائٽم آهن، ماليڪيولر فارمولا سادي فارمولا جو سڄو ضربينڊڙ (Integral Multiple) (1، 2، 3 وغيره) آهي.

ماليڪيولر فارمولا = n × (سادو فارمولا)

هتي n = 1، 2، 3 وغيره

جدول 1.7 ماليڪيولر فارمولا ۽ سادي فارمولا سان ڪجهه مرڪب

مرڪب (Compound)	سادو فارمولا	ماليڪيولي فارمولا
ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ	CO_2	CO_2
گلوڪوز	CH_2O	$C_6H_{12}O_6$
هائڊروجن پر آڪسائيڊ	HO	H_2O_2
بينزين	CH	C_6H_6
ايسيٽڪ / تيزاب	CH_2O	CH_3COOH

1.3.13 ائٽمي نمبر ۽ ائٽمي مايو (Atomic Number and Atomic Mass)

ائٽمي نمبر (Atomic Number)، ”ڪنهن عنصر جي ائٽم جي مرڪز ۾ موجود پروٽانن جو تعداد آهي.“ ان کي علامت Z ذريعي ظاهر ڪجي ٿو. عنصر جي سيني ائٽمن ۾ پروٽانن جو تعداد برابر هجڻ ڪري ان جو ائٽمي نمبر ساڳيو هوندو آهي.

مثال طور آڪسيجن جي سمورن ائٽمن ۾ پروٽانن جو تعداد 8 آهي. انهي ڪري ائٽمي نمبر 8 $(Z = 8)$ ٿيندو آهي.

ائٽمي مايو (Atomic Mass) ڪنهن عنصر جي ائٽم جي مرڪز ۾ موجود پروٽانن ۽ نيوٽرانن جو ٽوٽل تعداد آهي. هن کي علامت “A” ذريعي ڏيکاريو ۽ مساوات $A = Z + N$ ذريعي معلوم ڪيو وڃي ٿو. هتي “N” نيوٽرانن جو تعداد آهي. مثال طور نائٽروجن ائٽم ۾ پروٽان جي تعداد 7 ۽ نيوٽران جي تعداد 7 آهي پوءِ نائٽروجن جو ائٽمي مايو 14 $(A = 7 + 7 = 14)$ ٿئي ٿو.

مثال 1.1: جيڪڏهن ڪنهن عنصر جي ائٽم ۾ پروٽان جو تعداد 11 ۽ نيوٽران جو تعداد 12 آهي، ان جو ائٽمي نمبر ۽ ائٽمي مايو معلوم ڪريو؟

حل:

پروٽان جو تعداد = 11

نيوٽران جو تعداد = 12

Z = ؟

A = ؟

اسان کي خبر آهي ته ائٽمي نمبر Z پروٽان جو تعداد آهي، انهيءَ ڪري

ائٽمي نمبر $Z = 11$

ائٽمي مايو آهي، $A = Z + N$

$A = 11 + 12$

$A = 23$

مثال 1.2: ڪنهن ائٽم ۾ Z = 20 ۽ A = 40 آهن تہ ائٽم ۾ پروٽان ۽ نيوٽران جو تعداد ڪيترو آهي؟

حل:

40 = A

20 = Z

پروٽان جو تعداد؟

نيوٽران جو تعداد؟

جيئن پروٽان جو تعداد Z آهي.

پروٽان جو تعداد Z = 20

نيوٽران جو تعداد = A – Z

= 40 – 20

= 20

1.3.14 ماليڪيولي مايو ۽ فارمولا مايو (Molecular Mass and Formula Mass)

ماليڪيولي مايو، هي ڪنهن مادي جي ڪنهن ماليڪيول ۾ موجود سڀني ائٽمن جي ائٽمي مايي جو جمع آهي. مثال طور ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ CO_2 جو ماليڪيولي مايو 44 a.m.u آهي ۽ H2O جو 18 a.m.u آهي.

مثال 1.3: نائٽرڪ ائسڊ HNO_3 جو ماليڪيولي مايو معلوم ڪريو؟

حل:

H جو ائٽمي مايو = 1 a.m.u

N جو ائٽمي مايو = 14 a.m.u

O جو ائٽمي مايو = 16 a.m.u

ماليڪيولر مايو = 1 (H جو ائٽمي مايو) + 1 (N جو ائٽمي مايو) + 3 (O جو ائٽمي مايو)

= 1 + 14 + 3 (16)

= 1 + 14 + 48

= 63 a.m.u

فارمولا مايو (Formula Mass)

آئني مرڪب (Ionic Compounds) جيڪي ٽهرا قلم (Three dimensional solid crystal) ٺاهن ٿا انهن کي فارمولا ايڪي (Formula Units) ۾ ڏيکاريو ويندو آهي. اهڙي صورت ۾ فارمولا ايڪي ۾ موجود سڀني ائٽمن جي ائٽمي مايي جي جوڙ سان فارمولا مايو جو حساب لڳايو ويندو آهي، جنهن کي فارمولا مايو چئبو آهي. مثال طور، سوڊيم ڪلورائيڊ جو فارمولا مايو 58.5 a.m.u آهي.

مثال 1.4: ايلومينيم سلفيٽ $Al_2(SO_4)_3$ جو فارمولا مايو معلوم ڪريو؟

حل:

Al جو ائٽمي مايو = 26.98 a.m.u

S جو ائٽمي مايو = 32 a.m.u

O جو ائٽمي مايو = 16 a.m.u

فارمولا ايڪو = $Al_2(SO_4)_3$

$Al_2(SO_4)_3$ جو فارمولا مايو = (16)12 + (32)3 + (26.98)2

= 192 + 96 + 53.96

= 341.96 a.m.u

آزمائشي سوال

- سادي فارمولا (Empirical Formula) ۽ ماليڪيولي فارمولا (Molecular Formula) ۾ فرق ڏيکاريو؟
- فارمولا مايو ۽ ماليڪيولي مايو جو الڳ الڳ شمار ڪيئن ٿا، جيتوٽيڪ معلوم ڪرڻ جو طريقو ساڳيو آهي؟

1.4 ڪيميائي جنسون (Chemical Species)

جيڪڏهن ڪجھ ماليڪيول هڪ ٻئي وانگر هڪ جھڙا آهن اسان چئي سگھون ٿا اهي ساڳئي ڪيميائي جنس جا آهن. ڪيميائي جنس هڪ ڪيميائي مادو آهي، جيئن مخصوص آئن (Ion)، ائٽم يا ماليڪيول آهي.

1.4.1 آئن (ڪاٽو چارج آئن (Anions)، واڌو چارج آئن (Cations):

ائٽم يا ائٽمن جو گروپ جنهن تي چارج هجي ان کي آئن چئبو آهي. چارج واڌو يا ڪاٽو ٿي سگھي ٿي. آئن جا ٻه قسم ڪاٽو چارج آئن (Anions) ۽ واڌو چارج آئن (Cations) آهن. جڏهن ڪو ائٽم پنهنجي ٻاهرئين مدار مان اليڪٽران خارج ڪري ٿو ته واڌو چارج وارو آئن ٺهندو آهي. مثال طور Na^+ ۽ K^+ واڌو چارج وارا آئن آهن. هيٺ ڄاڻايل مساوات واڌو چارج آئن جي تشڪيل ڏيکاري ٿي.

$$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$$

ائٽم يا ائٽمن جو گروپ جنهن کي ڪاٽو چارج هوندي آهي ان کي ڪاٽو چارج آئن (Anion) چئبو آهي. ڪاٽو چارج وارو آئن، ائٽم جي اليڪٽران حاصل ڪرڻ يا اليڪٽران جي اضافي سان ٺهندو آهي. مثال طور، Cl^- ۽ O^{-2}. هيٺ ڄاڻايل مثال ائٽم جي اليڪٽران ۾ اضافي ذريعي ڪاٽو چارج آئن جي تشڪيل ڏيکاري ٿو.

$$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^{-1}$$

ماليڪيولي آئن (Molecular Ion): جڏهن ماليڪيول اليڪٽران خارج يا حاصل ڪري ٿو ان ڪي ماليڪيولي آئن چئجي ٿو. ڪنهن ائٽم جي آئن وانگر ماليڪيول جو آئن پڻ واڌو يا ڪاٽو چارج رکي ٿو. جيڪڏهن ان کي ڪاٽو چارج آهي ته ان کي ڪاٽو چارج وارو ماليڪيولر آئن (Anionic Molecular Ion) طور ورتو وڃي ٿو، جيڪڏهن انهن کي واڌو چارج آهي ته ان کي واڌو چارج وارو ماليڪيولي آئن (Cationic Molecular Ion) سمجهيو وڃي ٿو. مثال طور CH_4^+، NO_3^{-1} وغيره.

آزاد ريڊيڪل (Free Radicals): هي اهو ائٽم يا ائٽمن جو گروپ آهي جن ۾ بغير جوڙي وارا اليڪٽران هوندا آهن. هن کي عنصر جي علامت مٿان ننڍو گول دائرو وجهي ڏيکاريو ويندو آهي. مثال طور H°، Cl°، H₃C° وغيره. جڏهن ٻن ائٽمن وارو ماليڪيول روشنائي يا حرارتي توانائي جذب ڪري ٿو ته بنا ڪنهن ڪيميائي عمل (Homolytic) ٽٽڻ سان آزاد ريڊيڪل ٺهندا آهن. آزاد ريڊيڪل تيز عامل وارا ڪيميائي جنس ٿيندا آهن.

آئن، ماليڪيولي آئن ۽ آزاد ريڊيڪل جي مٿي ڄاڻايل وصفن سان سوال اُڀرن ٿا ته ائٽم ۽ آئن، ماليڪيول ۽ ماليڪيولي آئن ۾ ڪهڙو فرق آهي. انهي طرح آئن ۽ فري ريڊيڪل جي وچ ۾ ڪهڙو فرق آهي؟ اچو ته انهن تي الڳ الڳ بحث ڪريون.

جدول 1.8 ائٽم ۽ آئن جي وچ ۾ فرق

ائٽم (Atom)	آئن (Ion)
ائٽم، ڪنهن عنصر جو باريڪ ذرڙو آهي.	آئن ڪنهن آئني مرڪب جو باريڪ ايڪو آهي.
ائٽم آزاد حالت ۾ رهي سگهي ٿو يا نه تو رهي به سگهي ۽ ڪيميائي عمل ۾ حصو وٺي ٿو.	آئن آزاد حالت ۾ نه ٿا رهي سگهن ۽ مخالف چارج جي آئن جي گهيراءَ ۾ رهن ٿا.
ائٽم برقي طور تي بي اثر (Neutral) آهي.	آئن کي واڌو يا ڪاٽو چارج هوندي آهي.

جدول 1.9 ماليڪيول ۽ ماليڪيولي آئن ۾ فرق

ماليڪيول (Molecule)	ماليڪيولي آئن (Molecular Ion)
ڪيميائي عنصر يا مرڪب ۾ ننڍي ۾ ننڍو ذرڙو ماليڪيول آهي جنهن ۾ انهي عنصر يا مرڪب جون سڀ خاصيتون هونديون آهن.	ماليڪيول جي اليڪٽران حاصل ڪرڻ يا خارج ڪرڻ سان ماليڪيولي آئن ٺهندو آهي.
ماليڪيول هميشه بي اثر ٿئي ٿو.	ماليڪيولي آئن کي واڌو يا ڪاٽو چارج ٿئي ٿي.
ماليڪيول پائيدار ايڪو آهي.	ماليڪيولي آئن عامل شيءِ آهي.
ائٽمن جي ڪيميائي ميلاپ سان ماليڪيول ٺهندو آهي.	ماليڪيول جي آئن سازي سان ماليڪيولر آئن ٺهندو آهي.

جدول 1.10 آئن ۽ آزاد ريڊيڪل ۾ فرق

آئن (Ion)	آزاد ريڊيڪل (Free Radical)
واڌو ۽ ڪاٽو چارج وارن ائٽمن کي آئن چئبو آهي.	بنا جوڙي اليڪٽرانن واري ائٽمن کي آزاد ريڊيڪل چئبو آهي.
قلمن (Crystals) ۽ ڳارن (Solution) ۾ آئن موجود هوندا آهن.	هوا (Air) ۽ ڳارن ۾ آزاد ريڊيڪل موجود هوندا آهن.
روشني جي موجودگي آئن تي اثر انداز نه ٿي ٿئي.	روشني جي موجودگي آزاد ريڊيڪل تي اثر انداز ٿئي ٿي.

1.4.2 ماليڪيول ۽ ماليڪيولن جا قسم (Molecule and types of Molecules)

ماليڪيول

ماليڪيول ائٽمن جو ڪيميائي ميلاپ آهي.
ماليڪيول مادي جو ننڍي ۾ ننڍو ذرڙو آهي.
ماليڪيول مادي جون خاصيتون ڏيکاري ٿو.
ماليڪيول آزاد حالت ۾ رهي سگهي ٿو.

هڪ ائٽمي ماليڪيول	ٻہ ائٽمي ماليڪيول	ٽي ائٽمي ماليڪيول	گهڻ ائٽمي ماليڪيول	هم ائٽمي ماليڪيول	متفرق ائٽمي ماليڪيول
هڪ ائٽم تي مشتمل ماليڪيول جيئن هيليم (He) نيان (Ne) آرگان (Ar)	ٻن ائٽمن تي مشتمل ماليڪيول جيئن هائڊروجن (H_2) آڪسيجن (O_2) ڪلورين (Cl_2)	ٽن ائٽمن تي مشتمل ماليڪيول جيئن پاڻي (H2O) ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ CO_2	گهڻن ائٽمن تي مشتمل ماليڪيول جيئن CH_4, H_2SO_4, $C_6H_{12}O_6$	ساڳئي قسم جي ائٽمن تي مشتمل ماليڪيول جيئن H_2, O_3, P_4, S_8	مختلف قسمن جي ائٽمن تي مشتمل ماليڪيول جيئن CO_2, H_2O, NH_3

آزمائشي سوال

- هيٺين مان واڌو چارج وارا آئن (Cations)، ڪاٽو چارج وارا آئن (Anions)، آزاد ريڊيڪل، ماليڪيولي آئن، ماليڪيول جي سڃاڻپ ڪريو؟
$O_2, H^+, N_2, Cl_2, CO_3^{2-}, H_2O, Br^-, H_2, H_3C^{\circ}, Na^+$
- ماليڪيولن جي درجه بندي ثابت ڪريو.

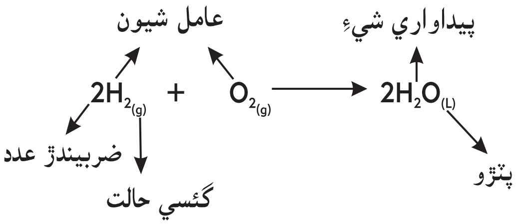
1.5 ڪيميائي مساوات ۽ ڪيميائي مساوات کي متوازن بنائڻ
(Chemical Equation and Balancing Chemical Equation)

1.5.1 ڪيميائي مساوات (Chemical Equation)

ڪيميائي مساوات علامت ۽ فارمولا جي صورت ۾ مادي جي ڪيميائي عمل کي بيان ڪرڻ جو مختصر نويسي وارو طريقو آهي.

- شروعاتي شين کي عامل (Reactants) چيو ويندو آهي ۽ هميشه تير جي کابي پاسي لکيو ويندو آهي.
- عامل شين جي عمل ڪري نهندڙ شين کي پيداواري شين (Products) طور سڃاتو وڃي ٿو ۽ تير جي ساڄي پاسي لکيو ويندو آهي.
- عامل شين ۽ پيداواري شين کي هڪ تير (→) يا ٻن تيرن (⇌) جي استعمال وسيلي عمل جي قسم جي دارومدار تي هڪ ٻئي کان الڳ رکيو ويندو آهي.
- فارمولا جي سامهون لکيل عدد کي ضربيندڙ (Co-efficient) چئبو آهي جيڪو انهن عامل شين يا پيداواري شين جي ماليڪيولن جي تعداد ظاهر ڪري ٿو.
- عامل ۽ پيداواري شين جي نهري، پٽڙي ۽ گئس جي حالت کي عبارت (s)، (g) ۽ (l) سان بيان ڪيو وڃي ٿو.
- عبارت (aq) بيان ڪري ٿي ته مادو ڳار (Solution) جي حالت ۾ آهي.
- ساڳئي طرح، جيڪڏهن عمل انگيز (Catalyst) استعمال ٿيو آهي ته ان کي تير جي مٿان لکيو ويندو آهي.

مثال طور: جڏهن هائڊروجن جا ٻه ماليڪيول ۽ آڪسيجن جو هڪ ماليڪيول عمل ڪري پاڻي جا ٻه ماليڪيول ناهين ٿا. ان عمل ۾ عامل ۽ پيداواري شين جا پورا نالا لکڻ بجاءِ ڪيميادان هن عمل کي هيٺ مساوات طور ڏيکاري ٿو.



1.5.2 ڪيميائي مساواتن کي متوازن ڪرڻ (Balancing of Chemical Equation)

ڪيميائي مساوات کي متوازن ڪرڻ دوران مايي جي بقا واري قاعدي (Law of Conversation of Mass) کي لازمي طور ويچار هيٺ آندو وڃي ٿو. ڪيميائي مساواتن کي اڪثر ڪري چڪاس واري طريقي (آزمائش ۽ پل (Trial and Error) سان متوازن ڪيو ويندو آهي. اسان مساوات کي هيٺين مرحلن ۾ متوازن ڪري سگهون ٿا.

1. سيني عامل شين پيداواري شين جا صحيح فارمولا مساوات جي تير جي کابي ۽ ساڄي پاسي لکو.
2. ٻنهي پاسن تي ائٽمن جي تعداد کي برابر ڪريو.
3. جيڪڏهن ائٽمن جو تعداد ٻئي پاسي کان گهٽ يا وڌ ظاهر ٿئي ته چڪاس واري طريقي سان مساوات کي متوازن ڪريو. ائٽمن جي تعداد کي مساوات ۾ ٻنهي پاسن (عامل ۽ پيداواري شين) کان ساڳيو رکڻ لاءِ فارمولا کي ضربيندڙ عدد سان ضرب ڪريو.
4. هائڊروجن، نائٽروجن، ڪلورين (H_2، N_2، Cl_2) اهي ٻه ائٽمي ڪوويلنٽ ماليڪيول آهن، انهن کي ڪيميائي مساوات ۾ لازمي ٻه ائٽمي ماليڪيول طور لکيو ويندو آهي.
5. آخر ۾ مساوات کي چيڪ ڪيو ۽ پڪ ڪريو ته ائٽمن جو تعداد ۽ قسم عامل ۽ پيداواري پاسي تي ساڳيو آهي. جيڪڏهن ها ته هاڻي مساوات متوازن ٿي ويئي آهي.

مثال طور: تجربيگاهه ۾ پوٽشيم ڪلوريٽ ($KClO_3$) کي گرم ڪري آڪسيجن گئس O_2 تيار ڪئي ويندي آهي. ان ۾ پيداواري شيءِ پوٽشيم ڪلورائيڊ (KCl) ۽ آڪسيجن (O_2) گئس آهن.

هاڻي هن مساوات کي مرحلي وار متوازن ڪريو.

مرحلو نمبر1: سيني عامل ۽ پيداواري شين جا صحيح فارمولا مساوات جي کابي ۽ ساڄي پاسي لکو.

$$KClO_{3(s)} \longrightarrow KCl_{(s)} + O_{2(g)}$$

مرحلو نمبر2: هر پاسي ائٽمن جو تعداد برابر ڪريو.

$$K\ (1) \longrightarrow K\ (1)$$
$$Cl\ (1) \longrightarrow Cl\ (1)$$
$$O\ (3) \longrightarrow O\ (2)$$

اسان ڏٺو ته مساوات جي ٻنهي پاسن کان K ۽ Cl عنصرن جي ائٽمن جو تعداد ساڳيو آهي پر O متوازن نه آهي. ڇاڪاڻ ته ٽي ائٽم عامل پاسي ۽ ٻه ائٽم پيداواري پاسي تي آهن.

مرحلو نمبر3: هاڻي عامل پاسي تي فارمولا ($KClO_3$) کي ضربيندڙ 2 سان ضرب ڪريو ۽ پيداواري پاسي تي آڪسيجن ائٽمن کي متوازن ڪرڻ لاءِ آڪسيجن اڳيان 3 لکو.

$$2KClO_{3(s)} \longrightarrow KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

عامل شيون — پيداواري شيون

عامل شيون		پيداواري شيون
K (2)	$\longrightarrow$	K (1)
Cl (2)	$\longrightarrow$	Cl (1)
O (6)	$\longrightarrow$	O (6)

مرحلو نمبر4: هاڻي ورائي چيڪ ڪريو ۽ پيداواري پاسي تي KCl جي اڳيان 2 وجهي مساوات کي متوازن ڪريو.

$$2KClO_{3(s)} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_2$$

عامل شيون		پيداواري شيون
K (2)	$\longrightarrow$	K (2)
Cl (2)	$\longrightarrow$	Cl (2)
O (6)	$\longrightarrow$	O (6)

هي ڪيميائي مساوات هاڻي متوازن ٿي چڪي آهي.

آزمائشي سوال

- هيٺ ڄاڻايل مساوات ۾ عامل پاسي تي $KClO_3$ اڳيان ضربيندڙ 4 ۽ پيداواري پاسي KCl اڳيان 4 لکي ان کي متوازن ڪريو. $KClO_{3(s)} \rightarrow KCl_{(s)} + O_{2(g)}$
- هينئين مساوات کي متوازن ڪريو.

$$CaCO_{3(s)} + HCl_{(ag)} \rightarrow CaCl_{2(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

1.6 مول ۽ ايووگڊروز نمبر (Mole and Avogadro's Numbers)

1.6.1 گرام ائٽمي مايو، گرام ماليڪيولي مايو، گرام فارمولا مايو (Gram Atomic Mass, Gram Molecular Mass, Gram Formula Mass)

اسان پڙهي آيا آهيون ته سڀ شيون ائٽمن، ماليڪيولن ۽ فارمولا ايڪن جون ٺهيل آهن.

ائٽم جو مايو ائٽمي مايو آهي، ماليڪيول جو مايو ماليڪيولي مايو آهي ۽ فارمولا ايڪي جو مايو فارمولا مايو آهي. اهي سڀئي مايا a.m.u ۾ واضع ڪيا ويندا آهن. جڏهن انهن مايَن کي گرام ۾ واضع ڪيو ويندو ته اهي گرام ائٽمي مايو (Gram Atomic Mass)، گرام ماليڪيولي مايو (Gram Molecular Mass) ۽ گرام فارمولا مايو (Gram Formula Mass) جي اصطلاح طور استعمال ٿيندا.

گرام ائٽمي مايو (Gram Atomic Mass): ڪنهن عنصر جو ائٽمي مايو گرامن ۾ واضع ڪيو وڃي ته ان کي گرام ائٽمي مايو چئبو. ان کي 1 مول پڻ چئبو آهي.

آڪسيجن جو 1 گرام ائٽم = 16.0 g گرام = آڪسيجن ائٽم جو 1 مول
ڪاربان جو 1 گرام ائٽم = 12.00 گرام = ڪاربان ائٽم جو 1 مول
نائٽروجن جو 1 گرام ائٽم = 14.00 گرام = نائٽروجن جو 1 مول
انهي جو مطلب مختلف عنصرن جو 1 گرام ائٽمي مايو ۾ مختلف مايا آهن.

گرام ماليڪيولي مايو: مرڪب يا ماليڪيول جي مايي کي گرامن ۾ واضع ڪيو وڃي ته ان کي گرام ماليڪيولي مايو سڏبو آهي، ان کي 1 مول پڻ سڏبو آهي.

آڪسيجن (O_2) جو 1 گرام ماليڪيول = 32.00 گرام = آڪسيجن ماليڪيول جو 1 مول
پاڻي (H_2O) جو 1 گرام ماليڪيول = 18.00 گرام = پاڻي جي ماليڪيول جو 1 مول
ايٿانول (C_2H_5OH) جو 1 گرام ماليڪيول = 46.00 گرام = ايٿانول جي ماليڪيول جو 1 مول

گرام فارمولا مايو (Gram Formula Mass): آئني مرڪب جي فارمولا مايي کي گرام ۾ واضع ڪيو وڃي ته ان کي گرام فارمولا مايو چئبو آهي. ان کي 1 مول پڻ چئبو آهي.

Nacl جو 1 گرام فارمولا = 58.5 گرام = سوڊيم ڪلورائيڊ جو 1 مول
$CaCO_3$ جو 1 گرام فارمولا = 100 گرام = ڪئلشيم ڪاربونيٽ جو 1 مول

1.6.2 مول (Mole):

ڪنهن شيءِ جو ائٽمي مايو، ماليڪيولي مايو ۽ فارمولا مايو کي گرامن ۾ واضع ڪيو وڃي ته ان کي مول چيو وڃي ٿو. مول جي وصف هن ريت آهي "هڪ مول ۾ ڪنهن شيءِ جي ذرڙن جو تعداد ايوگئڊرو نمبر 6.02×10^{23} جي برابر ٿيندو آهي.

گرام ائٽمي مايو ۽ a.m.u

گرام ائٽمي مايو | ائٽمي مايو

ڪاربان ائٽم جو = 12 گرام | هڪ ڪاربان ائٽمجو = 12 a.m.u

اهڙي طرح ڪاربان جو ائٽمي مايو آهي 12 گرام = ڪاربان ائٽم جو 1 مول
H_2SO_4 جو ماليڪيولر مايو آهي 98 گرام = H_2SO_4 ماليڪيول جو 1 مول

مول ۽ مايي جي وچ ۾ تعلق کي هن ريت واضع ڪري سگهجي ٿو.

$$\text{مول نمبر} = \frac{\text{ڪنهن شيءِ جو معلوم مايو}}{\text{ان شيءِ جو مولر مايو}}$$

يا

شيءِ جو مايو (گرام) = مول تعداد × مولر مايو

مثال 1.5: سوڊيم جي 40 گرام ۾، مول نمبر معلوم ڪريو؟

حل:

سوڊيم جو ڇاڻايل مايو = 40 گرام

سوڊيم جو ائٽمي مايو = 23 a.m.u

مول نمبر = ؟

$$\text{مول نمبر} = \frac{\text{ڪنهن شيءِ جو معلوم مايو}}{\text{ڪنهن شيءِ جو مول مايو}}$$

$$= \frac{40}{23}$$

= 1.73 سوڊيم جا مول

مثال 1.6: CO_2 جي 4 مولن جو مايو ڇا آهي؟

حل:

CO_2 جو مول نمبر = 4 مول

CO_2 جو فارمولا مايو = 44 a.m.u

CO_2 جو مايو = ؟

CO_2 جو مايو = CO_2 جو مول نمبر × CO_2 جو فارمولا مايو

$= 4 \times 44 = 176$ گرام

1.6.3 ايووگڊروز نمبر (Avogadro's Number)

هڪ اطالوي سائنسدان، ايووگڊروز ڪنهن مول ۾ موجود ائٽمن، ماليڪيولن ۽ آئنن جي تعداد کي معلوم ڪيو هئو ۽ ان اهو تعداد 6.02×10^{23} معلوم ڪيو. هن تعداد کي ايووگڊروز نمبر چئبو آهي ۽ علامت N_A سان بيان ڪيو ويندو آهي.

مثال طور، آڪسيجن ماليڪيول O_2 جو 1 مول = 32 گرام

تنهنڪري، O_2 جا 32 گرام ۾ 6.02×10^{23} ماليڪيول ٿيندا.

ساڳئي طريقي سان NaCl جو مول = (35.5 + 23) = NaCl جا 58.5 گرام

$= 6.02 \times 10^{23}\ Na^+ + 6.02 \times 10^{23}\ Cl^{-1}$

مثال 1.7: ڪئلشيم (Ca) جي 9.2 گرام ۾ موجود ائٽمن جو تعداد معلوم ڪريو؟

حل:

ڪئلشيم (Ca) جو ائٽمي مايو = 40

ڪئلشيم (Ca) جو 1 گرام ائٽمي مايو = 40 گرام

ڪئلشيم (Ca) جو 40 گرام ۾ تعداد = 6.02×10^{23} ائٽم

فارمولا استعمال ڪرڻ ذريعي

$$\text{ائٽمن جو تعداد} = \frac{\text{مايو (گرام)}\ N_A}{\text{ائٽمي مايو}}$$

$$= \frac{6.02\times10^{23}\times9.2}{40}$$

$= 1.384\times10^{23}$ ڪئلشيم جا ائٽم

مثال 1.8: $C_6H_{12}O_6$ جي 8 گرام ۾ موجود مول نمبر ۽ ماليڪيولن جي تعداد جو شمار ڪريو؟

حل:

گلوڪوز $(C_6H_{12}O_6)$ جو مايو $= (12 \times 6) + (1 \times 12) + (16 \times 6) = 180$

گلوڪوز $(C_6H_{12}O_6)$ جو ڄاڻايل مايو $=$ 8 گرام

مول نمبر $= \frac{8}{180} = 0.04$ مول

ماليڪيول جو تعداد = مول تعداد $\times N_A$

$= 6.02 \times 10^{23} \times 0.04$

$= 0.240 \times 10^{23}$

$= 2.4 \times 10^{22}$ گلوڪوز جا ماليڪيول

آزمائشي سوال

- ثابت ڪريو تہ ايووگئڊروز نمبر ڪنهن شيءِ جي مول سان تعلق رکي ٿو؟
- H_3PO_4 جي 30 گرام ۾ ان جو مول نمبر معلوم ڪريو؟

1.7 ڪيميائي شمار (Chemical Calculation)

ڪيميائي ڳاڻيٽي جي سيني قسمن ۾ اسان ان شيءِ جو مول تعداد ۽ ذرڙن جي تعداد جو شمار ڪيون ٿا. هي شمار مول جي بنياد تي ڪيا ويندا آهن. ڳاڻيٽي جي ترتيب ۾ پهرئين مول نمبر ۽ پوءِ ذرڙن جو تعداد معلوم ڪندا آهيون.

1.7.1 مايو- مايو شمار (Mass-Mass Calculation)

هن ڳاڻيٽي ۾ اسان هيٺئين مساوات جي مدد سان شيءِ جو مول نمبر شمار ڪريون ٿا.

$$\text{مول نمبر} = \frac{\text{ڪنهن شيءِ جو معلوم مايو}}{\text{ان شيءِ جو مولر مايو}}$$

اسان هيٺئين مساوات جي مدد سان ڪنهن شيءِ جي ڄاڻايل مول سان ان شيءِ جو مايو شمار ڪري سگهون ٿا.

شيءِ جو مايو = مول تعداد $\times$ مولر مايو

مثال 1.9: چاندي (Ag) جي سڪي جو وزن 8.5 گرام آهي. سڪي ۾ چاندي جو مول نمبر شمار ڪريو؟

حل: مايي کي هينئين مساوات ذريعي مول نمبر لاءِ بدلايو ويو آهي.

$$\text{مول نمبر} = \frac{\text{شيءِ جو معلوم مايو}}{\text{شيءِ جومول مايو}}$$

$$= \frac{8.5}{107}$$

= 0.07 مول چاندي جي 8.5 گرام سڪي جا

1.7.2 مول- ذرڙا شمار (Mole- Particle Calculation)

هن ڳاڻيٽي ۾ ذرڙن (ائٽمز، ماليڪيول يا فارمولا ايڪو) جي ڄاڻايل تعداد ۾ اسان شيءِ جو مول نمبر شمار ڪنداسين.

$$\text{مول نمبر} = \frac{\text{ذرڙن جا ڄاڻايل نمبر}}{\text{ايووگئڊروز نمبر}} = \frac{\text{ذرڙن جو ڄاڻايل نمبر}}{6.02 \times 10^{23}}$$

اسان هاڻي ذرڙن جو تعداد معلوم ڪري سگهون ٿا، جيئن

ذرڙن جو تعداد = مول نمبر × 6.02×10^{23}

مثال 1.10: H_2SO_4 جي 9.8 گرام ۾ موجود مولءِ ماليڪيولن جو تعداد معلوم ڪريو؟

حل:

H_2SO_4 جو ڄاڻايل مايو = 9.8 گرام

H_2SO_4 جو مولر مايو = 98.0 گرام

$$H_2SO_4 \text{ جو مول نمبر} = \frac{\text{ڪنهن شيءِ جو ڄاڻايل مايو}}{\text{شيءِ جو مولر مايو}} = \frac{9.8}{98} = 0.10 \text{ مول}$$

ماليڪيولن جو تعداد = مول نمبر × ايووگئڊروز نمبر

$= 6.02 \times 10^{23} \times 0.10$

$= 0.602 \times 10^{23} = 6.02 \times 10^{22}$

1.7.3 مول- مقدار شمار (Mole- Volume Calculation)

گئسن جي مول مقدارن کي مقدار (Volume) طور واضع ڪري سگهجي ٿو. ايووگئڊروز جي مطابق، ڪنهن گئس جو هڪ گرام مول، معياري درجي حرارت ۽ دٻاءُ STP تي $22.4dm^3$ جڳهه والاري ٿو. (معياري درجي حرارت 0°C ۽ معياري دٻاءُ 1 atm pressure آهي.)

مثال 1.11: جيڪڏهن ڪاربان مونو آڪسائيڊ جو 0.450 مول وڌيڪ آڪسيجن سان معياري درجي حرارت ۽ دٻاءُ تي عمل ڪري تہ ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ جا ڪيترا لٽر حاصل ٿيندا؟

حل:
ڪيميائي عمل واري مساوات هي آهي.

$$2CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g)$$

$X_1 = 0.450$ مول $X_2 = (Litres) = ?$

2 مول CO جا   2 مول CO_2 جا

تنهنڪري،

مرحلو 1: $\frac{X_2}{2} = \frac{0.450}{2} \longrightarrow X_2 = \frac{2 \times 0.450}{2} = \frac{0.450}{\text{مول}}$

گئس جو 1 مول معياري درجي حرارت $0°C$ ۽ دٻاءُ 1 atm مطلب STP تي $22.4dm^3$ جڳهہ والاري ٿو.

مرحلو 2 : $22.4dm^3 \times 0.450 = CO_2$ جا 10.08 لٽر.

تنهنڪري، جڏهن ڪاربان مونو آڪسائيڊ جا 0.450 مول STP تي آڪسيجن سان ڪيميائي عمل ڪندو، تہ CO_2 جو مقدار 10.08 لٽر حاصل ٿيندو.

اختصار (Summary)

- ڪيمسٽري سائنس جي اها شاخ آهي جيڪا مادي جي خاصيتن، ترڪيب ۽ بناوت سان تعلق رکي ٿي. ڪيمسٽري مادي ۾ تبديلي رونما ٿيڻ سان پڻ واسطو رکي ٿي.
- ڪيمسٽري اسان جي ماحول ۾ هر هنڌ ۽ نوع انسان جي ڏينهن رات خدمت ڪري رهي آهي. ان جي وڌندڙ وسعت کي ڏسندي ڪيمسٽري کي طبعي ڪيمسٽري، نامياتي ڪيمسٽري، غير نامياتي ڪيمسٽري، حياتياتي ڪيمسٽري، صنعتي ڪيمسٽري، جوهري ڪيمسٽري، ماحولياتي ڪيمسٽري، تجزياتي ڪيمسٽري، طبي ڪيمسٽري، ڪوانٽم ڪيمسٽري ۽ گرين ڪيمسٽري ۾ ورهايو ويو آهي.
- مادي جي آسان وصف هن ريت آهي تہ ڪابہ شيءِ جنهن ۾ مايو هجي ۽ جڳهہ والاري هي ٽن عام حالتن نهرو، پٽڙو ۽ گئس ۾ لين ٿا. پلازما کي پڻ مادي جي چوٿين حالت سمجهيو وڃي ٿو. مادي جون مختلف حالتون توانائي جي وڌندڙ ترتيب جي فرق سبب آهن.
- مادو تمام ننڍن ذرڙن جو نهيل آهي جن کي ائٽم طور سڃاتو وڃي ٿو. ائٽم مادي جا بنيادي ايڪا آهن ۽ عنصرن جي بناوت جي وضاحت ڪن ٿا. اهو هاڻي دريافت ٿيو آهي تہ ائٽم ٽن ذرڙن، پروٽانن، نيوٽرانن ۽ اليڪٽرانن جو نهيل آهي.

- ڪيميائي شيءِ يا مرڪب جو ننڍي ۾ ننڍو ذرڙو ماليڪيول آهي، جنهن جون ڪيميائي خاصيتون انهي مرڪب يا ڪيميائي شيءِ وانگر آهن. ماليڪيول ائٽمن جا ٺهيل هوندا آهن جيڪي ڪيميائي باند ذريعي هڪ ٻئي سان گڏ هوندا آهن. اهي باند ائٽمن ۾ ڏي وٺ ڪرڻ (Sharing) يا مٽاسٽا ڪرڻ (Exchange) جي نتيجي طور ٺهن ٿا. ماليڪيول اڪيلو (Mono)، ٻٽو (di) يا گهڻ (Poly) ائٽمي ماليڪيول ٿين ٿا.
- مادي جي خالص ٽڪر کي هڪ ڪيميائي مواد طور ورتو ويندو آهي. هر شيءِ کي مستقل ترڪيب ۽ مخصوص طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون هونديون آهن.
- عنصر هڪ اهڙي شيءِ آهي جيڪو ساڳئي قسم جي ائٽمن جو ٺهيل هوندو آهي ۽ عام ڪيميائي عمل ذريعي هن کي وڌيڪ ننڍين شين ۾ ٽوڙي نه ٿو سگهجي.
- عنصر نهري، پنڙي ۽ گئسي حالتن ۾ فطري طور خالص يا گڏيل صورت ۾ موجود هوندا آهن. اڃ تائين 118 عنصر دريافت ٿي چڪا آهن.
- علامت هڪ مخفف، عنصر جي نالي کي ظاهر ڪري ٿو. ان عنصر جي علامت کي انگريزي، لاطيني، يوناني ۽ جرمن زبانن مان ورتو ويو آهي. اها علامت جيڪڏهن هڪ حرف جي آهي ته اها وڏو حرف جيئن هائڊروجن لاءِ H، ڪاربان لاءِ C، سلفر لاءِ S، نائٽروجن لاءِ N وغيره هوندي. ٻن حرفن واري علامت جي صورت ۾، فقط پهريون حرف وڏو ٿيندو، جيئن سوڊيم لاءِ Na، ڪروميم لاءِ Cr، هيليم لاءِ He ۽ جست لاءِ Zn وغيره.
- ٻن يا ٻن کان وڌيڪ عنصرن يا مرڪبن جو بنا ڪنهن مقرر ڪيل طبعي نسبت جي ميلاپ کي ملاوت طور سڃاتو وڃي ٿو. ملاوت ۾ شين جا جزا پنهنجون ڪيميائي خاصيتون قائم رکن ٿا. ملاوت کي طبعي طريقن جيئن ڇاڻڻ (Filtration)، بخارجڻ (Evaporation)، عرق ڪشيدي (Distillation) ۽ قلمجڻ (Crystallization) ذريعي ٻيهر الڳ ڪري سگهجي ٿو.
- ائٽمي نمبر، ڪنهن عنصر جي ائٽم جي مرڪز ۾ موجود پروٽانن جو تعداد آهي ۽ ان جي علامت ''Z'' آهي. عنصر جي سيني ائٽمن ۾ پروٽان جو برابر ۽ ان جو ائٽمي نمبر ساڳيو هوندو آهي.
- ايٽمي مايو، ڪنهن عنصر جي ائٽم جي مرڪز ۾ موجود پروٽانن ۽ نيوٽرانن جي ٽوٽل تعداد آهي، ۽ ان کي علامت ''A'' سان ڏيکاريو ۽ $A = Z + N$ ذريعي شمار ڪيو ويندو آهي.
- عنصر يا مرڪب جي ماليڪيولي مايي کي گرام ۾ واضع ڪيو وڃي ته ان کي گرام ماليڪيول مايو چئبو آهي. ان کي 1 مول پڻ چئبو آهي.

- آئني مرڪب جي فارمولا مايي کي جيڪڏهن گرام ۾ واضع ڪيو وڃي ته ان کي گرام فارمولا مايو چئبو آهي. ان کي 1 مول پڻ چئبو آهي.
- ائٽمي مايو، ماليڪيولي مايي ۽ فارمولا مايو گرام ۾ واضع ڪيو وڃي ته ان شئي جو 1 مول آهي.
- ايووگئڊروز مول ۾ موجود ائٽمن، ماليڪيول ۽ آئن جي تعداد جو شمار ڪيو. اهو تعداد 6.02×10^{23} معلوم ٿيو. ان تعداد کي N_A علامت سان ظاهر ڪيو ويندو آهي ۽ ايووگئڊروز نمبر به سڏبو آهي.

مشق

ڀاڱو الف

صحيح جواب جي چونڊ ڪريو. صحيح جواب تي (✓) نشان لڳايو.

1. ڪيمسٽري جي شاخ جيڪا هائڊروڪاربان سان واسطو رکي ٿي.
   (الف) صنعتي ڪيمسٽري (ب) غير نامياتي ڪيمسٽري
   (ج) نامياتي ڪيمسٽري (د) طبعي ڪيمسٽري
2. عنصر جو ائٽمي مايو گرام ۾ واضع ڪيو ويو آهي ته اهو آهي،
   (الف) گرام ماليڪيولي مايو (ب) گرام ائٽمي مايو
   (ج) گرام فارمولا مايو (د) مول
3. هيٺ ڄاڻايل ڪھڙي کي طبعي طريقي ذريعي الڳ ڪري سگھجي ٿو:
   (الف) ملاوٽ (ب) عنصر
   (ج) مرڪب (د) شيءِ
4. H_2SO_4 جو مول مايو آهي:
   (الف) 98 a.m.u (ب) 9.8 گرام
   (ج) 98 گرام (د) 9.8 a.m.u
5. ٻن ائٽمن تي مشتمل ماليڪيول آهي:
   (الف) هڪ ائٽمي ماليڪيول (ب) ٻه ائٽمي ماليڪيول
   (ج) غير جنس ائٽمي ماليڪيول (د) گھڻ ائٽمي ماليڪيول
6. فارمولا جيڪو ماليڪيول ۾ موجود ائٽمن جو قسم ۽ اصل تعداد نشاني ڏيئي ٻڌائي:
   (الف) ڪيميائي فارمولا (ب) سادو فارمولا
   (ج) ماليڪيولي فارمولا (د) فارمولا مايو

7. ايٿائيل الڪوحل ڪي تيار ڪيو هو:
(الف) ابن سينا (ب) الرازي
(ج) البيروني (د) جابر بن حيان

8. هيٺ ڄاڻايل ۾ هم جنس ماليڪيول ڪهڙو آهي:
(الف) H_2 (ب) NH_3
(ج) H_2O (د) CO_2

9. هائڊروجن پرآڪسائيڊ جو سادو فارمولا آهي:
(الف) H_2O_2 (ب) HO
(ج) OH_2 (د) O_2H_2

10. مادي جي خالص حالت واري ٽڪري کي چئبو آهي:
(الف) ريڊيڪل (Radical) (ب) ملاوت (Mixture)
(ج) مرڪب (Compound) (د) شيءِ (Substance)

ڀاڱو ب: مختصر سوال

1. طبعي ۽ تجزياتي ڪيمسٽري جي وچ ۾ فرق ٻڌايو؟
2. ماليڪيولن جي درجہ بندي لکي ڏيکاريو.
3. هيٺ ڄاڻايلن ۾ فرق ڪريو.
(الف) ائٽم ۽ آئن
(ب) ماليڪيول ۽ ماليڪيولي آئن
(ج) مرڪب ۽ ملاوت
4. هينين اصطلاحن جي وصف بيان ڪريو.
(الف) گرام ائٽمي مايو
(ب) گرام ماليڪيولر مايو
(ج) گرام فارمولا مايو
5. هينئين جو ڪيميائي، سادو ۽ ماليڪيولر فارمولا لکي ڏيکاريو.
سلفيورڪ ائسڊ، ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ، گلوڪوز، بينزين.
6. آزاد ريڊيڪل ڇا هوندا آهي؟
7. سادي ۽ ماليڪيولي فارمولا جي وچ ۾ تعلق بيان ڪريو؟
8. هائڊروجن ۽ آڪسيجن کي عنصر طور تصور ڪيو ويندو آهي، جڏهن تہ پاڻي کي نہ، ڇو؟ وضاحت ڪريو.

ڀاڱو ج: تفصيلي سوال

1. ڪيميائي جنس مان ڇا مراد آهي؟ آئن، ماليڪيولي آئن ۽ آزاد ريڊيڪل جي وضاحت ڪريو؟
2. روزاني زندگي ۾ ڪيمسٽري جو استعمال ڪولي لکو؟
3. سادو فارمولا ۽ ماليڪيولي فارمولا تفصيل سان بيان ڪريو؟
4. مساوات کي متوازن ڪرڻ جا مرحلا بيان ڪريو؟
5. ڪيمسٽري جي شاخن جا نالا ڏيو ۽ ڪن بہ پنج شاخن جي وضاحت ڪريو؟

ڀاڱو د: انگي حساب

1. هيٺين مساواتن کي چڪاس ذريعي متوازن ڪريو.

(الف) $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$

(ب) $KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O_2$

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

(د) $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$

(هه) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$

2. هيٺين جو فارمولا مايو (a.m.u) معلوم ڪريو؟

Al_2O_3, $MgCl_2$, $NaCl$, KNO_3

3. هيٺين جو ماليڪيولر مايو (a.m.u) معلوم ڪريو؟

C_2H_5OH, H_2O, NH_3, CO_2

4. 40 گرام H_2SO_4 حاصل ڪرڻ لاءِ سلفيورڪ ائسڊ جا ڪيترا مول گھرجن ٿا؟
5. هيٺين ۾ موجود مول تعداد ۽ ماليڪيولن جو تعداد شمار ڪريو.

(الف) H_2CO_3 جا 16 گرام

(ب) $C_6H_{12}O_6$ جا 20 گرام

باب
2

ائٽم جي بناوت

Time Allocation

Teaching periods	= 12
Assessment period	= 3
Weightage	= 12

مکيه تصورات (Major Concepts)

2.1 ائٽمي (Subatomic) ذرڙن، اليڪٽران، پروٽان ۽ نيوٽران جي دريافت
2.2 ائٽم جي بناوت سان لاڳاپيل نظريا ۽ تجربا
2.3 ائٽم جي بناوت جا جديد نظريا
2.4 اليڪٽران جي ترتيب (Electronic Configuration)
.2.5 همزاد (Isotopes) ۽ انهن جو عام استعمال

شاگردن جي سکيا جا حاصلات (Students Learning Outcomes)

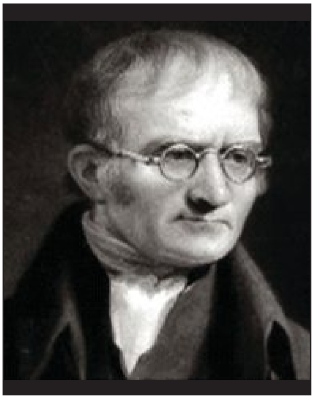
هن باب سکڻ بعد شاگرد:

- اليڪٽران، پروٽان ۽ نيوٽران جي دريافت بابت بيان ڪري سگهندا.
- پروٽان يا نيوٽران جي تعداد جي حوالي سان ائٽمي نمبر ”Z“ ۽ ائٽمي مايو ”A“ جي وصف ڪري سگهندا.
- ائٽمي نظريي جي واڌاري ۾ ردرفورڊ (Rutherford) جون سرانجام ڏنل خدمتون بيان ڪري سگهندا.
- بوهر (Bohr) جو ائٽمي ماڊل مختلف ڪيئن آهي، وضاحت ڪري سگهندا.
- ائٽم جي بناوت جا جديد نظريا بيان ڪري سگهندا. (ڊي بروگلي جو مفروضو (De-Broglie Hypothesis) ۽ شروڊنگر (Schrodinger) جو ائٽمي ماڊل)
- ائٽمي مدار (Shell) ۾ نيم دائري (Subshell) جي موجودگي سمجهائي سگهندا.
- ڏؤري جدول (Periodic Table) جي پهرئين 18 عنصرن جي اليڪٽرانن جي ترتيب لکي سگهندا.
- ائٽم جي همزادن (Isotopes) جي تعريف ۽ پيٽ ڪري سگهندا.
- H، C، Cl ۽ U جي همزادن جي خاصيتن تي گفتگو ڪري سگهندا.
- ائٽمي مايي ۽ ائٽمي نمبر موجب مختلف همزادن جي بناوت مان ٻڌائي سگهندا.
- زندگي جي مختلف شعبن ۾ همزاد جي اهميت ۽ استعمال بيان ڪري سگهندا.

تعارف

ائٽم لفظ کي لاطيني زبان جي لفظ ATOMOS مان اخذ ڪيو ويو آهي جنهن جو مطلب آهي ”ناقابل تقسيم“ جيڪو پهرئين يوناني فلاسفر ڊيموڪريٽس (Democritus) بيان ڪيو هو. ڊيموڪريٽس جو عقيدو هو ته سڀ مادا تمام ننڍن تقسيم نہ ٿيندڙ ذرڙن تي مشتمل آهن جن کي ائٽم چيو وڃي ٿو. جان ڊالٽن (John Dalton) هڪ استاد ۽ ڪيميادان هو، هن بنيادي ائٽمي نظريو تجويز ڪيو، تہ سڀ عنصر تقسيم نہ ٿيندڙ ذرڙن مان ٺهيل آهن، جنهن کي ائٽم چئبو آهي. ڊالٽن فرض ڪيو هو تہ ائٽم کان وڌيڪ ننڍا ذرڙا نہ ٿا ٿي سگهن، پر وقت گذرڻ سان تجربن ظاهر ڪيو تہ ائٽم اجان ننڍن ذرڙن جو جڙيل آهي جن کي ائٽمي (Subatomic) ذرڙن طور سڃاتو وڃي ٿو. جن کي اسان اليڪٽران، پروٽان ۽ نيوٽران ڪوٺيون ٿا. اسان اهي سڀ دريافتون هن باب ۾ تفصيل سان سمجهنداسين.

شڪل 2.1 ڊيموڪريٽس



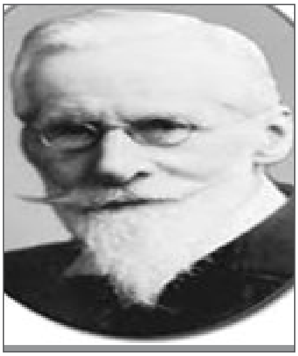
شڪل 2.2 جان ڊالٽن

2.1 ائٽمي ذرڙن (اليڪٽران، پروٽان ۽ نيوٽران جي دريافت Discovery of subatomic (Electron, Proton, Neutron) particles of an Atom

ڊالٽن جو ائٽمي نظريو مادي جي ڪيميائي ماهيت ۽ ناقابل تقسيم ائٽمن جي موجودگي واضع ڪري ٿو، پر 19 صدي جي آخر تائين سائنسدانن ائٽمي ذرڙا دريافت ڪري ڇڏيا هئا. فئراڊي (M. Faraday)، وليم ڪروڪس (William Crooks) ۽ جي. جي. ٿامسن (J.J. Thomson) پهريون ائٽمي ذرڙو اليڪٽران دريافت ڪيو. ارنيسٽ ردرفورڊ (Earnest Rutherford) ۽ گولڊ اسٽائين (Goldstein) ٻئي ذرڙي پروٽان جي نشاندهي ڪئي. جڏهن تہ چئڊوڪ (Chadwick) ٽئين ائٽمي ذرڙي نيوٽران جو انڪشاف ڪيو. هنن سڀني کوجنائن ائٽم جي بناوت جي سمجھ ۾ انقلاب آڻي ڇڏيو ۽ جيڪا ڄاڻ هاڻي اسان وٽ آهي اهو سڀ ان جو نتيجو آهي.

شڪل 2.3 چئڊوڪ

شڪل 2.4 جي. جي. ٿامسن

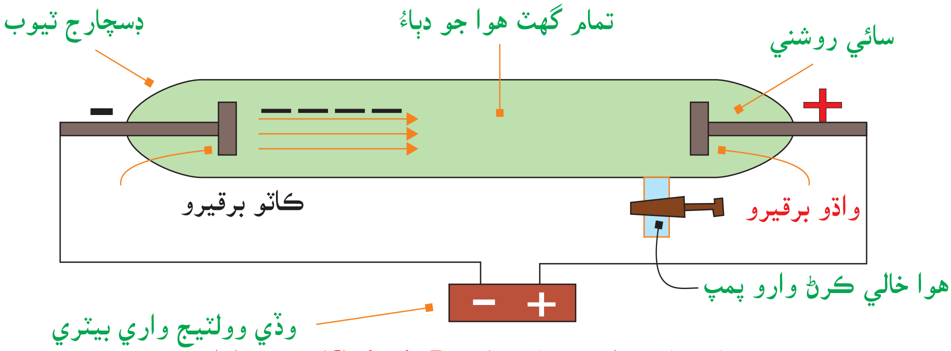

شڪل 2.5 وليم ڪروڪس

شڪل 2.6 ايم فئراڊي

2.1.1 اليڪٽرانن جي دريافت (Discovery of Electrons)

اليڪٽران هڪ ڪاٽو چارج رکندڙ انتهائي هلڪو ذرڙو آهي ان ڪي جي. جي ٿامسن J.J Thomson ۽ وليم ڪروڪس William Crooks دريافت ڪيو هو.

هن تجربي ۾ ڊسچارج ٽيوب (Discharge Tube) استعمال ڪيو ويو، هي ٽيوب شيشي جو ٺهيل آهي جنهن ۾ ڌاتو جا ٻه برقيرا يا اليڪٽروڊ (Electrodes) لڳل هوندا آهن جيڪي تمام گهٽي وولٽيج واري ذريعي (Source) سان ۽ هوا خارج ڪندڙ پمپ (Vacuum Pump) سان ڳنڍيل هوندا آهن. ٽيوب مان هوا ڪڍڻ ڪان پوءِ تمام گهٽ دٻاءُ (1 ملي ميٽر مرڪيوري) تي ٻنهي برقيرن يا اليڪٽروڊس جي وچ ۾ تمام گهٽي وولٽيج وارو ڪرنٽ گذاريو ويندو ته نيري رنگ جا شعاع ڪاٽو برقيري (Cathode) ڪان واڌو برقيري (Anode) ڏانهن ويندي نظر ايندا آهن هي شعاع سڌين ليڪن ۾ هلندي نظر ايندا آهن. اهي شعاع مخالف چيزي تي پهچي ان کي روشن ڪن ٿا. هنن شعاعن کي ڪاٽو چارج وارا شعاع (Cathode Rays) چئبو آهي.



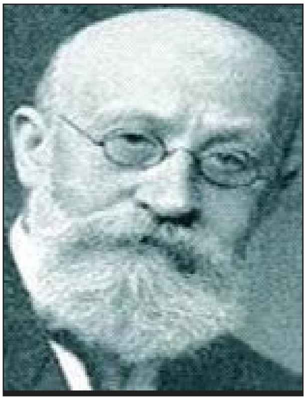
ڪاٽو چارج واري شعاعن (Cathode Rays) جي پيداوار
شڪل 2.7 وليم ڪروڪ وارو ڊسچارج ٽيوب

جي. جي ٿامسن اهو ڏيکاريو ته اهي شعاع برقي ۽ مقناطيسي ميدانن ۾ رکيل واڌو پليٽ ڏانهن مڙي ٿي ويا. هن مان ظاهر ٿيو ته هي شعاع ڪاٽو چارج وارا آهن، هن ڪاٽو چارج وارن ذرڙن کي اليڪٽران جو نالو ڏنو ويو. هي اليڪٽران، ڊسچارج ٽيوب ۾ موجود Cathode مان حاصل ٿيا هئا ۽ جڏهن ٻئي مادي جو Cathode استعمال ڪيو ويو ته سا ڳيا شعاع ظاهر ٿيا هن مان ثابت ٿيو ته اليڪٽران هرمادي واري شيءِ جو بناوتي جزو (Constituent) آهي.

ڪاٽو شعاعن (اليڪٽرانن) جون خاصيتون (Properties of Cathode Rays)

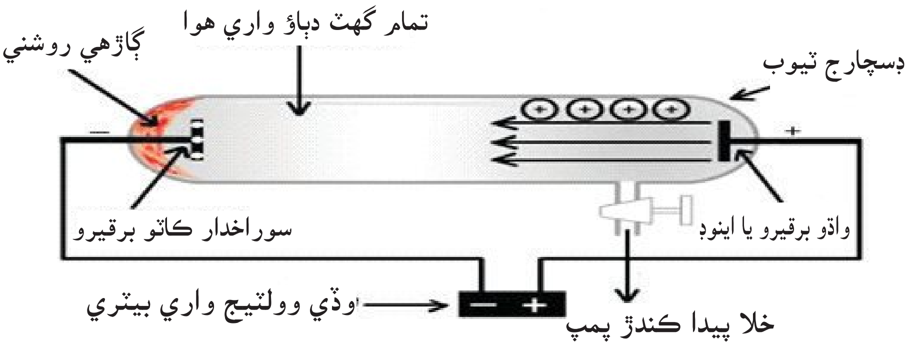
1. هي سڌي ليڪ ۾ ڪاٽو پليٽ (Cathode) کان واڌو پليٽ (Anode) ڏانهن هلن ٿا.
2. هي سندن رستي ۾ رکيل غير شفاف جسم جو صاف پاڇو واڌو برقيري طرف ناهين ٿا.
3. انهن جي چارج ڪاٽو آهي ۽ برق مقناطيسي ميدان ۾ واڌو چارج واري پليٽ ڏانهن مڙي ويندا آهن.
4. هي شعاع جڏهن شيشي يا ڪنهن ٻئي جسم سان ٽڪرائين ٿا ته ان جسم کي روشن ڪن ٿا.
5. ڪيٿوڊ يا ڪاٽو ذرڙن جو چارج ۽ مايو وارو تناسب 1.7855×10^8 ڪولمب في گرام آهي. ٽيوب ۾ ڪنهن به گئس ۾ اهو چارج ۽ مايي وارو تناسب سيني اليڪٽرانن لاءِ ساڳيو هوندو آهي.
6. هي شعاع ميڪاني داٻ (Mechanical Pressure) پيدا ڪري سگهندا آهن. جنهن مان خبر پوي ٿي ته انهن ۾حرڪي توانائي (Kinetic Energy) به هوندي آهي.

2.1.2 پروٽانن جي دريافت (Discovery of Protons)


شڪل 2.8 گولڊ اسٽائين

گولڊ اسٽائين (Goldstein) 1886ع ۾ واڌو چارج وارو ذرڙو پروٽان دريافت ڪيو. جي. جي ٿامسن 1897ع ۾ پروٽان جي خاصيتن جي جاچ ۽ تصديق ڪئي هئي.

گولڊ اسٽائين ڪيٿوڊ شعاعن واري ٽيوب ۾ سوراخدار ڪاٽو پليٽ سان پروٽان جو مشاهدو ڪيو. هن دريافت ڪيو ته نه صرف ڪاٽو چارج وارا ڪيٿوڊ شعاع پر واڌو چارج وارا شعاع پڻ سوراخدار واڌو برقيري ذريعي مخالف رخ ۾ هلن ٿا. هي واڌو چارج وارا شعاع واڌو برقيري يا ڪيٿوڊ جي سوراخن مان گذرڻ ۽ انهن جي ٽڪرائڻ سان ٽيوب ۾ روشني جو سبب بڻجن ٿا. هنن شعاعن کي ڪينال (Canal) شعاع (پروٽان) جو نالو ڏنو ويو.



شڪل 2.9 گولڊ اسٽائين وارو ڊسچارج ٽيوب

ياد رکڻ گهرجي ته ڪينال شعاع واڌو برقيري يا اينوڊ مان نه پر ڊسچارج ٽيوب ۾ باقي بچيل گئس جي ماليڪيول سان اليڪٽران جي ٽڪرائڻ ڪري خارج ٿيندا آهن. اليڪٽران جو گئس جي ماليڪول کي آئن ۾ مٽائڻ (Ionize) وارو عمل هيٺ ڏجي ٿو.

$$M + e^- \rightarrow M^+ + 2e^-$$

گولڊ اسٽائين ثابت ڪيو ته ائٽم برقي طور تي بي اثر آهن. جڏهن ته اليڪٽران ڪاٿو چارج رکن ٿا، انهي جو مطلب اهو نڪتو ته هر اليڪٽران لاءِ ان برابر واڌو چارج ضروري هئڻ گهرجي جيڪو اليڪٽران کي بي اثر ڪري. ان ذرڙي کي پروٽان چئبو آهي ۽ هي سڀني ائٽمن جو بنيادي ذرڙو آهي.

ڪينال شعاعن (پروٽانن) جون خاصيتون Properties of Canal Rays (Protons)

1. هي سڌي ليڪ ۾ ڪاٿو برقيري (Cathode) ڏانهن هلندا آهن.
2. هي انهن جي رستي ۾ موجود جسم جو چٽو پاڇو ناهين ٿا.
3. هي واڌو چارج وارا آهن ۽ برق مقناطيسي ميدان ۾ ڪاٿو چارج واري پليٽ ڏانهن مڙي ويندا آهن.
4. واڌو چارج واري ذرڙي جو چارج ۽ مايي وارو تناسب چارج / مايو، اليڪٽران واري تناسب کان گهڻو گهٽ هوندو آهي. اهو تناسب ٽيوب ۾ موجود گئس جي ماهيت مطابق تبديل ٿيندو آهي.
5. پروٽان جو مايو اليڪٽران جي مايي کان 1836 ڀيرا وڌيڪ آهي.

2.1.3 نيوٽرانن جي دريافت (Discovery of Neutrons)

ردرفورڊ (Rutherford) نالي سائنسدان 1920ع ۾ اڳڪٿي ڪري ٻڌايو هو ته ائٽم ۾ پروٽان جي ساڳئي مايي وارو هڪ ٻيو بي اثر Neutral ذرڙو لازمي هجڻ گهرجي. مختلف سائنسدانن ان بي اثر ذرڙي کي ڳولهڻ تي ڪم ڪرڻ شروع ڪري

چڙيو. ان بعد چيڊوڪ (Chadwick) 1932ع ۾ نيوٽران دريافت ڪرڻ ۾ ڪامياب ٿيو. چيڊوڪ معلوم ڪيو تہ بيريليم (Beryllium) تي تابڪار ذرڙي الفا (α) جي تيز ٽڪرائڻ سان ڪجهہ اندر تائين داخل واريون شعاعون ٻاهر خارج ٿيون. چيڊوڪ دريافت ڪيو تہ اهي شعاع هائڊروجن جي ائٽم جي ماپي برابر مادي جا ذرڙا هئا پر انهن ۾ چارج نہ هئي. انهن شعاعن (ذرڙن) کي نيوٽران (Neutron) نالو ڏنو ويو. ان عمل کي هن ريت هيٺ مساوات ۾ ڏيکاري سگهجي ٿو.

$$ {}^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n $$

نيوٽران ائٽم جو بنيادي ذرڙو آهي. مرڪز ۾ پروٽان سان گڏ موجود هوندو آهي ۽ ائٽمي ماپي ۾ ان جو ماپو شامل هوندو آهي.

نيوٽرانن جون خاصيتون (Properties of Neutrons)

1. نيوٽران بي اثر ذرڙا آهن.
2. ان ۾ چارج نہ ٿيندي آهي.
3. نيوٽران جو ماپو تقريبن پروٽان جي ماپي برابر آهي.
4. هي مادي ۾ تمام گهٽو اندر تائين داخل ٿيڻ وارا ذرڙا آهن.

2.1.4 پروٽان ۽ نيوٽران جي تعداد سان ائٽمي نمبر (Z) ۽ ماپو نمبر (A) ڪيئن لاڳاپيل آهي (How Atomic Number (Z) and Mass Number (A) are related to Proton and Neutron)

ائٽم جا بنيادي ذرڙن جي دريافت سان ثابت ٿيو تہ ائٽم ٽن ذرڙن اليڪٽران، پروٽان ۽ نيوٽران تي مشتمل ٿئي ٿو، پر سڀني ائٽمن کي جيڪڏهن ساڳيا بنيادي ذرڙا آهن تہ پوءِ چو هر عنصر جو ائٽم ڪنهن ٻئي عنصر جي ائٽم کان مختلف هوندو آهي؟ مثال طور: ڪيئن ڪاربان (C) جو ائٽم، نائٽروجن (N) جي ائٽم کان مختلف آهي؟ جيئن تہ سڀني ائٽمن کي انهن ۾ موجود پروٽانن جي تعداد سان سڃاڻي سگهجي ٿو، ساڳئي پروٽان جي تعداد وارا ٻہ عنصر نہ ٿيندا آهن.

ائٽمي نمبر (Z) Atomic Number :

ائٽم جي مرڪز ۾ موجود پروٽانن جي تعداد کي ائٽمي نمبر چئبو آهي. ائٽمي نمبر کي علامت 'Z' سان لکيو ويندو آهي. عنصرن کي انهن جي ائٽمي نمبر سان سڃاتو ويندو آهي. الڳ عنصرن جا الڳ ائٽمي نمبر هوندا آهن ڇاڪاڻ جو پروٽانن جي تعداد جدا جدا هوندي آهي. بي اثر ائٽم (Neutral) ۾ پروٽانن جو تعداد ۽ اليڪٽرانن جو تعداد هڪجيترو ٿيندو آهي. تنهنڪري ائٽمي نمبر کي مرڪز کان ٻاهرئين پاسي موجود اليڪٽرانن جي تعداد سان پڻ ڏيکاريو ويندو آهي. مثال طور، ڪاربان (C) جو ائٽمي

نمبر 6 آهي. ان جو مطلب اهو ٿيو ته هر ڪاربان جي ائٽم ڪي 6 پروٽان ۽ 6 اليڪٽران ٿيندا آهن.

ائٽمي نمبر = Z = مرڪز ۾ پروٽان جو تعداد = مرڪز ٻاهريان اليڪٽران جو ٽوٽل تعداد

ائٽمي نمبر ڪي عنصر جي ڪيميائي علامت جي کاٻي پاسي هيٺان ننڍي لکت ۾ لکيو ويندو آهي. ڪجھ مثال هيٺ ڏنل آهن.

$$_{3}Li, \quad _{8}O \,, \, _{1}H$$

مايو نمبر (A) Mass Number:

ائٽم جي مرڪز ۾ پروٽان ۽ نيوٽران جو جوڙ مايو نمبر يا نيوڪليان نمبر پڻ چئبو آهي. مايو نمبر کي علامت ”A“ سان ڏيکاريو ويندو آهي. مثال طور، سوڊيم (Na) جو ائٽمي نمبر 11 ۽ مايو نمبر 23 آهي. هي ظاهر ڪري ٿو ته سوڊيم ائٽم ڪي 11 پروٽان ۽ 12 نيوٽران آهن. مايو نمبر (A) کي عنصر جي ڪيميائي علامت جي کاٻي پاسي مٿيان لکيل ننڍي لکت طور لکيو ويندو آهي. جيئن سوڊيم ۾ ڏيکاريل آهي.

$$^{23}_{11}Na$$

مايو نمبر = A = پروٽان جو تعداد (Z) + نيوٽران جو تعداد (N)

يا

مايو نمبر A = Z + N ۽ نيوٽران جو تعداد A – Z = N

شڪل 2.10 مايو نمبر ۽ ائٽمي نمبر جي تفصيل

آزمائشي سوال

(الف) آڪسيجن جي ائٽم ۾ 8 پروٽان ۽ 8 اليڪٽران ٿيندا آهن ان جو ائٽمي نمبر ڇا آهي؟

(ب) ڪلورين ائٽم ڪي 17 پروٽان ۽ 18 نيوٽران ٿيندا آهن. ان جو مايو نمبر معلوم ڪريو؟

(ج) ڪوبالٽ ائٽم $^{59}_{27}Co$ ۾ ڪيترا پروٽان، اليڪٽران ۽ نيوٽران آهن؟

(د) ڇا توهان ڪنهن اهڙي عنصر جي ائٽم بابت ڄاڻو ٿا جنهن کي نيوٽران نه آهي؟

2.2 ائٽم جي بناوت سان لاڳاپيل نظريا ۽ تجربا (Theories and experiments related to Atomic structure)

2.2.1 ردرفورڊ جو ائٽمي ماڊل Rutherford Atomic Model:

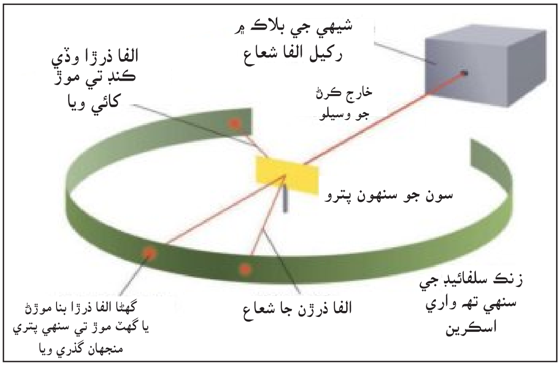
ردرفورڊ 1911ع تائين لڳاتار تجربا ڪندو رهيو ۽ ان بنياد تي پوءِ ائٽم جو نئون ماڊل تجويز ڪيو.

چا توهان کي خبر آهي؟

تابڪار عنصر، ناپائيدار همزاد (Isotope) آهن جيڪي نيم ائٽمي ذرڙا يا توانائي خارج ڪن ٿا. جڏهن اهي زوال پذير ٿين ٿا.
مثال طور:
يورينيم، ريڊيم ۽ پولونيم

تجربو (Experiment)

ردرفورڊ تابڪار عنصر Polonium مان نڪرندڙ الفا (α) شعاع کي سون جي سنهي پترو سان ٽڪرايو. اِهي شعاع سون جي سنهي پترو مان پار ٿي ڦيلجڻ لڳا جنهن جو مشاهدو زنڪ سلفائيڊ جي سنهي تهه واري اسڪرين تي ڪيو ويو



شڪل 2.11 سون جي سنهي پتري وارو تجربو

مشاهدا (Observation)

1. تمام گهڻا ذرڙا سڌائي ۾ سنهي پتري منجهان بنا مڙڻ جي ئي گذريا ۽ زنڪ سلفائيڊ جي پردي تي چمڪا پيدا ڪيو.
2. تمام گهٽ الفا (α) ذرڙا، سون جي سنهي پتري مان گذرڻ کان پوءِ گهٽ يا وڌيڪ موڙ کائي تي گذريا.
3. تمام گهٽ الفا (α) ذرڙا (8000 مان هڪ) پنهنجي رستي وري پنتي واپس تي وريا.

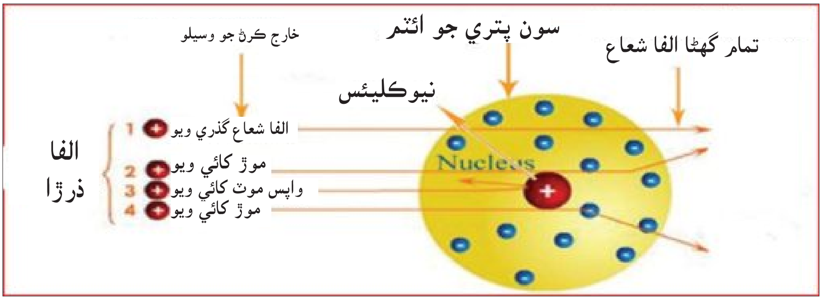
چا توهان کي خبر آهي؟

چمڪا (Illumination):
روشني سان چمڪائڻ يا فراهمي جو عمل آهي.
ڪنهن سطح جي هڪ نقطي تي چمڪ ريزش في يڪيڙ (Luminous flux per unit area) کي چمڪات چئبو آهي.

حاصل نتيجو (Conclusion)

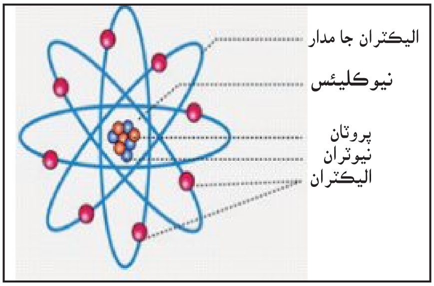
1. ردرفورڊ (Rutherford) جي مطابق ائٽم ٻن حصن نيوڪليئس ۽ نيوڪليئس کان ٻاهرئين حصي، تي مشتمل آهي.

2. الفا ذرڙن جو گهڻو تعداد سڌي ليڪ ۾ بنامڙڻ جي ئي گذريا، ان ڏيکاريو ٿي ته ائٽم جيڪا جڳهه والاري ٿو ان جو گهڻو حصو خالي آهي.
3. الفا ذرڙا واڌو واري چارج جا ٿيندا آهن ۽ انهن جي موڙ اهو واضع اشارو ڏنو ٿي ته ائٽم جي تمام ٿوري حصي تي واڌو چارج هوندو آهي، جنهن کي نيوڪليئس چيو وڃي ٿو.
4. ائٽم جو مايو مرڪز ۾ هڪ جڳهه تي گڏ ٿيل آهي ۽ اليڪٽران واڌو چارج واري مرڪز جي پاهريان ورهايل هوندا آهن.
5. اليڪٽران نيوڪليائي حصي پاهريان مرڪز جي چوڌاري مدار ۾ ڦرندا رهندا آهن.



شڪل 2.12 الفا ذرڙن جو سون سنهي پتري تي تيز ٽڪرائجڻ جو تصويري تفصيل

ردرفورڊ جا مفروضا (Rutherford Postulates)



شڪل 2.13 ردرفورڊ جا مفروضا

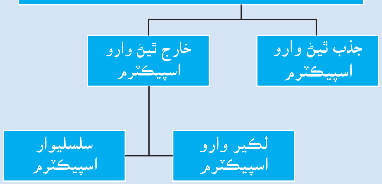
- ائٽم، واڌو چارج وارو، گهٽيل (Dense) ۽ تمام ننڍي نيوڪليئس جنهن ۾ پروٽان ۽ نيوٽران آهن ان تي مشتمل هوندو آهي.
- ائٽم جو تمام وڌيڪ مايو نيوڪليئس ۾ سمايل هوندو آهي.
- نيوڪليئس کان پاهرگهڻي خالي جاءِ آهي ان کي فالتو نيوڪليائي حصو (Extra Nuclear Part) چئبو آهي. هن حصي ۾ اليڪٽران کي ڳولي لهڻ جو امڪان وڌ کان وڌيڪ آهي.
- اليڪٽران نيوڪليئس جي چوڌاري گول رستن يا دائرن ۾ گهٽي رفتار سان ڦرندا رهندا آهن.
- انهن گول رستن کي مدار يا شيل (Shell) طور ورتو ويندو آهي.
- ائٽم برقي طور تي بي اثر ٿيندو آهي ڇاڪاڻ ته ان ۾ پروٽان ۽ اليڪٽران جو تعداد برابر هوندو آهي.
- نيوڪليئس جو سائيز يا وايو پنهنجي ائٽم جي پيٽ ۾ تمام ننڍو ٿئي ٿو.

ردرفورڊ واري ائٽمي ماڊل ۾ خاميون (Defects of Rutherford Atomic Model)

1. ردرفورڊ ائٽم جي پائيداري کي واضع نہ ڪري سگھيو.
2. ردرفورڊ جي ائٽمي ماڊل ۾ ڪاٽو چارج وارا اليڪٽران گول رستي ۾ نيوڪليئس چوڌاري ڦرن ٿا ۽ لڳاتار توانائي خارج ڪن ٿا. توانائي جي مسلسل گھٽتائي سبب اهو نيٺ نيوڪليئس ۾ ڪري پوڻ گھرجي.
3. جيڪڏهن لڳا تارڦرندڙ اليڪٽران مسلسل توانائي خارج ڪن ٿا تہ پوءِ ائٽم جو سلسليوار اسپڪٽرم هئڻ گھرجي پر ان جي ابتڙ عنصر جي ائٽم جو لڪير وارو اسپيڪٽرم هجي ٿو.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

سپيڪٽرم (Spectrum) روشني جي ڪرڻي کي جڏهن شيشي جي پرزم مان گذاريو وڃي تہ اهو ڪيترن ئي رنگن ۾ ورهائجي وڃي ٿو. هن مظهر کي ورڇ (Dispersion) ۽ رنگن جي پٽي کي اسپيڪٽرم سڏبو آهي جيڪو ان جي لهر جي ڊيگھ مطابق درجي بندي ڪري ڏيکاري ٿو.



2.2.2 نيل بوهر وارو ائٽمي ماڊل (Neil Bohr's Atomic Model)

نيل بوهر 1913ع ۾، بيو ماڊل تجويز ڪيو. هي ائٽمي ماڊل ان لحاظ ۾ مختلف هو تہ اهو ۾ موڙ ڏيکاري ٿو، پهريون ان ردرفورڊ واري ائٽمي نظريي کي رد ڪيو ۽ بيون ان ميڪس پلانڪ (Max Plank) جي ڪوانٽم نظرئي بنياد تي هائڊروجن ائٽم جو لڪيردار اسپيڪٽرم(Line Spectrum) واضع ڪيو هو.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

ڪوانٽم ڇا آهي؟
توانائي نسبت جي الڳ تعداد جيڪا جدا حيثيت ۾ موجود رهي سگھي.

نيل بوهر واري ائٽمي ماڊل جا مفروضا

نيل بوهر ائٽم جي بناوت جا هيٺ ڄاڻايل مفروضا تجويز ڪيا.

1. ائٽم کي مستقل مدار آهن جنهن ۾ ڪاٽو چارج وارا اليڪٽران واڌو چارج واري نيوڪليئس جي چوڌاري گول دائري ۾ لڳاتار ڦرندا رهندا آهن.
2. اهي مدار توانائي جو مقرر مقدار رکن ٿا جن کي شيل چئبو آهي ۽ K، L، M، N شيلن طور لکيو ويندو آهي.
3. توانائي جي طبقن (Energy Levels) کي سڃي عدد (n = 1، 2، 3...) سان ڏيکاريو ويندو آهي ان کي ڪوانٽم نمبر (Quantum Number) چئبو آهي. هن ڪوانٽم جي حد مرڪز واري پاسي کان ٻاهر طرف ٿئي ٿي جنهن ۾ n = 1، اهو تمام گھٽ توانائي وارو طبقو ٿيندو آهي.

4. اليڪٽران مخصوص مدارن ۾ لڳاتار ڦرندا رهندا آهن، جنهن ۾ اهي توانائي خارج نٿا ڪن.
5. جڏهن ڪو اليڪٽران توانائي جذب ڪري ٿو، اهو هيٺاهين توانائي جي طبقي کان مٿانهين توانائي جي طبقي ڏانهن ٽپو ڏيئي ٿو.
6. جڏهن اليڪٽران توانائي خارج ڪري ٿو، اهو مٿانهين توانائي جي طبق کان هيٺاهين طبق ڏانهن ٽپو ڏيئي ٿو.
7. توانائي جي پئڪيٽ جي صورت ۾ خارج ٿيڻ emission يا جذب ٿيڻ Absorption غير لڳاتار حالت ۾ هجي ته ان کي ڪوانٽم يا فوٽان Photon چئبو آهي.
8. مٿاهين طبق جي توانائي E_2 ۽ هيٺاهين طبق جي توانائي E_1 ۽ توانائي جو فرق ΔE آهي.

$$E_2 - E_1 = \Delta E$$

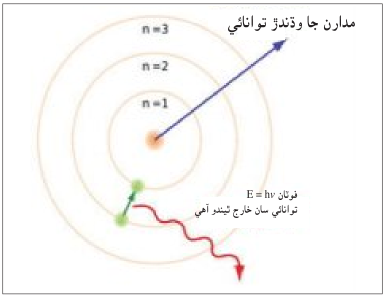
$$\Delta E = h\nu = 1 \text{ فوٽان (Photon)}$$

هتي h، پلانڪ جو مستقل آهي، ان جي مقدار 6.63×10^{-34} J.S آهي ν روشني جي فريڪوئنسي (Frequency) آهي.

9. انهن مدارن ۾ ساڪن حالت (Stationary State) موجود هوندي جنهن ۾ اليڪٽرانن جو زاويائي مومينٽم (Angular momentum) $\frac{h}{2\pi}$ سان سڄي عدد (Integral) جو ضرب اُپت برابر ٿيندو.

$$n\frac{h}{2\pi} = mvr$$

جتي n = مدارن جو نمبر، h = پلانڪ وارو مستقل ۽ m = اليڪٽران جو مايو آهي.



شڪل 2.14 نيل بوهر وارو ائٽم جو ماڊل

بوهر واري ائٽمي ماڊل جون خاميون (Limitations of Bohr's Atomic Model):

- بوهر وارو ائٽم جو ماڊل، زيمن اثر Zeeman Effect (ائٽمن جي اسپيڪٽرم تي مقناطيسي ميدان جو اثر) واضع ڪرڻ ۾ ناڪام ٿي ويو.
- هي ماڊل اسٽارڪ واري اثر Stark Effect (ائٽمن جي اسپيڪٽرم تي برقي ميدان جو اثر) واضع ڪرڻ ۾ پڻ ناڪام ٿي ويو.
- هي ماڊل هائزنبرگ واري غير يقيني اصول Heisenberg uncertainly principle کان هٽي ٿي ويو.
- ماڊل وڏي مايي واري ائٽمن مان حاصل ٿيل اسپيڪٽرمز واضع نہ ڪري سگهيو.
- هي اڪيلي اليڪٽران جي جنس (Mono electronic Species) جيئن Li^{2+}، He^{+}، Be^{3+} کي واضع ڪري ٿي سگهيو.

آزمائشي سوال

- ڪهڙا ذرڙا ائٽم جو مايو ظاهر ڪن ٿا؟
- ڪلاسيڪل نظريي جي بنياد تي ردرفورڊ واري ائٽمي ماڊل ۽ ڪوانٽم نظريي جي بنياد تي بوهر وارو ائٽمي ماڊل ثابت ڪريو؟
- ڪيئن توهان جاندار شين جو ڪيمسٽري سان تعلق ڏيکاري سگهو ٿا؟

2.3 ائٽم جي بناوت جا جديد نظريا (Modern Theories of Atomic Structure)

ميڪس پلانڪ 1900ع ڌاري فوٽان ۾ شعاعن جي ڪوانٽم نوعيت ۽ توانائي $E = h\nu$ وارو ڪوانٽم نظريو تجويز ڪيو هو هن نظريي کي آئن اسٽائين 1905ع ۾ تسليم ڪيو ۽ فوٽو اليڪٽرڪ ڪوانٽم اثر (Photoelectric Effect) کي واضع ڪرڻ لاءِ لهر-ذرڙي واري ٻٽي نوعيت (Wave Particle Duality) ذريعي مايي ۽ توانائي جي وچ ۾ تعلق کي $E = mc^2$ تجويز ڪيو. نيل بوهر اليڪٽرانن جي زاويائي مومينٽم (Angular Momentum) سان شعاعن جي مقداريت Quantization جو استعمال جاري رکيو بوهر اڳڪٿي ڪئي ۽ هائڊروجن ائٽم جي لڪيردار اسپيڪٽرم کي واضع ڪيو هو.

2.3.1 ڊي-بروگلي وارو مفروضو (De Broglie Hypothesis)

لوئس ڊي بروگلي 1923ع ۾ اليڪٽران جي لهر ذرڙي جي ٻٽي نوعيت کي اڳتي آندو هو ۽ مفروضو تجويز ڪيو ته سيني مادن ۾ باريڪ سطح تي ذرڙي سان گڏ لهر واري نوعيت به هوندي آهي. ڊي بروگلي آئن اسٽائين ۽ پلانڪ جي مساواتن کي گڏايو ۽ دليل پيش ڪيو ته جيڪڏهن $E = h\nu$ جتي E = توانائي، h = پلانڪ وارو مستقل ۽ ν روشني جي فريڪوئنسي آهي ۽ $E= mc^2$ جتي E = توانائي، m = مايو ۽ c = روشني جي رفتار آهي ته پوءِ، $h\nu = mc^2$،

$$\frac{hc}{\lambda} = mc^2$$ ، چوته $$v = \frac{c}{\lambda}$$

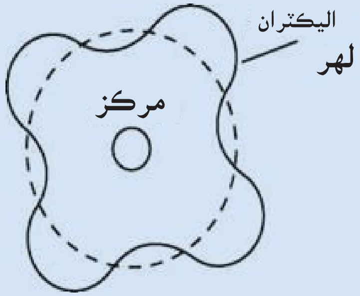
يا $$\lambda = \frac{h}{mc}$$ يا $$\lambda = \frac{h}{p}$$

ذرڙي جي لهري نوعيت کي ڊي بروگلي لهري ڊيگهه واري مفروضي ۾ هن طرح لکيو ويندو.

هتي علامت p ذرڙي جو مومينٽم آهي.

ڊي بروگلي مطابق، جهڙي طرح روشني، يا ڪابي برق مقناطيسي لهر، جنهن ريت ذرڙي جون خاصيتون ڏيکاري سگهي ٿي، ساڳئي ريت، ان ذرڙي کي پڻ لهر جون خاصيتون ڏيکارڻ گهرجن ۽ اهي ٻئي نوعيتون مٿا سٽا قابل هئڻ گهرجن.

ڊي بروگلي لهر ذرڙي واري ٻٽي نوعيت جو مفروضو



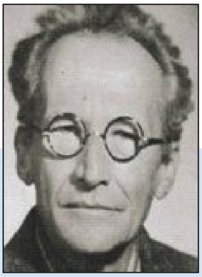
شڪل 2.15 ڊي بروگلي وارو لهر ذرڙي جي ٻٽي نوعيت وارو مفروضو

2.3.2 شروڊنگر وارو ائٽمي ماڊل (Schrodinger Atomic Model)

شروڊنگر، آسٽريائي علم طبعيات جو ماهر، 1921ع ۾ بوهر جي ائٽمي ماڊل کي هڪ قدم اڳتي کڻي آيو. شروڊنگر اليڪٽران جي يقيني بيهڪ معلوم ڪرڻ واري گمان کي بيان ڪرڻ لاءِ علم رياضي جي مساواتن جو استعمال ڪيو. هن ائٽمي ماڊل کي بهتر بنايو. جنهن کي هاڻي ائٽم جو ڪوانٽم مڪئنيڪل ماڊل Quantum Mechanical Model طور سڃاتو ويندو آهي.

شروڊنگر وارو ائٽمي ماڊل بوهر واري ائٽمي ماڊل جو صرف سڌارو آهي. هن ان ماڊل ۾ هائڊروجن جو ائٽم ان ڪري ورتو جو ان کي صرف هڪ پروٽان ۽ هڪ اليڪٽران آهي. هن علم رياضي جي علم جي مدد سان ثابت ڪيو ته مرڪز جي چوڌاري اليڪٽران جون مختلف جڳهون معلوم ڪري سگهجن ٿيون ۽ امڪان Probability ذريعي ان جو تعين به ڪري سگهجي ٿو.

- ڪوانٽم مڪئنيڪل ماڊل بيان ڪري ٿو ته مرڪز جي چوڌاري اليڪٽرانن جي مختلف جڳهن کي معلوم ڪري سگهجي ٿو. هن اهو پڻ ٻڌايو ته اليڪٽران مدار ۾ هڪ اليڪٽراني ڪڪر وانگر ٿيندا آهن.
- مدار ۾ هر توانائي جي سب شيل (Subshell) جا مختلف ترتيب هوندا آهن جيڪي ان ۾ اليڪٽران جي موجودگي کي بيان ڪن ٿا.
- هر مختلف مدار جا مختلف سب شيل جا مدارچا (Orbitals) هوندا آهن جن کي s، p، d، f نالي طور ليکيو وڃي ٿو. مدارچن جون مختلف شڪليون آهن "s" گول (Spherical) ۽ "p" ڊمبيل (Dumbbell) شڪل جا آهن.
- ائٽم جي مدارچن جو تعداد ۽ قسم توانائي جي سب شيل تي دارومدار رکي ٿو.


شڪل 2.16 شروڊنگر

ڪوانٽم مڪئنيڪل ماڊل جي مطابق نيوڪليئس جي چوڌاري خلا جي ڪنهن حصي ۾ اليڪٽران جي هجڻ واري امڪان کي ڪنهن ڪڪر کي مٽي جي ذرڙن سان ڊيکيل طور ڏيکاري سگهجي ٿو. جيڪڏهن ڪڪر گهاٽو آهي ته اليڪٽران معلوم ڪرڻ جو امڪان اوترو وڌيڪ هوندو ان کي ائٽمي مدارچو چئجي ٿو. وڌيڪ تفصيل ۾ رياضي واري عبارت اوهان کي اڳين ڪلاسن ۾ پڙهايو ويندو.

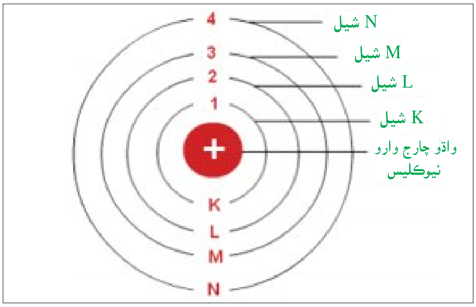
2.4 اليڪٽران جي ترتيب (Electronic Configuration)

اليڪٽران جي ترتيب کي بحث ڪرڻ کان پهرئين اسان کي شيل ۽ سب شيل واري تصور کي لازمي طور سمجهڻو پوندو.

جيئن اسان کي خبر آهي تہ نيوڪليس ائٽم جي مرڪز ۾ موجود هوندو آهي ۽ اليڪٽران نيوڪليس جي چوڌاري ڦرندا رهندا آهن. اسان کي هاڻي اهوسمجهڻو پوندو تہ اهي اليڪٽران نيوڪليئر جي چوڌاري ڪيئن ڦرندا رهن ٿا. هي اليڪٽران جي چوڌاري پنهنجي مخفي توانائي جي مقدار مطابق مختلف مدارن ۾ ڦرندا رهندا آهن.

2.4.1 شيل جو تصور (K، L، M، N، O، P ۽ Q) Concept of Shell

توانائي جا طبقا (Energy Levels) يا شيل (Shell) يا مدارچا (Orbitals) اهي سڀ ممڪن رستا آهن جن تي اليڪٽران نيوڪليس جي چوڌاري ڦرندا رهندا آهن. جن کي 'n' سان ظاهر ڪيو وڃي ٿو. انهن شيلن کي K، L، M، N، O، P ۽ Q طور ۽ ڪوانٽم نمبر n = 1، 2 ، 3، 4، 5، 6، 7 طور الڳ الڳ ليکيو ويندو آهي. انهن مدارن کي خاص مقدار جي توانائي هوندي آهي. اها توانائي گهٽجندڙ ترتيب ۾ ظاهر ٿئي ٿي جڏهن اهي مدار مرڪز کان هٽي پري ٿين ٿا.



شڪل 2.17 شيل (توانائي جا طبقا)

K شيل گهٽ توانائي وارو پهريون توانائي وارو طبق آهي.
L شيل K شيل کان وڌيڪ توانائي وارو ٻيون توانائي جو طبق آهي.
M شيل K ۽ L شيلن کان وڌيڪ توانائي وارو ٽيون توانائي جو طبق آهي.
N شيل K، L ۽ M شيلن کان وڌيڪ توانائي وارو چوٿون توانائي جو طبق آهي.
O شيل K، L، M، N شيلن کان وڌيڪ توانائي وارو پنجون توانائي جو طبق آهي.

2.4.2 مدارچن (s، p، d ۽ f) جو تصور Concept of Sub Shells

ائٽمي اسپيڪٽرم کي تمام گهڻي طاقتور اسپيڪٽرو اسڪوپ جي مشاهدي هيٺ آڻڻ سان اهو معلوم ٿيو تہ اسپيڪٽرم ٻن يا ٻن کان وڌيڪ ويجهو مليل ليڪن تي مشتمل هئا، جيئن زيمن Zeeman ۽ اسٽارڪ Stark اثرن ۾ ٻڌايو ويو هو. ان ليڪن جو اهو مطلب ورتو ويو تہ اليڪٽران ساڳئي شيل ۾ توانائي جي گهٽ مقدار جو فرق ڪري سگهن ٿا. تنهنڪري، انهن خاص توانائي واري طبق کي سب توانائي جي طبقن تي ورهايو ويو آهي ۽ ان کي مدارچو سب شيل (Subshell) سڏجي ٿو. جڏهن شيل ۾

گهٽي تعداد ۾ اليڪٽران هوندا آهن. هڪٻئي کي ڍڪين ٿا ۽ اهو خاص شيل ان جي سب شيل ۾ ورهائجي وڃي ٿو، جن کي سب شيل s، p، d ۽ f طور ليڪيا وڃن ٿا.

ڪنهن شيل ۾ سب شيل جو تعداد انهي شيل جي ڪوانٽم نمبر 'n' تي دارومدار رکي ٿو.

جدول 2.1 شيل جو عدد ۽ سب شيل

'n' عدد	شيل	سب شيل
1	K	صرف s
2	L	p, s
3	M	d, p, s
4	N	f, d, p, s

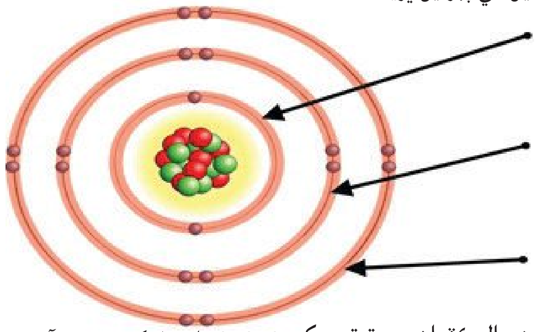
ڇا توهان کي خبر آهي؟

ڪنهن شيءِ جو ائٽمي اسپيڪٽرم، ان جي ليڪن تي مشتمل ٿئي ٿو. هي ليڪون توانائي جي گهٽ وڌ مقدار سبب فرق ڪن ٿيون. توانائي جا طبقا اليڪٽران جي Repulsion جي جي ڪري سب شيل طبقن ۾ ورهايا ويا آهن. مدار وري مدارچن نالي s، p، d ۽ f ۾ تقسيم ٿين ٿا.

2.4.3 پهرئين 18 عنصرن جي اليڪٽراني ترتيب
(Electronic Configuration of First 18 Elements)

اسان اهو هاڻي سمجهي سگهون ٿا ته مختلف مدارن ۽ سب مدارچن ۾ ڪنهن اصول مطابق اليڪٽرانن جي ورهاست کي ائٽم جي اليڪٽراني ترتيب چئبو آهي. اليڪٽرانن جي گهٽي پائيدار ترتيب اڪثر ڪري گرائونڊ ليول جي درجي تي ٿئي ٿي، ان وقت جڏهن ائٽم گهٽ توانائي جي طبقن تي هوندا آهن. اليڪٽران هيناهين کان مٿانهين توانائي جي طبقن تي وڌندڙ ترتيب ۾ پورا ٿيل هوندا آهن. جيئن هيٺ ڏيکاريل آهي.

هر شيل وڌ کان وڌ اليڪٽران جو تعداد جيڪو اهو رکي سگهي ٿو رکي ٿو. اليڪٽران مرڪز کان ويجهو واري شيل کي پهرئين پريندا.



هن اليڪٽران جي ترتيب کي 2، 8، 8 طور ليکيو ويندو آهي.

شڪل 2.18 توانائي طبقن جو پورو پرجڻ

اليڪٽرانن جو وڌ کان وڌ تعداد جيڪو ڪنهن شيل ۾ جاءِ ڏيئي سگهي ٿو ان کي فارمولا $2n^2$ سان ظاهر ڪجي ٿو. جتي 'n' شيل نمبر آهي. مختلف مدارن ۾ اليڪٽران جي ورهاست ان فارمولا مطابق هيٺ هن طرح آهي.

K شيل / پھريون مدار (n = 1) $= (1)^2 2 = 2$

L شيل / ٻيون مدار (n = 2) $= (2)^2 \times 2 = 8$

M شيل / ٽيون مدار (n = 3) $= (3)^2 \times 2 = 18$

N شيل / چوٿون مدار (n = 4) $= (4)^2 \times 2 = 32$ وغيره وغيره

سب شيل جي توانائي واري طبقن ۾ توانائي جو تمام ٿورو فرق ٿيندو آهي.

سب شيل 's' پھرئين پريو ويندو آهي پوءِ سب شيل 'p' ۽ انهن کان پوءِ اڳيان سب شيل پريا ويندا آهن. سب شيل ۾ وڌ کان وڌ اليڪٽرانن جي ورهاست هن ريت هيٺ آهي:

سب شيل 's' ۾ 2 اليڪٽران

سب شيل 'p' ۾ 6 اليڪٽران

سب شيل 'd' ۾ 10 اليڪٽران

سب شيل 'f' ۾ 14 اليڪٽران

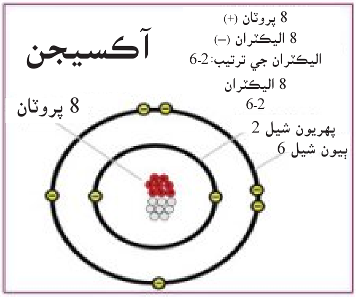
اسان جڏهن به سب شيل ۾ اليڪٽران جي ترتيب لکندا آهيون ته هيٺ ڄاڻايل نقطا هميشہ پنهنجي ذهن ۾ رکندا آهيون.

1. ائٽم ۾ اليڪٽرانن جو تعداد
2. توانائي جي طبقن مطابق شيل ۽ سب شيل جي ترتيب
3. شيل ۽ سب شيل لاءِ وڌ کان وڌ اليڪٽرانن جو تعداد

مثال 2.1: ڪنهن عنصر ۾ 8 اليڪٽران آهن ان جي اليڪٽرانن جي ترتيب لکي ڏيکاريو؟

هن عنصر لاءِ سڀ کان پھرئين K شيل ۾ اليڪٽران پري پورا ڪنداسين جنهن ۾ وڌ کان وڌ 2 اليڪٽرانن جي گنجائش آهي. پوءِ رهجي ويل اليڪٽرانن کي L شيل ۾ پورو ڪرينداسين. جنهن ۾ وڌ کان وڌ اليڪٽرانن جي گنجائش 8 آهي. اليڪٽرانن جي ترتيب هاڻي هن طرح درج ٿيندي.

K	L	M
2	6	0



شڪل 2.19 آڪسيجن جي اليڪٽرانن جي ترتيب

هي ڄاڻايل عنصر آڪسيجن آهي جنهن ۾ 8 اليڪٽران هوندا آهن. اليڪٽرانن جي ترتيب ڏيڻ وقت پهريان 2 اليڪٽران K شيل جي سب شيل '1s' ۾ رکيا ويندا ان کان پوءِ به اليڪٽران L شيل جي سب شيل '2s' ۾ ويندا ۽ رهجي ويل 4 اليڪٽران L شيل جي سب شيل '2p' ۾ ويندا. ان مطابق آڪسيجن جي ائٽم ۾ اليڪٽرانن جي ترتيب $1s^2$، $2s^2$، $2p^4$ ٿيندي آهي.

ائٽم جي مختلف سب شيلن واري اليڪٽراني ترتيب کي $1s^2$، $2s^2$، $2p^6$ طور ليکيو ويندو آهي. جيئن شڪل 2.19 ۾ ڏيکاريل آهي.

هن ترتيب ۾ ضربيندڙ مدار جي عدد کي ظاهر ڪري ٿو، s، p سب شيل آهن ۽ متاهين لڪٽي سب شيل ۾ اليڪٽرانن جو تعداد ڏيکاري ٿو. پهرئين 18 عنصرن جي اليڪٽراني ترتيب جدول 2.2 ۾ هيٺ ڏنل آهي.

جدول 2.2 دؤري جدول جي پهرئين 18 عنصرن جي اليڪٽراني ترتيب

عنصر	علامت	ائٽمي نمبر (اليڪٽران جو تعداد)	اليڪٽرانن جي ترتيب
هائڊروجن	H	1	$1s^1$
هيليم	He	2	$1s^2$
ليٿيم	Li	3	$1s^2, 2s^1$
بيريليم	Be	4	$1s^2, 2s^2$
بوران	B	5	$1s^2, 2s^2, 2p^1$
ڪاربان	C	6	$1s^2, 2s^2, 2p^2$
نائٽروجن	N	7	$1s^2, 2s^2, 2p^3$
آڪسيجن	O	8	$1s^2, 2s^2, 2p^4$
فلورين	F	9	$1s^2, 2s^2, 2p^5$
نيان	Ne	10	$1s^2, 2s^2, 2p^6$
سوڊيم	Na	11	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
مئگنيشيم	Mg	12	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$
اليومينيم	Al	13	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$
سليڪان	Si	14	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$
فاسفورس	P	15	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$
سلفر	S	16	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$
ڪلورين	Cl	17	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$
آرگان	Ar	18	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

آزمائشي سوال

- سب شيل ’s‘ ۾ ڪيترا وڌ کان وڌ اليڪٽران سمائجي سگهن ٿا؟
- ڪنهن ائٽم جو ائٽمي نمبر 11 آهي ان جي L شيل ۾ ڪيترا اليڪٽران ٿيندا؟
- ائٽم جي اليڪٽرانن جي ورهاست ۾ ڪهڙو شيل پهرئين پورو ڀريو ويندو آهي ۽ ڇو؟
- جيڪڏهن ڪنهن ائٽم جا K ۽ L شيل مڪمل طور تي پورا ڀريل آهن، ٻڌايو ته انهن ۾ موجود ڪُل اليڪٽرانن جو تعداد ڇا آهي؟

2.5 همزاد ۽ انهن جا عام استعمال (Isotopes and their Common Application)

جيئن تہ اسان پڙهي چڪا آهيون تہ ائٽم تن اهم ذرڙن اليڪٽران، پروٽان ۽ نيوٽران جو نهيل آهي. تقريبن عنصــرن جي ائٽمن ۾ اليڪٽران ۽ پروٽان جو تعداد ساڳيو هجي ٿو تنهن ڪري انهن جو ائٽمي نمبر ساڳيو هجي ٿو پر ڪجھ عنصــرن ۾ ائٽمن جو مايو نمبر هڪ ٻئي کان مختلف هجي ٿو.

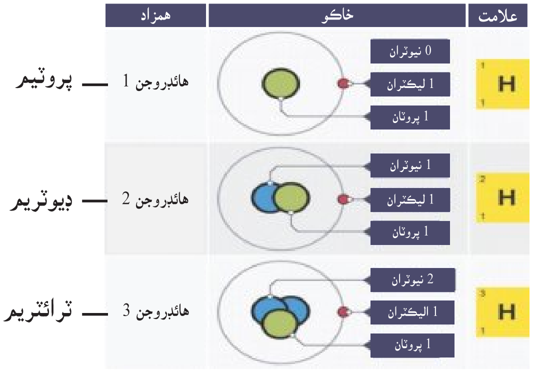
2.5.1 همزاد (Isotopes) ڇا هوندا آهن؟

ساڳئي عنصر جي ائٽمن ۾ ائٽمي نمبر تہ ساڳيو هجي پر سندن ائٽمي مايا مختلف هجن تہ اهڙن ائٽمن کي همزاد (Isotopes) چئبو آهي. هنن جو ائٽمي نمبر يا پروٽان نمبر تہ هڪ جيترو، پر نيوٽرانن جو تعداد جدا جدا هوندو آهي. اهڙن عنصرن جون ڪيميائي خاصيتون ساڳئي اليڪٽرانن جي ترڪيب ڪري هڪجهڙيون هونديون آهن پر مايي نمبر جي فرق ڪري طبعي خاصيتون مختلف ٿينديون آهن.

2.5.2 همزادن جا مثال (Examples of Isotopes)

(1) هائڊروجن جا همزاد يا آئسوٽوپ:

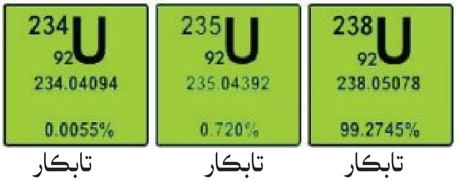
هائڊروجن جا ٽي همزاد آهن. انهن کي پروٽيم (Protium) ڊيوٽريم (Deuterium) ۽ ٽرائيٽريم (Tritium) چئبو آهي. جيئن شڪل 2.20 ۾ هيٺ ڏيکاريل آهي.



شڪل 2.20 هائڊروجن جا همزاد

(2) يورينيم جا همزاد (Isotopes of Uranium)

يورينيم جا ٽي عام همزاده آهن. هن جو ائٽمي نمبر (Atomic Number) 92 ۽ مايو نمبر (Mass Number) سلسليوار 234، 235 ۽ 238 هوندو آهي. يورينيم $^{338}_{92}U$ 99 سيڪڙو قدرتي طورتي ملندو آهي.



شڪل 2.21 يورينيم جا همزاد

(3) ڪاربان جا همزاد (Isotopes of Carbon)

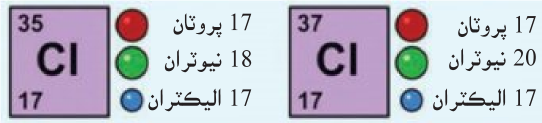
ڪاربان جا ٻہ پائيدار همزاد ۽ هڪ تابڪار همزاد آهن. جيڪي شڪل 2.22 ۾ ڏيکاريل آهن.

شڪل 2.22 ڪاربان جا همزاد

ڪاربان 12 ۾ 6 پروٽان ۽ 6 نيوٽران شامل هوندا آهن، ڪاربان 13 ۾ 6 پروٽان ۽ 7 نيوٽران موجود آهن، ڪاربان 14 ۾ 6 پروٽان ۽ 8 نيوٽران شامل هوندا آهن. ڪاربان 12 گهڻو عام ليندڙ (98.98 سيڪڙو) همزاد آهي.

(4) ڪلورين جا همزاد (Isotopes of Chlorine)

ڪلورين جا ٻہ همزاد جن جو ائٽمي نمبر 17 ۽ الڳ الڳ مايو نمبر 35 ۽ 37 هوندو آهي، جيئن شڪل 2.23 ۾ ڏيکاريل آهي. قدرتي طور تي ڪلورين 35 (75 سيڪڙو) ۽ ڪلورين 37 (25 سيڪڙو) ملندا آهن.



شڪل 2.23 ڪلورين جا همزاد

جدول 2.3 همزادن جو استعمال (Application of Isotopes)

نمبر	تابڪار همزاد جو نالو	ميدان (Field)	استعمال (Uses)
.1	فاسفورس 32 يا اسٽرونشيم 90	ريڊيائي علاج	• چمڙي جي سرطان (ڪينسر) جو علاج
.2	ڪوبالٽ- 60	ريڊيائي علاج	• گهڻو اندر داخل ٿي وڃڻ واري سگهہ سبب جسم جي ڪينسر جو علاج
.3	آيوڊين همزاد	ريڊيائي علاج	• گلي (ڳچي) واري غدود جو سراغ لڳائڻ
.4	ٽيڪنيشيم	ريڊيائي علاج	• هڏي ڀڄي پوڻ واري علاج ۾ هڏي جي واڌ واري تپاس ڪرڻ
.5	ڪوبالٽ-60 جو گاما شعاع	طبي آلہ ڪاري	• طبي اوزارن ۽ مرهم پٽي جي شين کي هاڃيڪار جراثيمن کان پاڪ ڪرڻ لاءِ.
.6	اميريشيم 241	صنعت ۽ احتياطي تدابير	• ماحولياتي شعاعن جي پيماني، دونهين جي جاچ ۽ پڙتال، ڪوئلي جي ڇاڻ ذرڙن جي پيمائش ڪرڻ لاءِ استعمال ٿيندو آهي. • ساموندي گدلاڻ جو سبب بڻجندڙ فيڪٽرين جو گند ڳولهڻ لاءِ.
.7	گولڊ-198 ۽ ٽيڪلينشيم 99	شهر جي صفائي ۽ فالتو پاڻي ۾ گدلاڻ	• ساموندي گدلاڻ جو سبب بڻجندڙ فيڪٽرين جو گند ڳولهڻ لاءِ.
8.	يورينيم-235	بجلي پيداوار	• پاڻي کي ٻاڦ واري توانائي ۾ بدلائي بجلي حاصل ڪرڻ

.9	پلوٽونيم-238	طب	• دل جي باقاعدي ڌڙڪڻ کي بهتر ڪرڻ لاءِ (Pace Maker) اوزار ۾ استعمال ٿيندو آهي.
.10	ڪاربان-14	قديم آثارن وارو علم ۽ ارضيات وارو علم	• زمين مان کوٽي ڪڍيل آثارن جي عمر جو تخمينو لڳائڻ ۾ استعمال ٿيندو آهي.

آزمائشي سوال

- هائڊروجن جي ڪهڙي همزاد ۾ نيوٽران جو تعداد گهٽ آهي؟
- ڪنهن عنصر جي همزادن ۾ هڪ جهڙيون ڪيميائي پر مختلف طبعي خاصيتون ڇو هونديون آهن؟
- ڪاربان جا همزاد، هائڊروجن جي همزادن کان ڪيئن مختلف هوندا آهن؟

اختصار (Summary)

- ائٽم ۾ ڪاٽو چارج وارو باريڪ ذرڙو اليڪٽران آهي. ان کي جي. جي. ٿامسن ۽ وليم ڪروڪس دريافت ڪيو هو.
- ائٽم ۾ واڌو چارج وارو ذرڙو پروٽان آهي جيڪو گولڊ اسٽائين 1886ع ۾ دريافت ڪيو ۽ جي. جي. ٿامسن پروٽان جي خاصيتن جي جاچ ۽ تصديق ڪئي.
- چئڊوڪ 1932ع ۾ نيوٽران کي دريافت ڪرڻ ۾ ڪامياب ٿيو.
- لارڊ ردرفورڊ 1911ع ۾ لڳاتار تجربا ڪري ائٽم جو نئون ماڊل تجويز ڪيو ته ائٽم جي مرڪز ۾ نيوڪليئس هوندو آهي ۽ اليڪٽران نيوڪليئس چوڌاري ڦرندا آهن.
- نيل بوهر 1913ع ۾ هڪ ٻيو ائٽمي ماڊل تجويز ڪيو. هي ائٽمي ماڊل ان لحاظ کان مختلف هو ته هن ردرفورڊ جي ائٽمي ماڊل کي رد ڪيو ۽ ميڪس پلانڪ واري ڪوانٽم نظريي جي بنياد تي هائڊروجن ائٽم جو لڪيردار اسپيڪٽرم (Line Spectrum) واضع ڪيو.
- لوئس ڊي بروگلي 1923ع ۾ اليڪٽران جي لهر ذرڙي جي ٻٽي نوعيت کي اڳتي آندو ۽ مفروضو تجويز ڪيو ته سڀني مادن ۾ تمام باريڪ سطح تي ذرڙي سان گڏ لهر واري نوعيت به هوندي آهي.
- توانائي جا طبقا يا مدار ۽ مدارچا اهي سڀ ممڪن رستا آهن جن تي اليڪٽران مرڪز چوڌاري ڦرندا رهندا آهن. جن کي ڪوانٽم نمبر 'n' سان ڏيکاريو وڃي ٿو، انهن شيلن کي K، L، M، N، O، P سان لکيو ويندو آهي.
- مکيه توانائي جو طبقو يا شيل نيم توانائي واري طبقن ۾ ورهائجندا آهن ۽ انهن کي سب شيل مدارچا چيو ويندو آهي.

- مختلف مدارن ۽ مدارچن ۾ اليڪٽرانن جي ورهاست کي ائٽم جي اليڪٽراني ترتيب سڏيو ويندو آهي.
- ڪنهن عنصر جي مختلف ائٽمن جو ائٽمي نمبر ته ساڳيو هجي پر انهن جا ائٽمي مايا مختلف هجن ته اهڙن عنصرن کي همزاد ڪوٺبو آهي. انهن جو ائٽمي نمبر يا پروٽان نمبر هڪ جيترو پر نيوٽران جو تعداد مختلف هوندو آهي.
- روزاني زندگي ۾ همزادن جي عملي ڪارجن کي پوري دنيا ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي. تحقيقات جي تجربي گاهن طبي سينٽرن، صنعتي سهولتن، ڪاڌو محفوظ ڪندڙ تنصيبن ۽ بين ڪيترن ئي واهپي وارين شين ۾ همزاد ڪتب آڻجن ٿا.

مشق

ياڱو (الف) صحيح جواب جي چونڊ ڪريو.

صحيح جواب تي (✓) جو نشان لڳايو.

1. ائٽم ۾ پروٽانن ۽ نيوٽرانن جي تعداد ڪُل تعداد کي چئبو آهي:
   (الف) اليڪٽرانن جو تعداد (ب) نيوڪليان جو تعداد
   (ج) عنصر جو ائٽمي نمبر (د) همزادن جو تعداد
2. جيڪڏهن پروٽان نمبر 19 آهي، ته اليڪٽرانن جي ترتيب ٿيندي:
   (الف) 2، 8، 9 (ب) 2، 8، 8، 1 (ج) 2، 8، 1 (د) 2، 8، 3
3. جيڪڏهن پوٽئشيم جو نيوڪليان نمبر 39 آهي، ان ۾ نيوٽران جو تعداد ٿيندو:
   (الف) 39 (ب) 19 (ج) 20 (د) 29
4. همزاد ڪاربان-12، جي وافر مقدار ۾ موجودگي آهي:
   (الف) 96.9 سيڪڙو (ب) 97.6 سيڪڙو
   (ج) 98.89 سيڪڙو (د) 99.7 سيڪڙو
5. اليڪٽرانن واري ترڪيب، ان جي ورهاست آهي:
   (الف) پروٽان (ب) نيوٽران (ج) اليڪٽران (د) پازيٽران
6. گهٽ اندر تائين داخل ٿيڻ وارو ذرڙو ڪهڙو آهي:
   (الف) اليڪٽران (ب) پروٽان (ج) الفا (د) نيوٽران
7. 'L' شيل ۾ ڪيترا سب شيل آهن:
   (الف) هڪ (ب) ٻه (ج) ٽي (د) چار
8. ڊي بروگلي اليڪٽران جي لهر-ذرڙو واري ٻٽي نوعيت جو مفروضو آندو:
   (الف) 1920 (ب) 1922 (ج) 1923 (د) 1925
9. ردرفورڊ واري ائٽمي ماڊل جي تجربي ۾ استعمال ٿيل پردي جي مادي جو نالو آهي:
   (الف) ايلومينيم پترو (ب) زنڪ سلفائيڊ
   (ج) سوڊيم سلفائيڊ (د) ايلومينيم سلفائيڊ

10. طبي اوزارن کي جراثيم کان پاڪ ڪرڻ لاءِ جيڪي شعاع استعمال ڪيا وڃن ٿا اهي آهن:

(الف) الفا شعاع α-rays (ب) بيٽا شعاع β-rays
(ج) گاما شعاع γ-rays (د) ايڪس شعاع X-rays

ياڱو (ب): مختصر سوال

1. ڪلورين جي همزادن جي بناوت وارو خاڪو ناهي همزاد (Isotope) جي تعريف بيان ڪريو؟
2. ڪنهن ائٽم جي M شيل ۾ 5 اليڪٽران آهن. ان نسبت سان:
   (الف) ان جو ائٽمي نمبر معلوم ڪريو؟
   (ب) ائٽم جي اليڪٽراني ترتيب لکي ڏيکاريو؟
   (ج) ان ائٽم جي عنصر جو نالو ٻڌايو؟
3. ردرفورڊ جي ائٽمي ماڊل ۾ خاميون آهن دليل ڏيئي ثابت ڪريو؟
4. ڊي بروگلي جي مفروضي ۾ اليڪٽران جي لهر- ذرڙي واري ٻٽي نوعيت بيان ڪريو؟
5. بوهر جي ائٽمي ماڊل جون خاميون ڪهڙيون آهن؟
6. شيل ۽ سب شيل ۾ فرق مثالن سان بيان ڪريو؟
7. ائٽم ^{16}O ۽ ^{17}O هڪجهڙائي ۽ فرق کي کولي سمجهايو؟
8. نيم ائٽمي ذرڙن جا نالا مايو ۽ چارج ايڪن سميت لکي ڏيکاريو؟

ياڱو (ج) تفصيلي سوال

1. ردر فورڊ واري سون ڌات پتري تجربي جي روشني ۾ ائٽم جي بناوت جو جائزو وٺو؟
2. روزاني زندگي ۾ همزادن جو استعمال لکي ٻڌايو؟
3. بوهر جو ائٽمي ماڊل ڪيئن ردرفورڊ جي ائٽمي ماڊل کان مختلف آهي. بيان ڪريو؟
4. ڊي بروگلي وارو جديد نظريو، آئن اسٽائن ۽ پلانڪ جي مساواتن سان لاڳاپو رکي ٿو. ثابت ڪريو؟
5. ڪاٿو چارج (ڪيٿوڊ) شعاع ڪيئن حاصل ٿيندا آهن؟ انهن جون مکيه خاصيتون ڪهڙيون آهن؟
6. شروڊينگر جو ائٽمي ماڊل بيان ڪريو؟
7. ائٽم ۾ اليڪٽران، پروٽان ۽ نيوٽران جي موجودگي ۽ ثابتي مهيا ڪندڙ تجربا کي تفصيل سان بيان ڪريو؟
8. هيٺ ڏيکاريل عنصرن ۾ ڪيترا پروٽان، نيوٽران ۽ اليڪٽران موجود آهن؟

(i) $^{56}_{26}Fe$ (ii) $^{17}_{8}O$ (iii) $^{37}_{17}Cl$ (iv) $^{235}_{92}U$ (v) $^{14}_{6}C$

باب 3
دؤري جدول ۽ دؤري خاصيتون

Time Allocation

Teaching periods	= 12
Assessment period	= 3
Weightage	= 12

مکيہ تصورات (Major Concepts)

3.1 دؤري جدول
3.2 خاصيتن جي دؤريت

شاگردن جي سکيا جا حاصلات (Students Learning Outcomes)

هن باب سکڻ بعد شاگرد:

- دؤري جو قانون (Periodic Law) بيان ڪري سگهندا.
- دؤري جدول (Periodic Table) ۾ پيرڊ ۽ گروپ ۾ فرق سڃاڻي سگهندا.
- عنصرن جي ٻاهرئين اليڪٽرانن جي ترتيب مطابق(ٻن درجن ۾ (گروپ ۽ پيرڊ))درجي بندي ڪري سگهندا.
- دؤري جدول ۾ 's' بلاڪ، p بلاڪ، d بلاڪ ۽ f بلاڪ جي حدن جو تعين ڪري سگهندا.
- دؤري جدول جو خاڪو ناهي سگهندا.
- دؤري جدول ۾ خاندانن (فيمليز) جو محل وقوع (هنڌ) بيان ڪري سگهندا.
- عنصرن جي ساڳئي خاندان يا فيملي ۾ عنصرن جي ڪيميائي ۽ طبعي خاصيتن ۾ هڪ جهڙائي جي نشاندهي ڪري سگهندا.
- دؤري جدول تي اليڪٽران جي ترتيب ۽ عنصر جي ٻيهڪ ۾ تعلق پرکي سگهندا.
- شيلڊنگ اثر (Shielding effect) جو دؤري لاڙن تي اثر انداز ٿيڻ واضع ڪري سگهندا.
- دؤري جدول ۾ گروپ اندر يا پيرڊ اندر برقي منفيت (Electro negativity)، اليڪٽراني رغبت (Electron affinity)، ائٽمي نيم قطر (Atomic radii) ۽ آيونائيزيشن واري توانائي (Ionization Energy) ڪيئن تبديل ٿين ٿا اهو بيان ڪري سگهندا.

تعارف (Introduction)

عنصرن جي دؤري جدول، توهان پنهنجي ڪلاس روم ۾ يا تجربيگاهه ۾ ڏسندا آهيو. توهان ان کي معمولي سمجهو ٿا پر اهو سائنسدانن جي سوين سالن جي جستجو ۽ تحقيق جو حاصل نتيجو آهي. جڏهن عنصرن جو گهڻو تعداد دريافت ٿيو ته سائنسدانن عنصرن کي ڪنهن مناسب سلسلي ۾ ترتيب ڏيڻ جو فيصلو ڪيو.

ڊوبيرائينر، هڪ جرمن ڪيمياڊان سڀ کان پهرئين ٽِڪي واري درجي بندي (Classification of Triads) تجويز ڪئي. جنهن ۾ هن ٽن ٽن عنصرن جا ڪيترائي گروپ ائٽمي مايي جي بنياد تي ٺاهيا. هن ٽِڪي (Triad) ۾ عنصرن مان وچئين عنصر جو ائٽمي مايو باقي ٻن عنصرن جي ائٽمي مايي جي سراسري مايي جي لڳ ڀڳ برابر ٿئي ٿو. مثال طور، ڪئلشيم (40)، اسٽرونيم (88) ۽ بيريم (137) جنهن ۾ اسٽرونيم جو ائٽمي مايو، ڪئلشيم ۽ بيريم جي ماين جي سراسري مايي برابر آهي.

جدول 3.1 ڊوبيرائينر جي ٽِڪي واري درجه بندي (Dobereiner classification of Triads)

عنصر (Elements)		ائٽمي مايو (Atomic Mass)	حسابي سراسري (Arithmetic Mean)
ٽِڪا (Triads)	ليٿيم سوڊيم پوٽئشيم	7 23 39	$23 = \frac{39+7}{2}$
ٽِڪا (Triads)	ڪلورين برومين آيوڊين	35.5 80 126.5	$81 = \frac{137+40}{2}$
ٽِڪا (Triads)	ڪئلشيم اسٽرونيم بئريم	40 87.6 137	$88.5 = \frac{137+40}{2}$

نيولينڊ (Newland)، هڪ برطانوي ڪيمياڊان، 1864ع ۾ وڌندڙ ائٽمي ماين جي ترتيب ۾ انين واري قاعدي (Newland's law of Octaves) کي سامهون رکيو. هن قاعدي مطابق اگر عنصرن کي وڌندڙ مايي جي ترتيب سان رکيا وڃن ته انين (Eighth) عنصر جون خاصيتون پهرئين عنصر جي خاصيتن جهڙيون هونديون آهن. مثال طور

جدول 3.2: نيولينڊ وارو انين جو قاعدو (Newland classification Law of octaves)

Li = 7	Be = 9	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19
Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 30	S = 32	Cl = 35.5

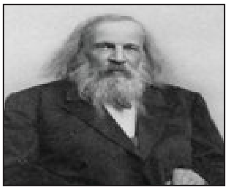
متئين ترتيب ۾ Li ۽ Na، Be ۽ Mg، B ۽ Al، C ۽ Si، N ۽ P، O ۽ S، F ۽ Cl هڪجهڙيون ڪيميائي خاصيتون ڏيکارين ٿا.

روسي سائنسدان مئنڊليو 1869ع ۾، عنصرن جي طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتن جي آڌار تي اٺ عمودي خانن (گروپ Group) ۽ افقي قطارن (پيرڊ Periods) وارو ڊؤري جدول شايع ڪيو. لوٿر ميئر (Lother Meyer)، جرمن سائنسدان 1869ع ۾ هڪ ڊؤري جدول شايع ڪيو جنهن ۾ 56 عنصرن کي ائٽمي ماين جي بنياد تي عمودي 9 خانن (گروپس) ۾ ترتيب ڏنو.

ڊوبيرائينر
(Dobereiner)

نيولينڊ
(Newland)

لوٿر ميئر
(Lother Meyer)



مئنڊليف
(Mendeleev)

شڪل 3.1 ڊؤري جدول جي درجه بندي ۾ حصو وٺندڙ سائنسدان.

3.1 ڊؤري جدول (Periodic Table)

مئنڊليو واري ڊؤري جدول عنصرن کي ترتيب ڏيڻ جي پهرئين ڪوشش هئي توڙي جو گهٽ ئي خامين سبب هي ڊؤري جدول ڪامياب نه ويو پر ڊؤري قانون (Periodic Law) جي دريافت لاءِ بنياد مهيا ڪيا. ڊؤري قانون جي ان بنياد تي هڪ ڊؤري جدول تيار ڪئي ويئي جنهن ۾ عمودي خانن (Column) کي گروپ (Groups) ۽ افقي قطارن کي پيرڊس (Periods) چئجي ٿو. هي ڊؤري جدول عنصرن جي خاصيتن جي اڳڪٿي ڪري ٿو.

3.1.1 ڊؤري قانون (Periodic Law)

مئنڊليو 1869ع ۾ عنصرن جي طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتن جي مشاهداتي بنياد تي ڊؤري قانون تجويز ڪيو. جيڪي ٻڌائي ٿو ته "عنصرن جون طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون سندن ائٽمي مايي جي ڊهرائڻ واري عمل تي دارومدار رکن ٿيون." مئنڊليو پنهنجي جدول ۾ ڪي خالي جڳهون به ڇڏي ڏنيون هيون، بعد ۾ موزلي (Moseley) ان ۾ ترميم ڪئي.

3.1.2 جديد ڊؤري جدول (Modern Periodic Table)

ائٽمي نمبر هڪ بنيادي خاصيت آهي ڇاڪاڻ جو اهو هر عنصر لاءِ مقرر ٿيل آهي. اِهو عنصر کان عنصر وچ ۾ باقاعدگي سان وڌي ٿو.

عنصرن جي ترتيب ۾ اهو نظر آيو ته ائٽمي نمبر هڪ افقي قطار ۾ کاٻي کان ساڄي پاسي وڌي رهيو هو ۽ ڪيميائي خاصيتون باقاعدا وقفي سان ڊهرائجي رهيون هيون. عنصرن جي هڪ جهڙين خاصيتن ۽ ساڳئي اليڪٽراني ترتيب جي ڪري انهن کي ساڳئي گروپ ۾ رکيو ويو آهي.

موزلي (Moseley) 1913ع ۾ دريافت ڪيو تہ ائٽمي نمبر عنصر جي بنيادي خاصيت آهي. هن ان مطابق هڪ نئون دؤري قانون تجويز ڪيو. موزلي ٻڌائي تو تہ ”عنصرن جون طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون سندن ائٽمي نمبر جي دؤري خاصيت تي دارومدار رکن ٿيون.“ عنصر جو ائٽمي نمبر ان جي اليڪٽرانن جي تعداد برابر ٿيندو آهي. تنهنڪري ائٽمي نمبر دؤري جدول ۾ عنصرن جي اليڪٽراني ترتيب بہ مهيا ڪري ٿو. دؤري جدول 7 قطارن (Rows) ۽ 8 خانن (Columns) ۾ ترتيب ڏنل آهي.

دؤري جدول ۾ پيرڊ (Periods in Periodic Table)

دؤري جدول ۾ ست افقي قطارون آهن جن کي پيرڊس چئبو آهي.

پيرڊس ۾ کاٻي کان ساڄي پاسي هلندي طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون تبديل ٿين ٿيون. ڇاڪاڻ جو پيرڊ ۾ اليڪٽران جي ترتيب لڳاتار تبديل ٿيندي رهي ٿي ۽ پيرڊ ۾ هر عنصر جي ٻيهڪ ويلنس اليڪٽران جي نمبر تي دارومدار رکي ٿي. پيرڊس جي ننڍي پيرڊ (Short Periods) ۽ وڏي پيرڊ (Long Periods) ۾ درجہ بندي ڪئي ويئي آهي. جيڪي هيٺ ڏنل آهن.

پهريون پيرڊ (سڀ کان ننڍو پيرڊ) (The First Period – Shortest Period)

- هن پيرڊ ۾ فقط بہ عنصر هائڊروجن (H) ۽ هيليم (He) آهن.
- هن پيرڊ ۾ K شيل پرجي پورو ٿئي ٿو.

ٻيون ۽ ٽيون پيرڊ (ننڍا پيرڊ) (The Second and Third Period – Short Periods)

- هر پيرڊ ۾ اٺ عنصر هوندا آهن.
- هي پيرڊ ترتيب وار L شيل ۽ M شيل اليڪٽرانن سان پرجن ٿا.
- ٻيون پيرڊ Li، Be، B، C، N، O، F ۽ Ne عنصر رکي ٿو.
- ٽيون پيرڊ Na، Mg، Al، Si، P، S، Cl ۽ Ar عنصر رکي ٿو.

چوٿون ۽ پنجون پيرڊ (ڊگھا پيرڊ) (The Fourth and Fifth Period (Long Period)

- هر پيرڊ ۾ 18 عنصر هوندا آهن.
- هن پيرڊ ۾ ترتيبوار M ۽ N شيل اليڪٽرانن سان پرجن ٿا.
- چوٿون پيرڊ پوٽئشيم (K) کان شروع ٿئي ٿو ۽ ڪرپٽان (Kr) وٽ پورو ٿئي ٿو.
- پنجون پيرڊ روبيڊيم (Rb) کان شروع ٿئي ٿو ۽ زينان (Xe) تي پورو ٿئي ٿو.

ڇهون پريڊ (ڊگھي ۾ ڊگھو پيرڊ) The Sixth Period (Longest Period)

- هن پيرڊ ۾ 32 عنصر آهن.
- هن ۾ هيٺ الڳ 14 عنصر هوندا آهن انهن کي لئنٿينائيڊس (Lanthanides) چئبو آهي.
- ڇهون پيرڊ سيسيم (Cs) کان شروع ٿئي ٿو ۽ رئڊان (Ra) تي ختم ٿئي ٿو.

ستون پيرڊ (نامڪمل پيرڊ) (The Seventh Period – Incomplete Period)

- هي پريڊ فرانسيم (Fr) کان شروع ٿئي ٿو.
- هن پيرڊ کي نامڪمل پيرڊ سمجهيو وڃي ٿو.
- هن پيرڊ ۾ 14 عنصرن جي هڪ گروپ کي ايڪٽينائيڊس (Actinides) طور ورتو وڃي ٿو.

سيئي پيرڊ سواءِ پهرئين پيرڊ جي، اساسي يا الڪلي ڌاتو (Alkali Metal) کان شروع ٿين ٿا ۽ بي عمل (Inert) يا نوبل (Noble) گئس تي پورا ٿين ٿا. هي مشاهدي هيٺ آيو آهي ته هر پيرڊ ۾ عنصرن جو تعداد مقرر ٿئي ٿو. ان جو سبب عنصرن جي مخصوص شيل جو وڌ کان وڌ اليڪٽرانن سان ڀرجي پورو ٿيڻ آهي. جيڪي هيٺ جدول 3.2 ۾ ڏيکاريل آهن.

جدول 3.2 دؤري جدول ۾ عنصرن جو پيرڊ وار ائٽمي نمبر
Period wise Atomic Number of Elements in Periodic Table

پيرڊ نمبر	عنصرن جو تعداد	ائٽمي نمبر جي حد
پهريون	2	1 کان 2
ٻيون	8	3 کان 10
ٽيون	8	11 کان 18
چوٿون	18	19 کان 36
پنجون	18	37 کان 54
ڇهون	32	55 کان 86
ستون	[32]*	87 کان 118*

هيءَ * نشان نامڪمل پيرڊ کي ظاهر ڪري ٿو

دؤري جدول ۾ گروپ (Groups of Periodic Table)

دؤري جدول ۾ 18 اُڀا يا عمودي خانا ٺهيل آهن. جن کي گروپ چئبو آهي، هر هڪ گروپ کي هڪ جهڙين خاصيتن جي بنياد تي ذيلي گروپن A ۽ B ۾ ورهايو ويو آهي جيڪي دؤري جدول ۾ هڪ ٻئي سان گڏ رکيل آهن.

ذيلي گروپ (A) Sub Group وارن عنصرن کي مکيه (Main) يا نمائنده (Representative) عنصر چئبو آهي.

ذيلي گروپ (B) Sub Group جي عنصرن کي بدلجندڙ يا ٽرانزيشن (Transition) عنصر چئبو آهي. گروپ نمبر ساڳئي گروپ ۾ موجود عنصرن جي ويلنس شيل ۾ موجود اليڪٽرانن جي تعداد کي ظاهر ڪري ٿو.

عنصرن جي دؤري جدول

Atomic Number
Symbol
Name
Atomic Mass

1 IA 1A	2 IIA 2A	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8	9 VIII 8	10	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 84.798
37 Rb Rubidium 84.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [269]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [277]	113 Uut Ununtrium unknown	114 Fl Flerovium [289]	115 Uup Ununpentium unknown	116 Lv Livermorium [298]	117 Uus Ununseptium unknown	118 Uuo Ununoctium unknown

Lanthanide Series	57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.243	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.055	71 Lu Lutetium 174.967
Actinide Series	89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]

Alkali Metal	Alkaline Earth	Transition Metal	Basic Metal	Semimetal	Nonmetal	Halogen	Noble Gas	Lanthanide	Actinide

گروپ IA (اساسي يا الڪلي ڌاتو) يا ليٿيم خاندان
Group IA(Alkali Metal) or Lithium Family

- هن گروپ ۾ ليٿيم (Li)، سوڊيم (Na)، پوٽئشيم (K)، روبيڊيم (Rb)، سيزيم (Cs) ۽ فرانسيم (Fr) اچي وڃن ٿا.
- هنن جي ويلنس شيل ۾ فقط هڪ اليڪٽران هوندو آهي.
- ڪيميائي عمل جي دوران اهو هڪڙو اليڪٽران ۾ ڏيئي ڇڏيندا آهن ۽ هڪڙي مثبت بار وارو آئن (Univalent Ion) ناهيندا آهن.
- هي تمام تيز ڪيميائي عمل ڪندڙ ڌاتو آهن.
- هنن جو رجڻ پد (Melting Point) تمام گهٽ هوندو آهي.

ڇا توهان کي خبر آهي؟
ريڊيم (Radium) گروپ IIA جو تابڪار عنصر آهي.

ڇا توهان کي خبر آهي؟
بوران (Boron) گروپ IIIA جو نيم ڌاتو آهي. هن جي ائٽمي حجم(Volume) وڌيڪ هئڻ سبب ڪجهه خاصيتون ڌاتن ۽ ڪجهه غير ڌاتن واريون ٿينديون آهن.

ڇا توهان کي خبر آهي؟
فرانسيم (Fr) Francium گروپ IA جو تابڪار عنصر آهي.

گروپ II A الڪلائين زميني ڌاتو يا بيريليم جو خاندان
(Alkaline Earth Metals or Beryllium Family)

- هن گروپ ۾ بيريليم (Be)، مئگنيشيم (Mg)، ڪئلشيم (Ca)، اسٽرونشيم (Sr)، بيريم (Ba) ۽ ريڊيم (Ra) عنصر اچي وڃن ٿا.
- هنن جي ويلنس شيل ۾ ٻه اليڪٽران هوندا آهن.
- ڪيميائي عمل جي دوران عنصر اهي ٻه اليڪٽران ڇڏي ڏيندا آهن ۽ ٻن مثبت بار وارو آئن (Divalent Positive Ion) ناهيندا آهن.
- هنن عنصرن جي گهاتائي، رجڻ واري درجي ۽ ٽهڪڻ واري درجي ۾ ڪو خاص فرق وارو رجحان ڏسڻ ۾ ڪونه ايندو آهي.

گروپ IIIA بوران وارو خاندان (Boron Family)

- هن گروپ ۾ بوران (B)، ايلومينيم (Al)، گئليم (Ga)، انڊيم (In) ۽ ٿئليم (Tl) شامل هوندا آهن.
- هنن جي ويلنس شيل ۾ 3 اليڪٽران هوندا آهن.
- هي ڪيميائي عمل جي دؤران 3 اليڪٽران ڏيئي ڇڏيندا آهن ۽ ٽن مثبت بار وارو آئن (Trivalent Ion) ناهيندا آهن.

گروپ IVA ڪاربان خاندان (Carbon Family)

- هن گروپ ۾ ڪاربان (C)، سليڪان (Si)، جرمينيم (Ge)، ٽين (Sn) ۽ شيهو (Pb) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ويلنس شيل ۾ چار اليڪٽران هوندا آهن.
- ڪاربان (C)، سليڪان (Si) ۽ جرمينيم (Ge) ڪوويلنٽ بانڊ ٺاهيندا آهن، جڏهن تہ ٽن (قلعي) (Sn) ليڊ (شيهو) (Pb) '2' ۽ '4' واريون بدلجندڙ ويلنسيون ظاهر ڪندا آهن.
- ڪاربان غير ڌاتو آهي، سليڪان ۽ جرمينيم نيم ڌاتو (Metalloids) آهن ۽ ٽين (Sn) ۽ ليڊ (Pb) ڌاتو آهن.

گروپ VA نائٽروجن وارو خاندان (Nitrogen Family)

- هن گروپ ۾ نائٽروجن (N)، فاسفورس (P)، آرسينڪ (As)، اينٽيمني (Sb) ۽ بسمٿ (Bi) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ويلنس شيل ۾ پنج اليڪٽران هوندا آهن.
- هن گروپ ۾ مٿان کان هيٺ عنصرن جي خاصيتن ۾ وڏو فرق نظر ايندو آهي.
- نائٽروجن کان سواءِ بيا سڀ عنصر ٻهروپي (Allotropic) صورت ۾ رهندا آهن.

گروپ VIA آڪسيجن وارو خاندان (Oxygen Family)

- هن گروپ ۾ آڪسيجن (O)، سلفر (S)، سيلينيم (Se)، ٽيلوريم (Te) ۽ پولونيم (Po) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ٻاهرئين شيل (Valance Shell) ۾ ڇهہ اليڪٽران هوندا آهن.
- اهي سڀ عنصر ٻهروپ صورت ۾ هوندا آهن.
- آڪسيجن ۽ سلفر غير ڌاتو آهن. پولونيم ڌاتو آهي ۽ بيا سڀ نيم ڌاتو آهن.

گروپ VIIA، هيلوجن وارو خاندان (Halogen Family)

- هن گروپ ۾ فلورين (F)، ڪلورين (Cl)، برومين (Br)، آيوڊين (I) ۽ ايسٽاٽين (At) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ويلنس شيل ۾ ست اليڪٽران هوندا آهن.
- ايسٽاٽين (ڌاتو) کان سواءِ بيا سڀ عنصر غير ڌاتو آهن.
- فلورين ۽ ڪلورين گئسون آهن، برومين پٽڙو آهي ۽ آيوڊين عام گرمي پد تي نهرو آهي.

گروپ VIIIA بي عمل گئسون (Inert or Noble Gases)

- هن گروپ ۾ هيليم (He)، نِيون (Ne)، آرگان (Ar)، ڪرپٽان (Kr)، زينان (Xe) ۽ ريڊان (Rn) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ويلنس شيل ۾ اٺ اليڪٽران هوندا آهن سواءِ هيليم جي جنهن ۾ ٻہ اليڪٽران هوندا آهن.

گروپ IB کان VIIIB ٽرانزيشن يا بدلجندڙ عنصر (Transition Elements)

- هي عنصر ڌاتو هوندا آهن.
- هي ڪيميائي عملن ۾ بدلجندڙ ويلنسيون ظاهر ڪندا آهن.
- هنن عنصرن جا ويلنس شيل مڪمل نہ هوندا آهن.

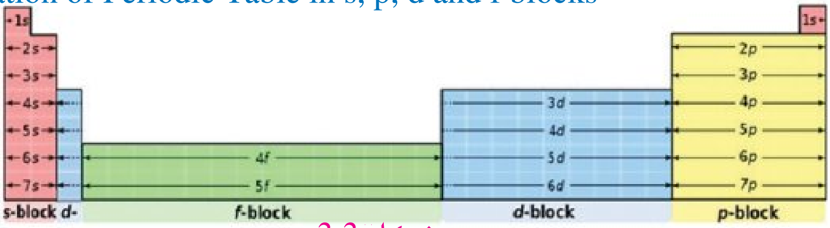
آزمائشي سوال

(i) هيٺ دؤري جدول جو غور سان جائزو وٺو ۽ هيٺين سوالن جا جواب ڏيو.

عنصرن جي دؤري جدول

- ڏنل دؤري جدول مان ڪمري جي گرمي پَد تي نهرو، پٽڙو ۽ گئسن جي سڃاڻپ ڪريو ۽ فهرست لکي ڏيکاريو.
- مٿي ڏنل دؤري جدول مان هتراڊو عنصرن جي سڃاڻپ ڪريو ۽ انهن جا نالا ٻڌايو.
- تابڪار عنصرن جي سڃاڻپ ڪريو ۽ اهي لکي ڏيکاريو.
- الڪلي، الڪلائين ۽ ٽرانزيشن عنصرن جي نشاندهي ڪريو.
- نيم ڌاتو، لئنٿنائيڊس ۽ ايڪٽينائيڊس واري عنصرن جي لسٽ ناهيو.

3.1.3 ڏوري جدول ۾ s، p، d ۽ f بلاڪن جي حد بندي
Demarcation of Periodic Table in s, p, d and f blocks



شڪل 3.3

بي عمل يا نوبل گئسون (Noble Gases)، هي بي رنگ (Colorless)، بلڪل بي عمل (Un reative) ۽ گهٽ چقمقي (Diamagnetic) ٿينديون آهن. هنن کي ٻڙي (Zero) گروپ ۾ رکيو ويو آهي. هنن جي اليڪٽران جي ترتيب ns^2، np^6 ۽ غير معمولي طور تي پائيدار ٿينديون آهن.

نمائنده عنصر (Representative Elements): هنن ۾ ڌاتو ۽ غير ڌاتو ٻنهي قسمن جا عنصر شامل آهن. هنن ۾ ڪجهه گهٽ چقمقي (Diamagnetic) ۽ ڪجهه هم چقمقي (Paramagnetic) ٿين ٿا ۽ انهن کي s-بلاڪ ۽ p-بلاڪ ۾ ورهايو ويو آهي.

(i) **s- بلاڪ وارا عنصر**: s-بلاڪ جي عنصرن ۾ اليڪٽران ns مدار ۾ سمايل هوندا آهن IA ۽ II A گروپ جا عنصر s-بلاڪ جا آهن. انهن جي اليڪٽراني ترتيب ns^1 کان ns^2 مدار/ چن تائين ٿيندي آهي.

(ii) **p بلاڪ وارا عنصر**: هن بلاڪ جي عنصرن ۾ اليڪٽران مدار کي np^1 کان پرڻ شروع ڪن ٿا ۽ np^6 تائين پري ختم ڪن ٿا. گروپ III A کان VII A ۽ ٻڙي گروپ جا عنصر سواءِ He بہ p بلاڪ وارا عنصر آهن.

d- بلاڪ وارا عنصر (ٻاهريان بدلجندڙ يا ٽرانزيشن عنصر): هن بلاڪ جا عنصر عام طور بدلجندڙ آڪسيجنٽي حالت (Variable Oxidation State) ۾ هونداآهن. هنن عنصرن ۾ اليڪٽران d مدار جي کي پريندا آهن هن جي عام اليڪٽراني ترتيب $ns^2(n-1)d^{1-10}$ آهي. d-بلاڪ وارا عنصرتن سلسلن تي مشتمل هوندا آهن.

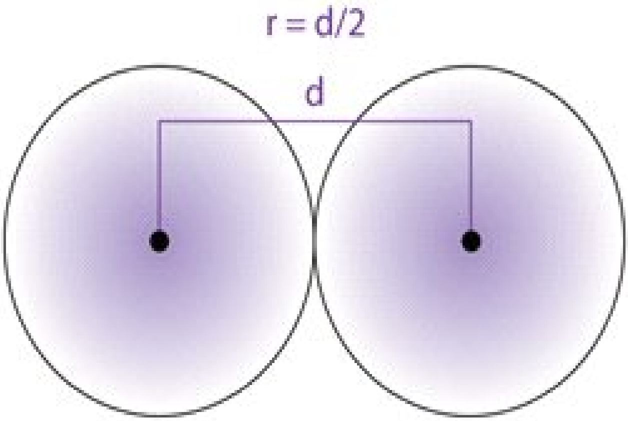
f بلاڪ وارا عنصر (اندريان بدلجندڙ يا ٽرانزيشن عنصر): اهي عنصر جن ۾ اندريون f مدار جو پرجي پورو ٿئي ٿو ان کي f بلاڪ وارا عنصر چئبو آهي. هنن جي اليڪٽرانن واري ترتيب $ns^2(n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$ هوندي آهي. هنن جي ٻن سلسلن کي لئٿنائيڊس (Lanthanides) ۽ ايڪٽينائيڊس (Actinides) چئبو آهي.

3.2 ڏوري نوعيت واريون خاصيتون (Periodicity of Properties)

لفظ ڏوريت (Periodicity) جو مطلب ”مخصوص وقفي کان پوءِ ڪنهن شيءِ جو دهرائڻ“ آهي. خاصيتن جي ڏوريت جو مطلب اهو آهي تہ عنصر اهڙي طريقي سان ترتيب ڏنا ويا آهن جو ڪنهن خاص وقفي کان پوءِ عنصرن جون خاصيتون دهرائجن ٿيون.

3.2.1 ائٽمي وايو ۽ ائٽمي نيم قطر (Atomic Size and Atomic Radius)

ائٽم ايترا ته ننڍا آهن جو انهن ائٽمن کي سگهاري خوردبين سان به ڏسڻ ممڪن نه آهي. تنهنڪري ڪنهن اڪيلي ائٽم جو وايو سڌو سنئون ماپي نه ٿو سگهجي، تنهن هوندي به اهڙا سائنسي طريقا ايجاد ڪيا ويا آهن جن سان ڪنهن عنصر ۾ باند وسيلي ڳنڍيل ائٽمن جي مرڪزن کان مفاصلو ماپي سگهجي ٿو. ان مفاصلي جي اڌ کي ائٽم جي نيم قطر (Atomic Radii) سمجهيو ويندو آهي. هن نيم قطر کي اينگسٽرام ايڪي (Angstrom (A^o) Unit) ۾ ماپيو ويندو آهي.
$1A^o = 10^{-8}$ سينٽي ميٽر



شڪل 3.2 ائٽمي نيم قطر

دؤري جدول ۾ جيئن اسان گروپن ۾ هيٺ هلندا ويندا سين ته ائٽمن جا نيم قطر به وڌندا ويندا. ڇاڪاڻ ته هر هڪ عنصر جي ائٽم ۾ هڪ هڪ شيل جو واڌارو ٿيندو ويندو، پر پيرڊ جي اندر جيئن کابي کان ساڄي طرف وڃبو ته ائٽم جو نيم قطر گهٽجندو ويندو، ڇاڪاڻ ته نيوڪليئس ۾ پروٽان جو تعداد وڌندو ويندو يعني مرڪز جي واڌو چارج ۾ اضافو ٿيندو ويندو جنهن ڪري نيوڪليس جوڌاري گردش ڪندڙ کاٽو چارج اليڪٽرانن تي برقي ڪشش جو زور به وڌندو ويندو. ان ڪري ٻاهرئين شيل جو وايو آهستي (Radius) آهستي گهٽجندو ويندو. هي اثر تمام ڊگهي پيرڊس جي سب شيل d ۽ f شامل عنصرن ۾ گهڻو واضح آهي. مثال طور لئنٿنائيڊس جو وايو درجي وار واضح طور گهٽجي ٿو. ان کي لئنٿنائيڊس جو سُڪڙجڻ (Lanthanides Contraction) به چئبو آهي.

جدول 3.3 ائٽمي نيم قطر جو پيرڊس ۾ گهٽجڻ

ٻئين پيرڊ وارا عنصر	^{3}Li	^{4}Be	^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F	^{10}Ne
ائٽمي نيم قطر (pm)	152	113	88	77	75	73	71	69

جدول 3.4 ائٽمي نيم قطر جو گروپ ۾ وڌڻ

پهرئين گروپ جا عنصر	ائٽمي نيم قطر (pm)
^{3}Li	152
^{11}Na	186
^{19}K	227
^{37}Rb	248
^{55}Cs	265

3.2.2 آيونائيزيشن واري توانائي (Ionization Energy):

اها گهٽ ۾ گهٽ گهربل توانائي جيڪا گئس واري حالت ۾ ڪنهن ائٽم مان هڪ اليڪٽران کي خارج ڪرڻ لاءِ ڪم اچي ان کي آيونائيزيشن واري توانائي چئبو آهي ۽ هن کي جول في مول (Joule / Mole) ايڪي ۾ ماپيو ويندو آهي. گهٽي آيونائيزيشن واري توانائي جو مطلب آهي ته اليڪٽران کي خارج ڪرڻ اوترو وڌيڪ مشڪل آهي. مثال طور، هائڊروجن جي آيونائيزيشن واري توانائي 1312 ڪلو جول في مول KJ/mol آهي.

$$H\,(g) + \text{توانائي} \rightarrow H^{+1} + e^{-}\ (I.E = +1312\ KJ/mol)$$

پيرڊ جي اندر کابي کان ساڄي آيونائيزيشن واري توانائي جو مقدار وڌي ٿو ڇاڪاڻ ته ائٽمن جو وايو گهٽجندو آهي. جنهن ڪري مرڪز جو اليڪٽرانن تي ڪشش جو زور وڌي ٿو. ان ڪري کابي پاسي وارن عنصرن جي آيونائيزيشن واري توانائي گهٽ ٿيندي آهي، جيڪا جدول 3.5 ۾ ڏيکاريل آهي.

جدول 3.5 پيرڊ ۾ آيونائيزيشن واري توانائي وڌندي آهي.

ٻئين پيرڊ جا عنصر	^{3}Li	^{4}Be	^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F	^{10}Ne
آيونائيزيشن واري توانائي (KJ/mol)	520	899	801	1086	1402	1314	1081	2081

جيئن اسان گروپ ۾ هيٺ هلنداسين ته آيونائيزيشن واري توانائي مٿان کان هيٺ شيلن جي اضافي سبب گهٽجندي ويندي. جدول 3.6 ۾ آيونائيزيشن واري توانائي جو گهٽجڻ ڏيکاريل آهي. شيلن ۾ اضافي سبب نيوڪليئس جي برقي ڪشش جو زور ٻاهرئين شيل جي اليڪٽرانن تي گهٽجي وڃي ٿو.

جدول 3.6 گروپ ۾ آيونائيزيشن واري توانائي گهٽجندي آهي.

پهرئين گروپ جا عنصر	آيونائيزيشن واري توانائي (KJ/mol)
^{3}Li	520
^{11}Na	496
^{19}K	419
^{37}Rb	403
^{55}Cs	377

3.2.3 اليڪتراني رغبت (Electron Affinity)

گئس واري حالت ۾ ٻاهرئين شيل ۾ اليڪٽران حاصل ڪرڻ لاءِ خارج ڪيل توانائي جي مقدار اليڪتراني رغبت (Electron Affinity) سڏجي ٿي. هن کي پڻ ڪلوجول في مول KJ/mol ۾ ماپيو ويندو آهي. اليڪتراني رغبت جو مطلب واڌو برقيري ناهڻ لاءِ اليڪٽران حاصل ڪرڻ آهي. مثال طور فلورين جو اليڪتراني رغبت ڪاٽو 328 ڪلو جول في مول (−328KJ/mol) آهي.

$$F_{(g)} + e^{-} \longrightarrow F^{-}_{(g)} \ (\Delta H = -328KJ/mol)$$

پيرڊ جي اندر کابي کان ساڄي طرف اليڪتراني رغبت وڌندي رهندي آهي. ڇاڪاڻ ته ائٽمي وايو يا سائيز گهٽجندو تو رهي جڏهن ائٽم جو وايو گهٽجي ٿو ته داخل ٿيندڙ اليڪٽران ۽ مرڪز جي وچ ۾ ڪشش جو زور وڌي ٿو ۽ واڌو توانائي خارج ٿئي ٿي.

جدول 3.7 پيرڊ ۾ اليڪتراني رغبت وڌندي آهي.

ٻئين پيرڊ جا عنصر	^{3}Li	^{4}Be	^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F	^{10}Ne
اليڪتراني رغبت (KJ/mol)	−60	−48	−29	−122	−6.8	−141	−328	0

گروپ ۾ اليڪتراني رغبت گهٽجي ٿي.

گروپ ۾ اليڪتراني رغبت جو مقدار مٿان کان هيٺ هلندي گهٽجندو آهي. ڇاڪاڻ ته ائٽم جو وايو وڌندو آهي.

جدول 3.8 گروپن ۾ اليڪتراني رغبت گهٽجندي آهي.

ستين 7th گروپ جا عنصر	اليڪٽران جي رغبت (KJ/mol)
^{9}F	−328
^{17}Cl	−349
^{35}B	−325
^{53}I	−295

گروپ ۾ هيٺ هلندي نيوڪليئس ۾ داخل ٿيندڙ اليڪٽران جي وچ ۾ ڪشش جو زور گهٽجي ٿو ۽ ٿوري توانائي خارج ٿئي ٿي.

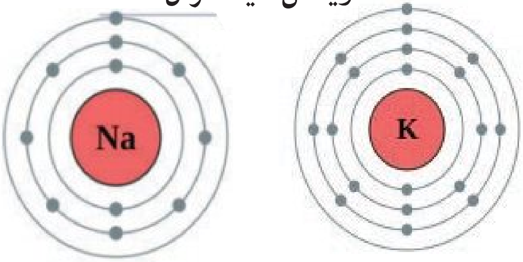
جيئن آيوڊين جو وايو برومين جي وايي کان گهٽ وڌيڪ آهي ۽ ان جي اليڪٽراني رغبت برومين کان گهٽ گهٽ آهي. جدول 3.8 ۾ اليڪٽراني رغبت جو گهٽجڻ ڏيکاريل آهي.

3.2.4 بچاءُ وارو اثر (Shielding Effect)

”ائٽم ۾ موجود ٻاهرئين (Valence) اليڪٽرانن تي نيوڪليس جي ڪشش ۾ گهٽتائي کي بچاءُ وارو اثر چئجي ٿو.“

ائٽم ۾ مرڪز ۽ ويلنس شيل جي وچ ۾ موجود اليڪٽران ٻاهرئين شيل ۾ موجود اليڪٽران تي نيوڪليائي چارج کي گهٽائيندا آهن، نتيجي طور ويلنس اليڪٽران اصل ڪشش کان گهٽ ڪشش محسوس ڪن ٿا. ٺهنڪري، ”اندرئين شيلن ۾ موجود اليڪٽران ويلنس شيل جي اليڪٽرانن کي مرڪز واري ڪشش جو زور گهٽ محسوس ڪرائيندا آهن ان کي بچاءُ وارو اثر چئبو آهي.“

دؤري جدول جي گروپ ۾ هيٺ هلندي بچاءُ وارو اثر وڌندو ٿورهي ۽ اهو پيرڊ ۾ کاٻي کان ساڄي طرف هڪ جيترو ٿو رهي. مثال طور پوٽئشيم ۾ بچاءُ وارو اثر سوڊيم جي ائٽم کان گهٽو وڌيڪ هوندو آهي.

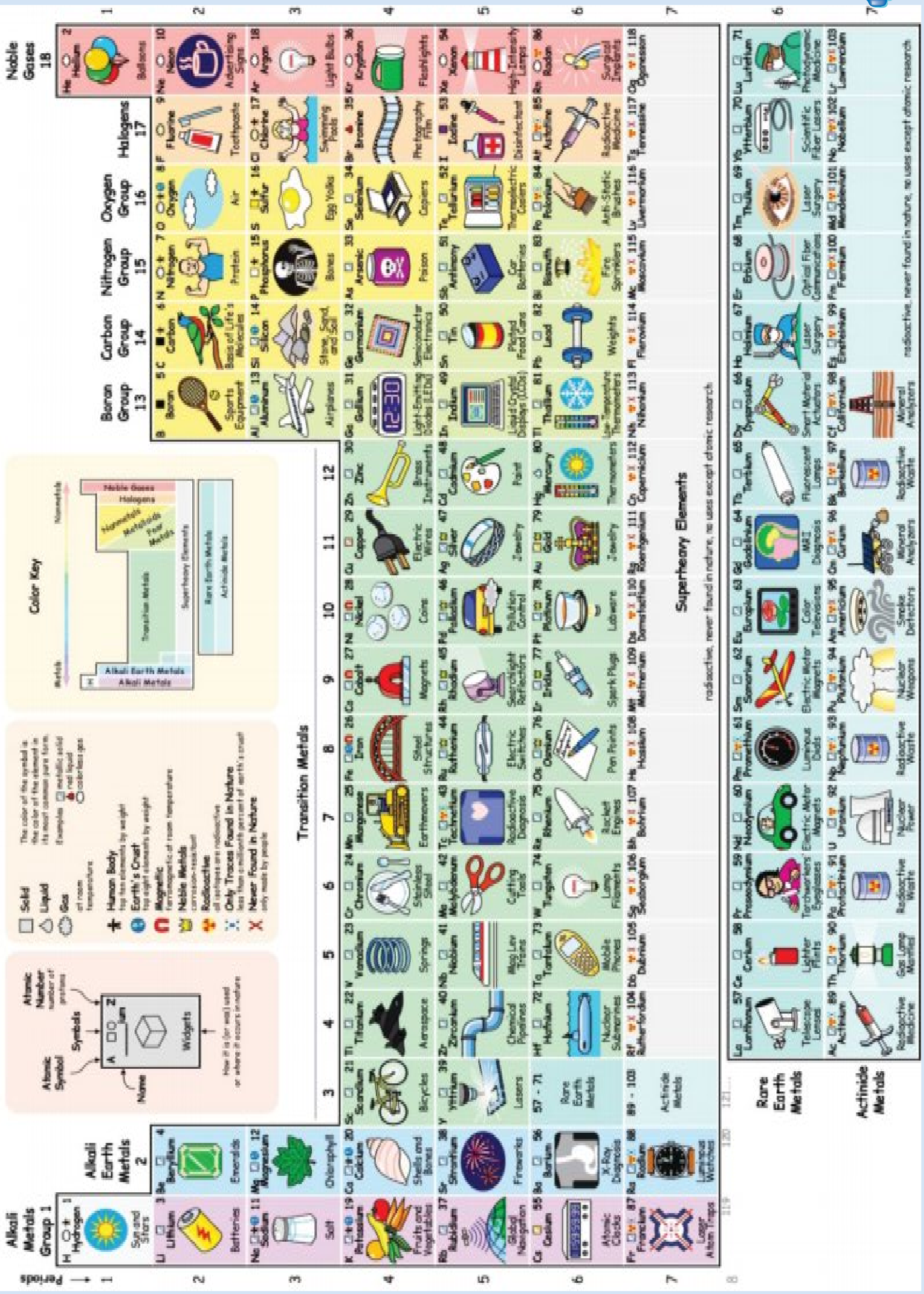


شڪل 3.3 پوٽئشيم ائٽم ۾ بچاءُ وارو اثر سوڊيم ائٽم کان وڌيڪ آهي.

3.2.5 برقي منفيت (Electro Negativity)

ڪنهن ماليڪيول جي ائٽم ۾ مشترڪ اليڪٽرانن جي جوڙي کي پاڻ ڏانهن ڇڪڻ جي رجحان کي برقي منفيت (Electro Negativity) چئبو آهي. برقي منفيت جو رجحان آيونائيزيشن واري توانائي ۽ اليڪٽراني رغبت وانگر ٿيندو آهي. هي پيرڊ ۾ کاٻي کان ساڄي طرف وڌندي ٿي رهي ڇو تہ نيوڪلائي چارج وڌڻ سان مرڪز کان مشترڪ اليڪٽرانن جي جوڙي وارو مفاصلو گهٽجي ويجي ٿو.(جدول 3.9) جيڪو مشترڪ اليڪٽرانن واري جوڙي جي ڪشش جي زور واري سگهہ کي وڌائي ٿو.

چا توهان کي خبر آهي؟



عنصرن جي تصويري دؤري جدول

جدول 3.9 پيرڊ ۾ برقي منفيت وڌندي آهي.

بئين پيرڊ جا عنصر	^{3}Li	^{4}Be	^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F
برقي منفيت	1.0	1.6	2.0	2.6	3.0	3.4	4.0

گروپ ۾ برقي منفيت گھٽجندي تي رهي ڇاڪاڻ جو ائٽم جو واڌيو يا سائيز وڌندو تو رهي ۽ مشترڪ اليڪٽرانن جي جوڙي تي ڪشش جو زور گھٽجندو تو رهي. مثال طور جدول 3.10 ۾ هئلوجين جي برقي منفيت هيٺ ڏنل آهي.

جدول 3.10 گروپ ۾ برقي منفيت گھٽجندي آهي.

ستين 7th گروپ جا عنصر	برقي منفيت
^{9}F	4.0
^{17}Cl	3.2
^{35}Br	3.0
^{53}I	2.7

آزمائشي سوال

- گروپ ۾ ائٽمي نيم قطر جو رجحان ڪهڙي طرح آهي؟
- وڏيڪ وايي وارن ائٽمن کي گھٽو بچاءُ وارو اثر ڇو ٿيندو آهي؟
- ڪهڙي عنصر کي تمام گھٽي آيونائيزيشن واري توانائي هوندي آهي ۽ ڇو؟

اختصار

- اٹويهين صدي کي دؤري جدول ۾ عنصرن جي سلسليوار ترتيب ڏيڻ ڪري ميل- پٽر طور سمجھيو ويندو آهي.
- ڊوبيرائينر عنصرن کي ٽِڪي (Triads) ۾ ترتيب ڏنو.
- نيولينڊ انين وارو قانون (Law of Octaves) پيش ڪيو.
- مئنڊليو گروپس ۽ پيرڊس سان دؤري قانون شايع ڪيو.
- موزلي پنھنجو قانون پيش ڪيو ته ”عنصرن جون طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون سندن ائٽمي نمبر جي دؤري خاصيت تي دارومدار رکن ٿيون.“
- جديد دؤري جدول ۾ ڪُل 18 گروپ ۽ ست پيرڊ ٿيندا آهن.
- پيرڊ ۾ طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون کابي کان ساڄي طرف تبديل ٿين ٿيون. پيرڊ ۾ عنصر مختلف خاصيتون ظاهر ڪن ٿا ڇاڪاڻ جو پيرڊ اندر اليڪٽراني ترتيب لڳاتار تبديل ٿيندي تي رهي.

- سب گروپن کي هڪ جھڙين خاصيتن جي بنياد تي ورهايو ويندو آهي جيئن دؤري جدول ۾ A ۽ B کي هڪ بئي سان گڏ رکيو تو وڃي.
- سب گروپ A جي عنصرن کي مکيه يا نمائنده عنصر چيو ويندو آهي.
- سب گروپ B جي عنصرن کي ترانزيشن يا بدلجندڙ عنصر چيو ويندو آهي. گروپ نمبر ان عنصر جي ويلنس شيل ۾ ڪُل اليڪٽرانن کي ڏيکاري ٿو.
- ائٽمي آيونائيزيشن واري توانائي گروپ ۾ هيٺ هلندي گھٽجندي تي رهي پر پيرڊ ۾ اڳتي ويندي وڌندي تي رهي.
- برقي منفيت گروپ ۾ هيٺ هلندي گھٽجندي تي رهي پر پيرڊ ۾ اڳتي وڌندي تي رهي.
- اليڪٽراني رغبت گروپ ۾ هيٺ هلندي گھٽجندي تي رهي پر پيرڊ ۾ اڳتي وڌندي تي رهي.
- بچاءُ وارو اثر دؤري جدول جي گروپ ۾ هيٺ هلندي وڌندو تو رهي پر پيرڊ ۾ کابي کان ساجي هلندي هڪ جيترو تو رهي.

مشق

ياڱو (الف) صحيح جواب جي چونڊ ڪريو.

صحيح جواب تي (✓) جو نشان لڳايو.

1. مئنڊليف 1869ع ۾ _____ موجب پنھنجو دؤري قانون پيش ڪيو:
   (الف) ائٽمي نمبر　　(ب) ڪيميائي خاصيتون
   (ج) طبعي خاصيتون　　(د) ائٽمي مايو
2. دؤري جدول کي ان بنياد تي s، p، d ۽ f بلاڪ ۾ تقسيم ڪيو ويو آهي:
   (الف) ائٽمي نيم قطر　　(ب) اليڪٽراني ترتيب
   (ج) آيونائيزيشن واري توانائي　　(د) اليڪٽراني رغبت
3. دؤري جدول ۾ چوٿين ۽ پنجين پيرڊ کي چئبو آهي:
   (الف) ننڍو پيرڊ　　(ب) وڏو پيرڊ
   (ج) عام پيرڊ　　(د) تمام وڏو پيرڊ
4. پيرڊ ۾ کابي پاسي هلندي ڪھڙو هڪ گھٽجندو تي رهي؟
   (الف) آيونائيزيشن واري توانائي　　(ب) ائٽمي نيم قطر
   (ج) برقي منفيت　　(د) اليڪٽران جي رغبت
5. گروپ VIIA جي عنصرن کي چئبو آهي:
   (الف) لئٿنائيڊس　　(ب) ايڪٽينائيڊس
   (ج) هئلوجنس　　(د) بي عمل يا نوبل گئسون

6. موزلي مطابق عنصرن جون ڪيميائي خاصيتون انهن جي _____ جا دؤري عمل آهن:
(الف) ائٽمي وايو يا سائيز (ب) ائٽمي مايو
(ج) ائٽمي نيم قطر (د) ائٽمي نمبر
7. بچاءُ وارو اثر پيرڊ منجهه:
(الف) وڌي ٿو (ب) گهٽجي ٿو
(ج) وچٿرو رهي ٿو (د) ساڳيو رهي ٿو
8. اليڪٽران جي مشترڪ جوڙي کي ڪشش واري خاصيت کي چئبو آهي.
(الف) اليڪٽران جي رغبت (ب) برقي منفيت
(ج) آيونائيزيشن واري توانائي (د) بچاءُ وارو اثر
9. گروپ ۾ اليڪٽران جي رغبت هيٺ هلندي گهٽجندي ٿي رهي ڇاڪاڻ جو:
(الف) ائٽمي وايو عام هجي ٿو (ب) ائٽمي وايو وڌي ٿو
(ج) ائٽمي وايو گهٽجي ٿو (د) ائٽمي وايو ساڳيو رهي ٿو
10. ٽرانزيشن يا بدلجندڙ عنصر آهن:
(الف) گئسون (ب) ڌاتو (ج) غير ڌاتو (د) نيم ڌاتو

ڀاڱو (ب) مختصر سوال

1. پيرڊ ۽ گروپ ۾ فرق ٻڌايو؟
2. گروپ ۽ پيرڊ ۾ برقي منفيت جو رجحان مثالن جي مدد سان بيان ڪريو؟
3. ساڳئي خاندان ۾ عنصرن جي طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتن ۾ هڪ جهڙايون واضع ڪريو؟
4. خاصيتن جي دؤريت، ڪنهن ائٽم ۾ ان جي پروٽانن جي تعداد تي دارومدار رکي ٿي، اهو ثابت ڪريو؟
5. ڪهڙا هيلوجين عنصر گئس، پڙڻ ۽ نهري حالتن ۾ ملن ٿا اهي سڃاڻي ٻڌايو؟
6. جو الڪلائين زميني ڌاتو بي قاعدي رجڻ پَد ۽ ٽهڪڻ پَد ظاهر ڪن ٿا؟
7. آيونائيزيشن واري توانائي، اليڪٽران جي رغبت ۽ برقي منفيت جو گروپ ۽ پيرڊ ۾ هڪ جهڙو رجحان ظاهر ڪن ٿا؟

ڀاڱو (ج) تفصيلي سوال

1. دؤري جدول جي ڊگهي صورت تفصيل سان بيان ڪيو؟
2. دؤري جدول جي s، p، d ۽ f بلاڪن ۾ درجه بندي بيان ڪريو؟
3. هيٺئين عنصرن جي اليڪٽراني ترتيب واضع ڪري ڏيکاريو؟
Si, F, Ca, Na
4. دؤري جدول تي خاندانن جو محل وقوع (هنڌ) جو تعين ڪريو؟
5. مئنڊليف جو دؤري قانون جديد دؤري جدول لاءِ بنياد فراهم ڪيو ان تي بحث ڪريو؟
6. بچاءُ وارو اثر ڪيئن دؤري رجحانن تي اثر انداز ٿين ٿا وضاحت ڪريو؟

باب 4

ڪيميائي بانڊنگ

Time Allocation

Teaching periods = 12
Assessment period = 3
Weightage = 12

مکيہ تصورات (Major Concepts)

4.1	ائٽم ڪيميائي بانڊ ڇو ٺاهيندا آهن؟	4.2	ڪيميائي بانڊز جو ٺهڻ
4.3	ڪيميائي بانڊز جا قسم	4.4	ماليڪيولن جو باهمي زور
4.5	بانڊز جي نوعيت ۽ خاصيتون		

شاگردن جي سکيا جا حاصلات (Students Learning Outcomes)

هن باب سکڻ بعد شاگرد:

- دؤري جدول جي استعمال سان ڪنهن ائٽم ۾ ويلنس اليڪٽرانن جو تعداد معلوم ڪري سگهندا.
- بي عمل نوبل گئسن جي اليڪٽراني ترتيب جي اهميت بيان ڪري سگهندا.
- آڪٽيٽ (Octet) انن اليڪٽرانن وارو شيل ۽ ڊپليٽ (Duplet) ٻن اليڪٽراني شيل وارو قاعدو بيان ڪري سگهندا.
- عنصر مستحڪم يا پائيدار ڪيئن بڻجن ٿا اهو واضع ڪري سگهندا.
- بانڊ ٺهڻ جا طريقا بيان ڪري سگهندا.
- آئن ٺهڻ ۾ نوبل گئس جي اليڪٽراني ترتيب جي اهميت بيان ڪري سگهندا.
- ڌاتوئي عنصر جي ائٽم مان واڌو چارج وارو آئن ٺهڻ وارو عمل بيان ڪري سگهندا.
- غير ڌاتو عنصر جي ائٽم مان ڪاٽو چارج وارو آئن ٺهڻ وارو عمل بيان ڪري سگهندا.
- آئني بانڊ جون خاصيتون بيان ڪري سگهندا.
- آئني بانڊ وارا مرکب سڃاڻي سگهندا.
- آئني مرڪبن جون خاصيتون پرکي سگهندا.
- ٻن غير ڌاتو عنصرن جي وچ ۾ ڪووئلنٽ بانڊ ٺهڻ جي وضاحت ڪري سگهندا.
- اڪيلو، ٻٽو ۽ ٽيڙو ڪووئلنٽ بانڊ مثالن سان بيان ڪري سگهندا.
- قطبي ۽ غير قطبي مرڪبن جون خاصيتون ڄاڻائي سگهندا.
- اڪيلو، ٻٽو ۽ ٽيڙو ڪووئلنٽ بانڊ رکندڙ ماليڪيولن جو ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) وارو خاڪو ٺاهي سگهندا.
- ڪمزور باهمي عمل جيئن ٻہ- ٻہ قطبي باهمي عمل ۽ هائڊروجن بانڊنگ بيان ڪري سگهندا.

تعارف (Introduction)

توهان پوئين بابن ۾ مادي بابت پڙهيو آهي تہ هن دنيا ۾ سڀ مادا ائٽمن جا ٺهيل آهن. ڪشش جو زور جيڪو ائٽمن کي پاڻ ۾ ڪيميائي طور ملائي ٿو، ان کي ڪيميائي بانڊ يا ڪيميائي زور چئبو آهي. ڪجھ عنصر بنا بانڊ وارا ائٽم پڻ رکندا آهن. مثال طور تي فضا ۾ موجود هيليم، نيون، آرگان، زينان ۽ ڪرپٽان بنا بانڊ وارا ائٽم رکن ٿا. جنهن طريقي ائٽم مختلف بانڊ ذريعي هڪ ٻئي سان ڳنڍيل هوندا آهن. انهن جون خاصيتون بہ ان تي دارومدار رکن ٿيون.

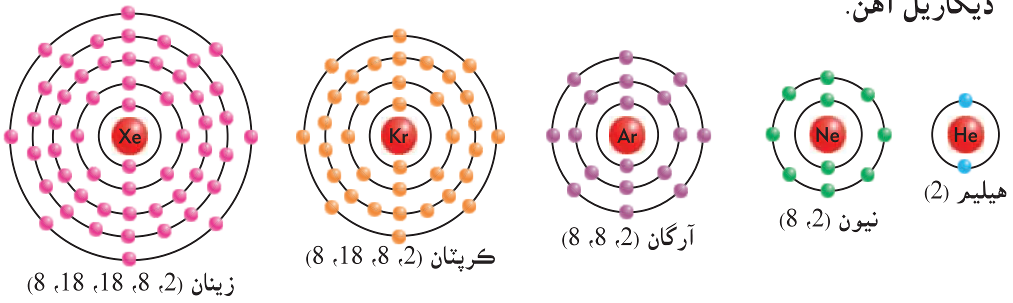
هن باب ۾، اسان ڪيميائي بانڊن جي مختلف قسمن جي نوعيت سمجهڻ جي جستجو ڪنداسين.

4.1 ائٽم ڪيميائي بانڊ ڇو ٺاهيندا آهن؟ (Why do Atoms form Chemical Bond?)

ائٽم ڪيميائي بانڊ ڇو ٺاهيندا آهن؟ ان جو جواب هي آهي تہ دنيا ۾ هر شيءِ پنهنجو مستحڪم وجود رکڻ چاهي ٿي. ايئن ئي ائٽم پڻ پاڻ کي وڌيڪ مستحڪم رکڻ جي ڪوشش ڪن ٿا. تنهنڪري ائٽم گهربل اليڪٽرانن جي تعداد جي هڪ ٻئي سان متاسٽا ڪري نوبل يا بي عمل گئسن واري اليڪٽراني ترتيب حاصل ڪن ٿا.

نوبل يا بي عمل گئسن جي اليڪٽراني ترتيب (Electronic Configuration of Noble Gases)

نوبل گئس جي ٻاهرئين شيل ۾ اليڪٽراني ترتيب ns^2، np^6 ٿيندي آهي ۽ هي ورلي ڪيميائي بانڊ ٺاهيندا آهن. هيليم (He)، نيون (Ne)، آرگان (Ar)، ڪرپٽان (Kr)، زينان (Xe) ۽ ريڊان (Rn) اهي سڀ نوبل گئسون آهن. هنن عنصرن کي ڪڏهن ڪڏهن بي عمل (Inert) گئسون بہ چيو ويندو آهي. اهو انهي ڪري جو هي گئسون ڪيميائي عمل ۾ حصو نہ وٺنديون آهن. نوبل گئس جي ائٽمن جا ٻاهريان شيل هيٺ شڪل 4.1 ۾ ڏيکاريل آهن.



شڪل 4.1 نوبل گئسن جي ٻاهرئين اليڪٽراني ترتيب

هنن عنصرن جو ٻاهريون شيل مڪمل طور تي پورو پريل ٿيندو آهي، هيليم جي ٻاهرئين شيل ۾ 2 اليڪٽران ۽ ٻين نوبل گئسن جي ويلنس شيل ۾ 8 اليڪٽران ٿيندا آهن. نوبل گئسون انهيءَ اليڪٽراني ترتيب جي ڪري مستحڪم ۽ غير عامل آهن.

ائٽمن جو ويلنس شيل ۾ ٻہ اليڪٽرانن حاصل ڪرڻ کي ڊپليٽ رُول (Duplet rule) چئبو آهي. جڏهن تہ ائٽمن جو ويلنس شيل ۾ اٺ اليڪٽران حاصل ڪرڻ کي آڪٽيٽ رول (Octet rule) چئجي ٿو. هڪ ڪيميادان جي. اين ليوس (G.N. Lewis) 1916ع ۾ واضع ڪيو تہ ائٽم ڪيميائي عمل ۾ چو ويندا آهن. هن پنهنجي وضاحت کي آڪٽيٽ وارو قانون (Octet rule) سڏيو. آڪٽيٽ جو مطلب اٺ جو مجموعو آهي.

ويلنس اليڪٽران ڇا آهن؟ (What are Valence Electrons?)

ڪنهن ائٽم جي ٻاهرئين شيل ۾ موجود اليڪٽران ان ائٽم جي ڪيميائي خاصيتن ۽ ڪيميائي بانڊ ناهڻ جي قابليت جو تعين ڪن ٿا. ان ائٽم جي ٻاهرئين شيل ۾ هنن اليڪٽرانن کي ويلنس اليڪٽران يا ٻاهريان اليڪٽران چئبو آهي. ويلنس اليڪٽران يا اليڪٽراني ترتيب معلوم ڪرڻ لاءِ بوران (B) ائٽم تي غور ڪريو. هن ۾ اليڪٽرانن جو تعداد پنج ٿيندو آهي. ان جي اليڪٽراني ترتيب هن ريت $1s^2$، $2s^2$، $2p^1$ ٿيندي: جيئن تہ ٻئين شيل ($2s^2$، $2p^1$) ۾ ٽي اليڪٽران هوندا آهن، اسان چئي سگهون ٿا تہ بوران ائٽم کي ٽي ويلنس اليڪٽران آهن. ڪيميائي بانڊنگ ۾ شامل انهن ويلنس اليڪٽرانن کي بانڊنگ اليڪٽران طور پڻ ورتو ويندو آهي.

ٽئين باب ۾، توهان پڙهيو آهي تہ گروپ نمبر ڪنهن ائٽم جي ويلنس اليڪٽرانن جي تعداد کي ظاهر ڪن ٿا. مثال طور،سوڊيم گروپIA سان تعلق رکي ٿو. تنهنڪري ان جي ويلنس شيل ۾ هڪ اليڪٽران ٿئي ٿو. ساڳئي طرح، فاسفورس گروپ VA سان تعلق رکي ٿو، تنهنڪري ان جي ويلنس شيل ۾ پنج اليڪٽران ٿين ٿا.

آزمائشي سوال

- ائٽم ڪيميائي بانڊ چو ناهيندو آهي؟
- ائٽمن کي ڪڏهن غير مستحڪم سمجهيو ويندو آهي؟
- هيليم ائٽم کي اليڪٽران حاصل ڪرڻ جو رجحان چو نہ ٿيندو آهي؟
- ويلنس اليڪٽران ڪٿي واقع هوندا آهن ۽ اُهي چو اهم هوندا آهن؟
- بانڊنگ اليڪٽرانن جو ڇا مطلب ورتو ويندو آهي؟
- نيون (Ne) (ائٽمي نمبر 10)، ڪاربان (ائٽمي نمبر 6) ۽ سلفر (ائٽمي نمبر 16) جي اليڪٽراني ترتيب لکي ڏيکاريو؟
- نوبل گئس مرڪب ناهڻ لاءِ ٻين عنصرن سان ڪيميائي عمل نہ ڪندا آهن، چو؟
- هيٺئين ائٽمن ۾ ويلنس اليڪٽرانن جو تعداد معلوم ڪريو.

(الف) ڪلورين — (ب) سوڊيم

(ج) مئگنيشيم — (د) پوٽئشيم

4.2 ڪيميائي بانڊ جو ٺهڻ (Formation of Chemical Bond)

ڪيميائي بانڊنگ ڪنهن نئين شيءِ ٺاهڻ لاءِ ائٽمن جو ميلاپ آهي. اهڙو باهمي عمل جيڪو ٻن ائٽمن کي هڪ ٻئي سان ملائي رکي ان کي ڪيميائي بانڊ چئبو آهي. ائٽم ويلنس اليڪٽران ڏيئي، يا ماٽستا ڪري ڪيميائي بانڊ ٺاهي سگهن ٿا.

4.3 ڪيميائي بانڊ جا قسم (Types of Chemical Bonds)

بانڊ ڪيميائي جا ٽي قسم آهن جيڪي ائٽم جي اليڪٽران ڏيڻ، وٺڻ يا متاستا ڪرڻ جي رجحان تي دارومدار رکن ٿا.

1. آئني بانڊ
2. ڪووئلنٽ بانڊ
3. ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ يا ڊٽو ڪووئلنٽ

4.3.1 آئني بانڊ (Ionic Bond)

آئني بانڊ ٺهڻ ۾، هڪ ائٽم پنهنجا اليڪٽران ڏيئي واڌو آئن (Cation) ۾ تبديل ٿئي ٿو. جڏهن ته ٻيو ائٽم اليڪٽران حاصل ڪري ڪاٽو آئن (Anions) تي پوي ٿو. هي ڪاٽو چارج آئن ۽ واڌو چارج آئن مخالف چارج وارا هوندا آهن. هي هڪ ٻئي کي طاقتور برقي زور سان ڇڪين ٿا. جيڪو زور انهن کي پاڻ ۾ مضبوطي سان قابو ڪري ٿو ان کي آئني بانڊ يا برقي بانڊ (Electrovalent bond) چئبو آهي.

عام طور تي، آئني بانڊ ٻن مختلف گروپن جي ائٽمن، ڌاتن ۽ غير ڌاتن جي وچ ۾ ٺهندو آهي. انهن آئني بانڊ مان ٺهيل مرڪبن کي آئني مرڪب (Ionic Compound) چئبو آهي. جيئن مثال طور سوڊيم ڪلورائيڊ، پوٽئشيم ڪلورائيڊ، مئگنيشيم فلورائيڊ وغيره.

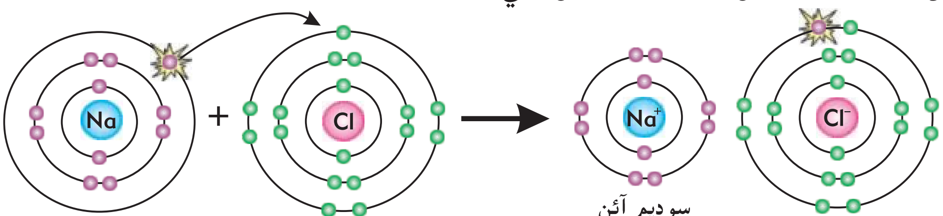
آئني بانڊ جي ٺهڻ واري عمل کي هيٺ مثال ذريعي واضع ڪيو ويو آهي.

مثال 1: سوڊيم ۽ ڪلورين جي وچ ۾ عمل

سوڊيم ائٽم دؤري جدول جو گروپ 1A وارو ڌاتو آهي. ان جي ٻاهرئين شيل ۾ صرف هڪ اليڪٽران هوندو آهي. سوڊيم ائٽم جي اليڪٽراني ترتيب 2، 8، 1 آهي. ٻاهرئين شيل جو هڪ اليڪٽران ڏيڻ سان، سوڊيم جو واڌو چارج وارو آئن (Na^+) ٺهي پوي ٿو. جڏهن ته ڪلورين ائٽم دؤري جدول جو گروپ VIIA وارو غير ڌاتو آهي. ڪلورين ائٽم جي اليڪٽراني ترتيب 2، 8، 7 ٿيندي آهي. جيئن ته ڪلورين جي ٻاهرئين شيل ۾ ست اليڪٽران هوندا آهن، ان کي اٺ اليڪٽران وارو شيل (Octet) ٺاهڻ لاءِ هڪ اليڪٽران گهربل ٿئي ٿو. هڪ اليڪٽران حاصل ڪرڻ سان ڪلورين جي ٻاهرئين شيل ۾ هاڻي اٺ اليڪٽران تي ويندا ۽ ڪلورائيڊ آئن (Cl^{-1}) ٺهندو آهي.

Na	$Na^+ + 1e^-$
2, 8, 1	2, 8
$Cl + e^-$	Cl^{-1}
2, 8, 7	2, 8, 8

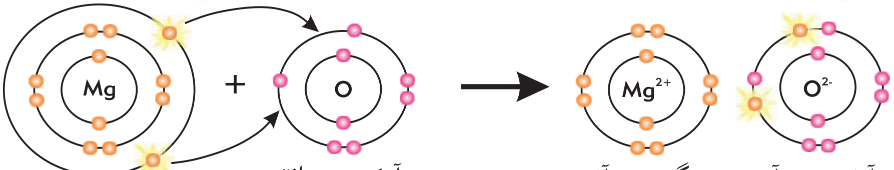
هي ٻئي ائٽم هاڻي مخالف چارج وار آئن آهن، تنهنڪري اهي ٻئي آئن هڪ ٻئي کي طاقتور برقي زور (Electrostatic force) سان ڇڪيندا. اهڙي طرح Na^+ ۽ Cl^{-1} آئن آئني بانڊ وسيلي جڙي سوڊيم ڪلورائيڊ ناهيندا آهن ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) وسيلي آئني بانڊن ٺهڻ جو خاڪو شڪل 4.2 ۾ ڏيکاريل آهي.



شڪل 4.2 سوڊيم ڪلورائيڊ ۾ آئني بانڊ جو ٺهڻ

مثال 2: مئگنيشيم ۽ آڪسيجن جي وچ ۾ عمل

مئگنيشيم ۽ آڪسيجن جي عمل سان مئگنيشيم آڪسائيڊ ٺهڻ جو مثال وٺو. دؤري جدول ۾ مئگنيشيم گروپ IIA ۾ هوندو آهي ۽ متاستا ڪرڻ لاءِ ٻه اليڪٽران هوندا آهن ۽ آڪسيجن گروپ VIA ۾ ٿئي ٿو، ان جي ٻاهرئين شيل ۾ ڇهه اليڪٽران هوندا آهن. ٻاهرئين شيل مان ٻه اليڪٽران ڏيڻ کان پوءِ مئگنيشيم ائٽم (Mg) مئگنيشيم آئن (Mg^{+2}) ٿي وڃي ٿو ۽ ٻئين شيل ۾ اٺ اليڪٽران رهجي ويندا آهن. ان ريت آڪسيجن ائٽم (O) ٻاهرئين شيل ۾ ٻه اليڪٽران حاصل ڪرڻ سان، آڪسيجن آئن (O^{-2}) ۾ تبديل ٿئي ٿو ۽ ٽئين شيل ۾ پڻ اٺ اليڪٽران ٿي ويندا آهن. اهي ٻئي آئن هاڻي مخالف چارج وارا آهن. مخالف چارج واري آئن جي ڪشش سبب مئگنيشيم ۽ آڪسيجن جي وچ ۾ آئني بانڊ ٺهي پوي ٿو. مئگنيشيم آڪسائيڊ جو فارمولا (MgO) آهي. ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) ذريعي آئني بانڊ جو ٺهڻ وارو خاڪو شڪل 4.3 ۾ ڏيکاريل آهي.



شڪل 4.3 مئگنيشيم آڪسائيڊ ۾ آئني بانڊ جو ٺهڻ

مئگنيشيم ۽ آڪسيجن جي وچ ۾ آئني بانڊ جو سوڊيم ۽ ڪلورين جي آئني بانڊ کان وڌيڪ سگهارو هجڻ آئنن تي چارج وڌيڪ هئڻ ڪري آهي. سگهاري بانڊ سبب مئگنيشيم آڪسائيڊ جو رجڻ پد به وڌيڪ ٿيندو آهي.

چا توهان کي خبر آهي؟

- الڪلي ڌاتو (گروپ 1A وارا عنصر) هڪ اليڪٽران ڏيئي هڪ ويلنسي رڪنڊڙ واڌو چارج وارو آئن (M^{+}) ناهين ٿا.
- الڪلائين زميني ڌاتو (گروپ IIA وارا عنصر) ٻه اليڪٽران ڏيئي ٻه ويلنسي رڪنڊڙ واڌو چارج وارا آئن (M^{++}) ناهين ٿا.
- هئلوجن (گروپ VIIA وارا عنصر) کي ست ويلنس اليڪٽران ٿيندا آهن، سيئي هئلوجن پنهنجي ويلنس توانائي وارو طبقو پورو ڪرڻ لاءِ هڪ اليڪٽران حاصل ڪندا آهن ۽ اهي سڀ هڪ ڪاٽو چارج وارو anion ناهين ٿا.
- گروپ VIA وارا عنصر ٻه اليڪٽران حاصل ڪري ٻه ويلنسي رڪنڊڙ ڪاٽو چارج وارو آئن (Divalent anion) ناهين ٿا جيئن (O^{-2}، S^{-2}) وغيره.
- گروپ VA وارا عنصر ٽي اليڪٽران حاصل ڪري ٽي ويلنسي رڪنڊڙ ڪاٽو چارج وارو آئن (Trivalent anion) ناهين ٿا. مثال طور P^{3-}، N^{3-}

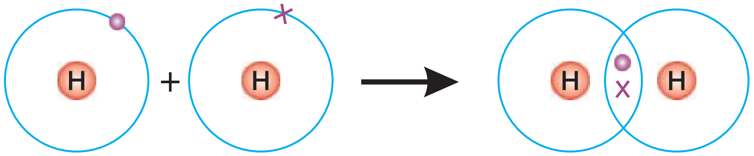
4.3.2 ڪووئلنٽ بانڊ (Covalent Bond)

هن بانڊ ۾، ائٽم نه ته اليڪٽران ڏيندو آهي ۽ نه ئي وري حاصل ڪندو آهي. پر ٻن ائٽمن جي اليڪٽرانن جي باهمي متاستا سان ڪووئلنٽ بانڊ ٺهندو آهي. هن قسم جو بانڊ ساڳئي عنصر جي ٻن ائٽمن يا مختلف عنصرن جي ائٽمن جي وچ ۾ واقع ٿيندو آهي. هي بانڊ گهڻوڪري غيرڌاتوئن ۾ ٺهندو آهي، پر ڪٿي ڪٿي ڌاتو ۽ غيرڌاتو جي وچ ۾ پڻ نظر ايندو آهي.

ٻن هائڊروجن ائٽمن جي وچ ۾ ڪووئلنٽ بانڊ ٺهڻ تي غور ڪريو. هائڊروجن جي ويلنس شيل ۾ هڪ اليڪٽران هوندو آهي. جڏهن ٻه هائڊروجن ائٽم پنهنجا ويلنس اليڪٽران هڪٻئي سان متاستا ڪن ٿا،

چا توهان کي خبر آهي؟

مدارچي (Sub-orbital) ۾ هڪ اليڪٽران هجي ته ان کي بي جوڙي (Unpaired) اليڪٽران چئبو. جڏهن مدارچي کي ٻن اليڪٽرانن سان پري پورو ڪيو وڃي ته ان کي اليڪٽراني جوڙو (Electron Pair) سڏبو آهي. اليڪٽران جوڙا ٻن صورتن جيئن بانڊ جوڙو (Bond Pair) ۽ اڪيلو جوڙو (Lone Pair) ۾ ملي ٿا سگهن. بانڊ جوڙي ۽ اڪيلي جوڙي وچ ۾ خاص فرق اهو آهي ته بانڊ جوڙي ۾ ٻه اليڪٽران بانڊ ۾ هوندا آهن جڏهن ته اڪيلو جوڙو ٻه اليڪٽران بنا بانڊ هوندا آهن.



شڪل 4.4 هائڊروجن ماليڪيول جو ٺهڻ

ته ٻيئي ائٽم نوبل گئس(He) جي اليڪٽراني ترڪيب حاصل ڪري وٺن ٿا ۽ ٻه اليڪٽران وارو قاعدو (Duplet rule) پورو ٿئي ٿو. ڪوولنٽ بانڊ کي عام طور تي ٻن ائٽمن جي وچ ۾ ننڍي سڌي ليڪ (–) سان ڏيکاريو ويندو آهي. شڪل 4.4 ۾ڪوولنٽ بانڊ ٺهڻ جو ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) وارو خاڪو ڏيکارجي ٿو.

ڪوولنٽ بانڊ جا قسم (Types of Covalent Bond)

جيئن ته ٻن ائٽمن جي وچ ۾ اليڪٽرانن جي باهمي متاسنا سان ڪوولنٽ بانڊ ٺهندو آهي. ائٽمن جا اليڪٽران جيڪي جوڙو ڪري ڪيميائي بانڊ ناهين ٿا ان کي بانڊ واري جوڙي جا اليڪٽران (Bond pair Electron) چئبو آهي.

بانڊ واري جوڙي جي تعداد کي نظر ۾ رکندي، ڪوولنٽ بانڊ کي وڏيڪ ٽن قسمن ۾ ورهايو ويو آهي، جيڪي هي آهن.

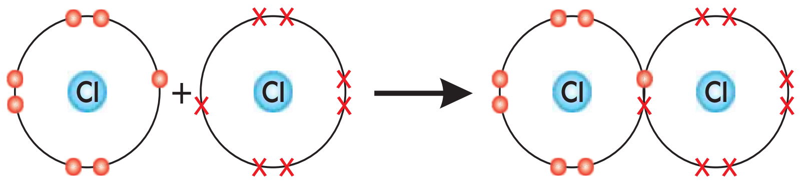
- اڪيلو ڪوولنٽ بانڊ (Single Covalent Bond)
- ٻٽو ڪوولنٽ بانڊ (Double Covalent Bond)
- ٽيڻو ڪوولنٽ بانڊ (Triple Covalent Bond)

• اڪيلو ڪوولنٽ بانڊ (–) (Single Covalent Bond)

جيڪو هڪ بانڊ جوڙي جي باهمي متاسنا سان ٺهندو آهي ان کي اڪيلو ڪوولنٽ بانڊ سڏبو آهي ۽ ان کي هڪ ننڍي سڌي ليڪ (–) سان ڏيکاريو ويندو آهي. هن بانڊ ٺهڻ جا ڪجهه مثال H–H، H–Cl ۽ CH_4 وغيره آهن. هيٺ شڪل ۾ ڪلورين ماليڪيول ٺهڻ جو ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) وارو خاڪو ڏيکاريل آهي.

ڪلورين ماليڪيول جو ٺهڻ (Formation of Chlorine Molecule)

ڪلورين ائٽم گروپ VIIA سان تعلق رکي ٿو ۽ ان جي ٻاهرئين شيل ۾ ست اليڪٽران هوندا آهن. مستحڪم انين واري اليڪٽراني ترتيب حاصل ڪرڻ لاءِ هن کي هڪ اليڪٽران گهرجي ٿو جڏهن ڪلورين جا ٻه ائٽم پنهنجا ويلنس اليڪٽران متاسنا ڪن ٿا ته ٻئي ائٽم نوبل گئس واري اليڪٽراني ترتيب حاصل ڪري وٺن ٿا. ڪلورين ماليڪيول جي اڪيلي بانڊ جو خاڪو ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) هيٺ شڪل 4.5 ۾ ڏيکاريو ويو آهي.



شڪل 4.5 ڪلورين ماليڪيول ۾ اڪيلي ڪوولنٽ بانڊ جو ٺهڻ

اڪيلي ڪوولنٽ بانڊ ٺهڻ جا ڪجهه ٻيا مثال هائڊروجن ڪلورائيڊ ۽ ميٿين (Methane) هيٺ ڏيڪاريل آهن.

$$H. + Cl^* \longrightarrow H.^*Cl \quad \text{or} \quad HCl$$

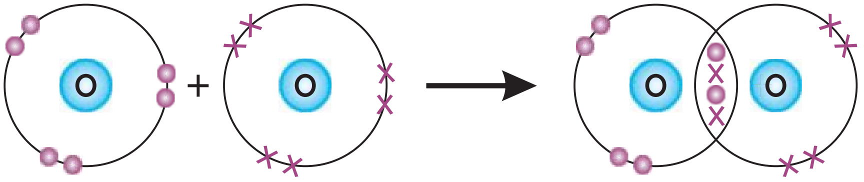
شڪل 4.6 هائڊروجن ڪلورائيڊ ۽ ميٿين ۾ اڪيلي ڪوولنٽ بانڊ جو ٺهڻ

- **ٻٽو ڪوولنٽ بانڊ (Double Covalent Bond)**

ٻن اليڪٽران جوڙي جي باهمي متاسنا سان جيڪو بانڊ ٺهندو آهي ان کي ٻٽو ڪوولنٽ بانڊ سڏبو آهي. ان کي ٻن سٽين ليڪن (=) سان ڏيکاريو ويندو آهي. ٻٽي بانڊ واري ماليڪيولن جا ڪجهه مثال آڪسيجن (O_2) ۽ ايٿين (C_2H_4) وغيره آهن.

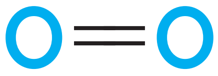
آڪسيجن ماليڪيول جو ٺهڻ (Formation of Oxygen Molecule)

آڪسيجن ائٽم ڏوري جدول جي گروپ VIA سان واسطو رکي ٿو ۽ ان جي ٻاهرئين شيل ۾ 6 ويلنس اليڪٽران هوندا آهن. هن کي ٻه اليڪٽران گهرجن ٿا مستحڪم انين واري اليڪٽراني ترتيب حاصل ڪرڻ لاءِ. آڪسيجن ماليڪيول (O_2) ٺاهڻ لاءِ هر آڪسيجن ائٽم کي هڪ ٻئي سان ٻن اليڪٽرانن جي متاسنا ڪرڻي پوندي آهي، جنهن سان آڪسيجن جي ٻن ائٽمن جي وچ ۾ ٻن اليڪٽران جوڙن جي متاسنا ٿيندي آهي ۽ نتيجي طور ٻٽو ڪوولنٽ بانڊ ٺهندو آهي. آڪسيجن ماليڪيول جي ان ٻٽي بانڊ کي ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) جي خاڪي سان شڪل 4.7 ۾ ڏيکاريو ويو آهي.

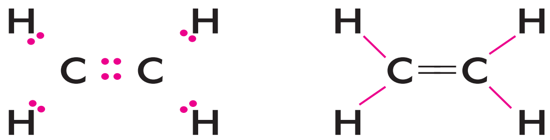


شڪل 4.7 آڪسيجن ماليڪيول جو ٻٽو ڪوولنٽ بانڊ ٺهڻ

آڪسيجن ماليڪيول جي ساخت وارو فارمولا (Structural Formula)



ٻٽي ڪوولنٽ بانڊ وارو هڪ ٻيون ايٿين C_2H_4 ماليڪيول جو مثال

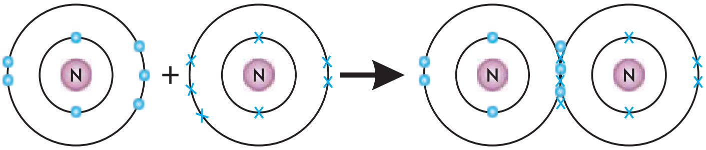


- ## ٽيڙو ڪوولنٽ بانڊ (Triple Covalent Bond)

اهو بانڊ جيڪو ٽن بانڊ جوڙي جي باهمي متاسنا سان ٺهندو آهي ان کي ٽن سڌي ليڪن (≡) سان ڏيکاريو ويندو آهي. ٽيڙي بانڊ واري ماليڪيولن جا مثال نائٽروجن (N_2) ۽ ايٿائين (C_2H_2) وغيره آهن.

نائٽروجن ماليڪيول جو ٺهڻ (Formation of Nitrogen Molecule)

نائٽروجن هڪ غير ڌاتو عنصر آهي. نائٽروجن ائٽم جي ٻاهرئين شيل ۾ پنج اليڪٽران هوندا آهن. نائٽروجن جا ٻہ ائٽم ٽن اليڪٽران جي متاسنا ڪري ٽي ڪوولنٽ بانڊ ٺاهين ٿا، جنهن کي ٽيڙو ڪوولنٽ بانڊ سڏبو آهي ۽ نائٽروجن ماليڪيول (N_2) ٺهندو آهي. نائٽروجن ماليڪيول جي ٽيڙي بانڊ کي ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) جي خاڪي سان شڪل 4.8 ۾ ڏيکاريو ويو آهي.



شڪل 4.8 نائٽروجن ماليڪيول جو ٽيڙو ڪوولنٽ بانڊ ٺهڻ

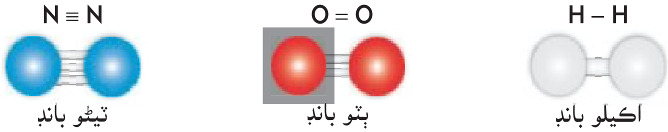
نائٽروجن ماليڪيول جو ساخت وارو فارمولا (Structural Formula) هي آهي:

$$N\equiv N$$

ٽيڙي ڪوولنٽ بانڊ جو مثال ايٿائين ماليڪيول هيٺ ڏيکاريل آهي.

اهڙي طرح، اسان ڪوولنٽ بانڊ جي ٽن قسمن جي سادي تعريف هن طرح ڪري سگهون ٿا:

- ٻن ائٽمن جي وچ ۾ ٻن اليڪٽرانن جي باهمي متاسنا سان اڪيلو ڪوولنٽ بانڊ ٺهندو آهي.
- ٻن ائٽمن جي وچ ۾ چئن اليڪٽرانن جي باهمي متاسنا سان ٻٽو ڪوولنٽ بانڊ ٺهندو آهي.
- ٻن ائٽمن جي وچ ۾ ڇهن اليڪٽرانن جي باهمي متاسنا سان ٽيڙو ڪوولنٽ بانڊ ٺهندو آهي.



4.3.3 قطبي ۽ غير قطبي ڪوولنٽ بانڊ (Polar and Non-polar Covalent Bond)

ڪوولنٽ بانڊ ٻن هڪجهڙن يا الڳ ائٽمن جي وچ ۾ ٺهندو آهي.

مثال طور H–H، O = O، N ≡ N، H–Cl

غير قطبي ڪوولنٽ بانڊ (Non-Polar Covalent Bond)

هڪجهڙن ائٽمن مان ٺهندڙ ڪوولنٽ بانڊ کي غير قطبي ڪوولنٽ بانڊ سڏبو آهي. اهي ٻيئي هڪجهڙا ائٽم متاسنا واري اليڪٽراني جوڙي تي ساڳيو زور تا لڳائين. هائڊروجن ماليڪيول جو غير قطبي ڪوولنٽ بانڊ هيٺ ڏيکاريل آهي.

متئين مثال ۾، هر H ائٽم جي برقي منفيت جو مقدار ساڳيو 2.1 آهي، تنهنڪري سندن وچ ۾ ڪوولنٽ بانڊ کي غير قطبي سمجهيو وڃي ٿو.

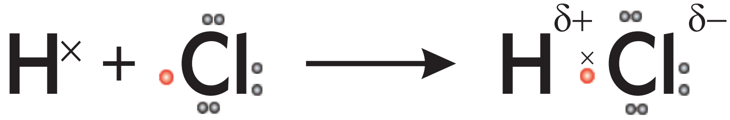
ان جو مطلب اهو ته غير قطبي ڪوولنٽ بانڊ تڏهن ٺهندو آهي، جڏهن ٻن ائٽمن جي برقي منفيت (Electronegativity) ساڳئي هوندي آهي.

قطبي ڪوولنٽ بانڊ (Polar Covalent Bond)

ٻئي پاسي تي، جڏهن ٻه مختلف ائٽم اليڪٽران جوڙو متاسنا ڪندا آهن ته اهي ٻيئي ائٽم متاسنا واري اليڪٽران جوڙي تي اڻ برابر زور لڳائين ٿا. اهڙي طرح ان ڪوولنٽ بانڊ قطبي ڪوولنٽ بانڊ سڏبو آهي. مثال طور HCl، H_2O، NH_3 وغيره هي قطبي ڪوولنٽ بانڊ وارا ماليڪيول آهن.

قطبي ڪوولنٽ بانڊ ٺهڻ ۾، انهن مان هڪ ائٽم متاسنا واري اليڪٽران جوڙي کي ٻئي ائٽم کان وڌيڪ ڪشش جي زور سان ڇڪيندو آهي، اهڙي ائٽم کي وڌيڪ برقي منفيت وارو ائٽم(Electronegative atom) چيو ويندو آهي. تنهنڪري وڌيڪ برقي منفيت وارو ائٽم اليڪٽران کي ڪنهن قدر پاڻ ڏانهن ڪشش ڪري ٿو، جيڪو ان کي وڌيڪ ڪاٽو چارج وارو بڻائي ٿو ۽ ٻيو ائٽم ڪنهن قدر واڌو چارج وارو ٿي پوي ٿو.

مثال طور، هائڊروجن ڪلورائيڊ ۾ ، ڪلورين ائٽم (Cl) هائڊروجن (H) کان وڌيڪ برقي منفيت وارو آهي. ان ڪري ڪلورين (Cl) ائٽم معمولي ڪاٽو چارج وارو ٿئي ٿو ۽ ان برقي منفي فرق سبب هائڊروجن ائٽم (H) معمولي وڌيڪ واڌو چارج وارو ٿي پوي ٿو. هن طرح ڪلورين ۽ هائڊروجن جي وچ ۾ ٺهندڙ بانڊ کي قطبي ڪوولنٽ بانڊ چئبو آهي.



قطبي ڪووئلنٽ بانڊ واري مرڪبن
ڪي قطبي مرڪب بہ چيو ويندو آهي.
برقي منفيت وارو مقدار اهو تعين ڪري ٿو تہ، ڪيميائي بانڊ فطري طور آئني ٿيندو يا ڪووئلنٽ ٿيندو. جڏهن بن بانڊ واري ائٽمن جي وچ ۾ برقي منفيت جو فرق 1.7 کان وڌيڪ هوندو تہ اهو بانڊ يقيني آئني يا برق شڪتي وارو ٿيندو ۽ جيڪڏهن فرق 1.7 کان گهٽ هوندو بانڊ ڪووئلنٽ قطبي ٿيندو ۽ جيڪڏهن برقي منفيت جو فرق ٻُڙي (Zero) هوندو تہ بانڊ يقيني ڪووئلنٽ يا غير قطبي ٿيندو آهي.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

برقي منفيت هڪ پيمائش آهي، جيڪا ڪنهن ائٽم جي بانڊ واري اليڪٽراني جوڙي کي پاڻ ڏانهن ڪشش ڪرڻ واري خاصيت جي پيمائش آهي.
فلورين ۾ (سڀ کان وڌيڪ برقي منفيت وارو عنصر) ان جو مقدار 4.0 هوندو آهي ۽ هي ان مقدار سيزيم ۽ فرانسيم تائين گهٽجي وڃي ٿو، جن جي برقي منفيت سڀني کان گهٽ 0.7 آهي.

4.3.4 ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ (Co-ordinate Covalent Bond)

اسان پڙهي آيا آهيون تہ ائٽم ڪووئلنٽ بانڊ ناهڻ لاءِ اليڪٽران ورهائن ٿا. ان هوندي بہ، جيڪڏهن بن ائٽمن جي وچ ۾ اهڙو ڪووئلنٽ بانڊ ٺهي جنهن ۾ ٻيئي اليڪٽران فقط هڪ ئي ائٽم مهيا ڪري تہ ان بانڊ کي ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ يا ڊئِٽو بانڊ (Dative Bond) سڏبو آهي. ان ڪري اسان ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ جي وصف هن طرح بيان ڪري سگهون ٿا تہ:

اهڙو بانڊ جنهن ۾ بانڊ ناهيندڙ اليڪٽرانن جو جوڙو فقط هڪ ئي ائٽم مهيا ڪري تہ ان بانڊ کي ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ يا ڊئِٽو بانڊ چئبو آهي:

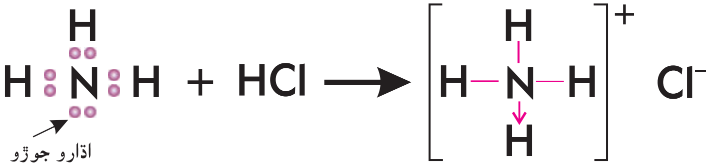
مهيا ڪندڙ يا ڊونر ۽ قبول ڪندڙ يا ايڪسيپٽر جو تصور (Concept of Donor and Acceptor)

جيڪو ائٽم بانڊ ناهڻ لاءِ اليڪٽرانن جو جوڙو مهيا ڪندو آهي تنهن کي مهيا ڪندڙ (Donor) ۽ جيڪو ائٽم اليڪٽرانن جي جوڙي قبول ڪندو آهي تنهن کي قبول ڪندڙ (Acceptor) چئبو آهي. ڪوآرڊينيٽ بانڊ کي تير (→) جي نشان سان ظاهر ڪبو آهي، جنهن جو منهُ قبول ڪندڙ ائٽم ڏانهن ڇاٽايل هوندو آهي. ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ ٺهڻ جا ڪجهہ مثال هن ريت هيٺ ڏنل آهن.

امونيا ۽ هائڊروجن ڪلورائيڊ جي وچ ۾ ڪيميائي عمل (Reaction between Ammonia and Hydrogen Chloride)

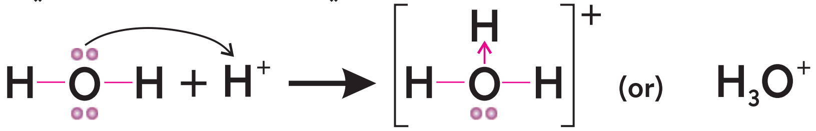
امونيا ۽ هائڊروجن ڪلورائيڊ جي عمل ۾ NH_3 جي N ائٽم ۽ HCl مان H^+ جي وچ ۾ ڊئِٽو بانڊ ٺهي ٿو، جڏهن امونيا ڪنهن تيزاب جي پاڻياٺي ڳار ۾ هائڊروجن

آئن (H^+) سان عمل ڪري ٿو تہ N جو اڪيلو اليڪٽراني جوڙو هائڊروجن آئن کي ڇڪيندو آهي ۽ نتيجي طور ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ ٺهندو آهي.



شڪل 4.9 امونيا ۽ هائڊروجن ڪلورائيڊ وچ ۾ عمل

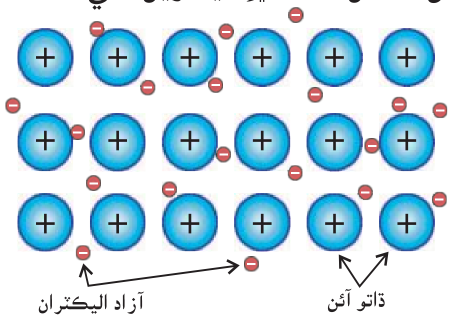
جڏهن هائڊروجن ڪلورائيڊ کي پاڻي ۾ حل ڪجي ٿو تہ پاڻي جي ماليڪيول ۾ موجود آڪسيجن جي اليڪٽرانن جو اڪيلو جوڙو هائڊروجن آئن (H^+) طرف ڇڪجي ٿو ۽ هائڊرونيم آئن (Hydronium ion) ٺهندو آهي. جيئن هيٺ ڏيکاريل آهي.



هڪ دفعو بانڊ ٺهي وڃڻ کان پوءِ، ڏِئٿِو ڪووئلنٽ ۽ عام ڪووئلنٽ بانڊ جي وچ ۾ فرق ٻڌائڻ ناممڪن ٿي پوندو آهي. هن بانڊ ٺهڻ جي ڪووئلنٽ فطرت سبب سندن مرڪبن جون خاصيتون ڪووئلنٽ مرڪبن جهڙيون ٿينديون آهن.

ڌاتي بانڊ (Metallic Bond)

ڌاتي ائٽم اندر ڌاتي آئن ۽ هلندڙ ڦرندڙ يا آزاد اليڪٽرانن جي وچ ۾ ڇڪ ذريعي ڌاتي بانڊ ٺهندو آهي، جيئن شڪل 4.10 ۾ ڏيکاريل آهي.



شڪل 4.10 ڌاتي بانڊ جو خاڪو

- ڌات جا ائٽم ٻاهرئين شيل جا اليڪٽران خارج ڪري واڌو چارج آئن ناهين ٿا ۽ قلمي بناوت ۾ مقرر شڪل اختيار ڪن ٿا.
- ٻاهرئين شيل جا اليڪٽران آزاد هوندا آهن ۽ ڌاتي آئنن جي وچ ۾ چرپر ڪندا رهن ٿا. تنهنڪري اهي هلندڙ ڦرندڙ يا آزاد اليڪٽران سڏيا ويندا آهن.
- هن ريت واڌو چارج ڏيکاريندڙ ڌاتي قلمي بناوت آزاد اليڪٽرانن سان گهيريل هوندا آهن.

آزمائشي سوال

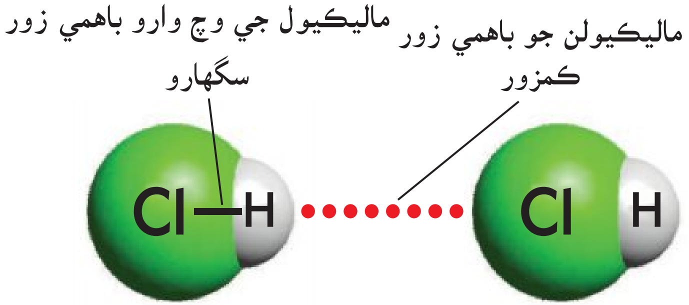
- مئگنيشيم ڪهڙي گروپ ۾ موجود هوندو آهي. مئگنيشيم ائٽم جي ٻاهرئين شيل ۾ ڪيترا اليڪٽران ٿيندا آهن؟
- مئگنيشيم آئن جي چارج ڇا ٿيندي آهي ۽ ان جي علامت ڪهڙي آهي؟
- فلورائيڊ آئن کي نيون ائٽم طور ڇو تصور نه ڪيو ويندو آهي؟
- ڇا ڪنهن ڪاٽو چارج جي آئن واري بانڊ کي ٻه قطب ٿيندا آهن؟
- ڇو هيليم ائٽم کي اليڪٽران حاصل ڪرڻ جو رجحان نه هوندو آهي؟
- هيٺين غير ڌاتوئن ۾ ڪاٽو چارج وارو آئن (Anion) ٺهڻ ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) جي استعمال سان بيان ڪريو؟

  (الف) سلفر (ائٽمي نمبر 16)　　(ب) آڪسيجن (ائٽمي نمبر 8)
- ويلنس اليڪٽران ڪٿي واقع هوندا آهن ۽ اهي ڇو اهم آهن؟
- ڇو نوبل گئسون ٻين عنصرن سان ڪيميائي عمل ڪري مرڪب نه ٺاهينديون آهن؟
- هيٺين ڌاتوئن ۾ واڌو چارج وارو آئن ٺهڻ ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) جي استعمال سان بيان ڪريو.

  (الف) K (ائٽمي نمبر 19)　　(ب) اليومينيم (ائٽمي نمبر 13)

4.4 ماليڪيولن جا ٻاهمي زور (Inter Molecular Forces)

جيئن اسان اڳ ۾ پڙهي آيا آهيون ته ڪجهه زور جيڪي ائٽمن کي شيءِ جي اندر پاڻ ۾ قابو جهلي بيهن ٿا انهن کي ڪيميائي بانڊ چئبو آهي. سگهاري بانڊنگ جي زور سان گڏ ماليڪيولن اندر ڪمزور زور پڻ موجود هوندا آهن. جن کي ماليڪيولن جا ٻاهمي زور (Inter Molecular Force) سڏبو آهي. ماليڪيولن جي ٻاهمي زور جي وصف هن ريت بيان ٿيندي ته، هي اهي ڪشش وارا زور آهن جيڪي ويجهي واري ٻن ماليڪيولن جي وچ ۾ واقع هوندا آهن. هائڊرو ڪلورڪ ائسڊ ۾ ماليڪيولن جو ٻاهمي زور هيٺ ڏيکاريو ويو آهي.



ماليڪيولن جا باھمي زور آئني ۽ ڪوولنٽ بانڊ کان ڪمزور ٿيندا آھن. باھمي زور ان جي وضاحت ڪن ٿا تہ ماليڪيول ھڪٻئي سان ڪيئن عمل ڪندا. ماليڪيولن واري باھمي زور جي سگھہ يا ڪمزوري ڪنھن شيءِ جي مادي جي حالتن (جيئن نھرو، پڙتو ۽ گئس) ۽ ڪجھہ طبعي خاصيتن (جيئن رجڻ پَد، بناوت) جو تعين ڪري ٿو.

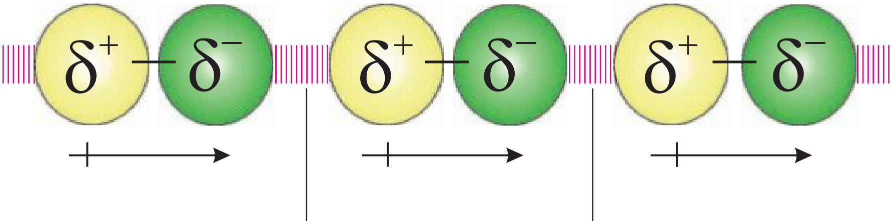
ڇا توھان کي خبر آھي؟

ماليڪيولن جا اندروني زور (Intra molecular forces) ھڪ ماليڪيول اندر ائٽمن جي وچ ۾ سگھارا ھوندا آھن. ھي زور ماليڪيولن جي باھمي زورڪان وڌيڪ سگھارا ٿين ٿا. جيئن HCl ۾ H ۽ Cl جي وچ ۾ آھي.

ماليڪيولن جي باھمي زور جا ڪيترائي قسم ٿيندا آھن، پر ھتي اسان صرف ان جا ٻہ قسم پڙھنداسين.

4.4.1 ٻہ – ٻہ قطبي باھمي عمل (Dipole-Dipole Interaction)

جڏھن ٻہ عدد ٻہ قطبي ماليڪيول ھڪ ٻئي سان باھمي عمل ڪن ٿا تہ نتيجي طور ٻہ- ٻہ قطبي باھمي عمل ملي ٿو. جڏھن ھڪ قطبي ماليڪيول جو ڪي قدر ڪاٽو حصو ڪنھن ٻئي قطبي ماليڪيول جي ڪي واڌو حصي کي ڇڪي ٿو تہ ٻن ماليڪيولن جي وچ ۾ برقي ڇڪ پيدا ٿئي ٿي. ڪشش جي ان زور کي ٻہ- ٻہ قطبي باھمي عمل (Dipole-Dipole Interaction) چئبو آھي ۽ جيئن ھيٺ ڏيکارجي ٿو.



ٻہ – ٻہ قطبي باھمي عمل

خاڪي ۾، δ (ڊيلٽا) جو مطلب آھي جزوي.

ٻہ- ٻہ قطبي باھمي عمل جو مثال (Example of Dipole-Dipole Interaction)

ٻہ- ٻہ قطبي باھمي عمل کي ھائڊروجن ڪلورائيڊ ۾ ڏسي سگھجي ٿو. ڪلورين ائٽم ھائڊروجن ائٽمن کان گھٽو وڌيڪ برقي منفيت وارا ھوندا آھن. برقي منفيت جي ان فرق ڪري ڪلورين تي ھلڪي ڪاٽو چارج ۽ بدلي ۾ ھائڊروجن تي ھلڪي واڌو چارج پيدا ٿيندي آھي.

$$\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{Cl}$$

جڏھن ھائڊروجن ڪلورائيڊ جا ٻہ ماليڪيول ھڪ ٻئي ڏانھن ويجھو ايندا آھن تہ ھڪ ماليڪيول جو جزوي ڪاٽو چارج وارو ڇيڙو ٻئي ماليڪيول جي جزوي واڌو چارج

واري چيڙي کي چڪيندو آهي. هن چڪ واري زور کي ٻہ- ٻہ قطبي باهمي عمل چئبو اهي ۽ جيڪو هيٺ ڏيکارجي ٿو.

$$\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{Cl}\text{-------}\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{Cl}$$

4.4.2 هائڊروجن بانڊنگ (Hydrogen Bonding)

هائڊروجن بانڊ ٻہ- ٻہ قطبي باهمي عمل جو هڪ قسم آهي. جڏهن هائڊروجن وڌيڪ برقي منفي چارج واري ائٽم جيئن نائٽروجن (N)، آڪسيجن (O)، فلورين (F)، ڪلورين (Cl)، سلفر (S) سان ملي قطبي ڪووئلنٽ ناهيندو آهي، پوءِ هائڊروجن جزوي واڌو چارج وارو ائٽم تي پوي ٿو ۽ ٻيو ائٽم جزوي ڪاٽو وارو تي پوي ٿو. اهو باهمي عمل (Interaction) جيڪو ڪنهن ماليڪيول جي جزوي واڌو چارج واري هائڊروجن ائٽم جو ڪنهن ٻئي ماليڪيول جي جزوي منفي چارج واري ائٽم سان عمل ٿئي تہ ان کي هائڊروجن بانڊنگ چئبو آهي.

هنن N–H، O–H يا F–H واري ماليڪيولن اندر H ائٽم ۽ N، O يا F ائٽم ۾ برقي منفيت جو وڏو جزوي فرق هوندو آهي، جنهن سان تمام گهڻا قطبي ڪووئلنٽ بانڊ نهن ٿا. برقي منفيت جي ان فرق سبب، هائڊروجن H ائٽم جزوي واڌو چارج ۽ N، O يا F ائٽم جزوي ڪاٽو چارج رکن ٿا. (δ^+ ۽ δ^- کي قدر يا جزوي چارج کي ڏيکارين ٿا).

$$\overset{\delta^-}{N}-\overset{\delta^+}{H}\qquad\overset{\delta^-}{O}-\overset{\delta^+}{H}\qquad\overset{\delta^-}{F}-\overset{\delta^+}{H}$$

کي قدر وڌيڪ واڌو چارج وارو هائڊروجن ائٽم H نهايت ئي برقي منفيت N، O يا F) ائٽم کي ڪشش جي زور سان چڪڻ قابل بڻائي ٿو.

هائڊروجن بانڊنگ جو مثال (Example of Hydrogen Bonding)

هائڊروجن فلورائيڊ جو مثال ڪٽو. فلورين وڌيڪ برقي منفيت وارو ائٽم آهي. هي اليڪٽران جي متاسنا واري جوڙي کي تورو چڪي پاڻ کي جزوي ڪاٽو چارج وارو ڪن ٿا ۽ ان ڪري هائڊروجن جزوي واڌو چارج وارو ٿئي ٿو، جزوي واڌو چارج رکڻ وارو هائڊروجن ائٽم پوءِ ويجهي واري ماليڪيول جي برقي منفيت واري ائٽم سان بانڊ ناهي ٿو. نتيجي ۾ ان جو برقي منفيت وارو عنصر هڪ ٻئي ويجهي واري ماليڪيول جي واڌو هائڊروجن سان هڪ ٻيو بانڊ ناهي ٿو. تنهنڪري، تمام گهڻا ماليڪيول هائڊروجن بانڊنگ ذريعي گڏجي پون ٿا.

$$\text{- -}\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{F}\text{- -}\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{F}\text{- -}\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{F}\text{- -}$$

هائڊروجن بانڊنگ

هي ماليڪيولن جا باهمي زور پاڙي، حياتياتي ماليڪيول جيئن پروٽين، ڊي اين اي (DNA) جي خاصيتن کي واضع ڪرڻ لاءِ انتهائي ضروري هوندا آهن. مصنوعي مادا جيئن ڪنؤر (Glue)، رنگ روغن (Paints) ۽ رڱڻ (Dyes) وغيره هائڊروجن بانڊنگ سان تيار ڪيا ويندا آهن. هتراڏو ڪنؤر هائڊروجن بانڊنگ يا ٻه- ٻه قطبي باهمي عمل سبب ٻن سطحن تي هڪ ٻئي سان جڪڙي قابو ڪري ٿو. ان ڪان سواءِ هائڊروجن بانڊنگ ماليڪيولن جي طبعي خاصيتن جيئن رجڻ پد ۽ ٽهڪڻ پد، گھاٽائي- حل پذيري (Solubility) تي به اثر انداز ٿئي ٿو.

آزمائشي سوال

- ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ هميشه قطبي بانڊ ڇو هوندو آهي؟
- CCl_4 جي ڪراس ۽ ڊاٽ واري بناوت ٺاهي ڏيکاريو؟
- ڇو هائڊروجن ائٽم هڪ کان وڌيڪ ڪووئلنٽ بانڊ نه ٿو ٺاهي سگھي؟
- هينين غير ڌاتوئن جي اليڪٽرانن جي ڪراس ۽ ڊاٽ واري بناوت سان ڪاٽو چارج واري آئن (Anions) جي تشڪيل کي ظاهر ڪري ڏيکاريو؟

  (الف) N　　(ب) Br　　(ج) P
- ڪنهن ماليڪيول ۾ ٻه قطبي ڇو واقع ٿيندا آهن؟

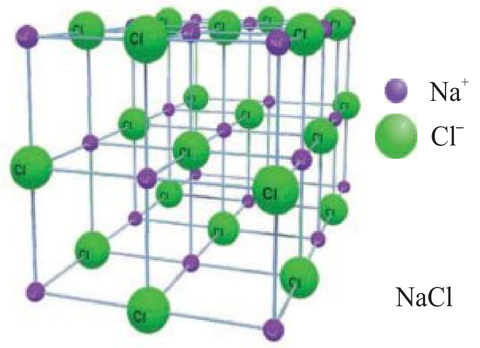
4.5 بانڊنگ جي ماهيت ۽ خاصيتون (Nature of Bonding and Properties)

جيئن ته اليڪٽران ڏيڻ يا حاصل ڪرڻ آئني بانڊنگ جو سبب ٿئي ٿو. جڏهن ته اليڪٽران جو مٽاسٽا ٿيڻ ڪووئلنٽ بانڊنگ جو سبب ٿئي ٿو. مرڪبن جون خاصيتون سندن اندر موجود بانڊن جي نوعيت تي دارومدار رکن ٿيون. اچو ته مرڪبن جي خاصيتن تي بانڊنگ جي نوعيت واري اثر جو تفصيلي جائزو وٺون.

4.5.1 آئني مرڪب (Ionic Compounds)

اهي مرڪب جن ۾ آئني بانڊ هوندو آهي ان کي آئني مرڪب سڏبو آهي. آئني مرڪبن جون خاصيتون ان تي منحصر آهن ته آئني بانڊ ۾ ڪاٽو آئن ۽ واڌو آئن ڪيتري زور سان هڪ ٻئي کي ڪشش ڪن ٿا.

آئني مرڪب وڏي برقي ڪشش جي زور ڪري اڪثر نهري يا قلمي حالت ۾ ٿيندا آهن. شڪل 4.11 سوڊيم ڪلورائيڊ NaCl ۾ سوڊيم Na^+ ۽ ڪلورين Cl^{-1} جي ترتيب کي ڏيکاري ٿي. سوڊيم ڪلورائيڊ جي قلمي جوڙجڪ ۾ هر Na^+ آئن ڪلورين



شڪل 4.11 NaCl جي نهري قلم ۾ آئنن جي ترتيب

Cl^{-1} جي چهن آئنن سان گهيريل هوندو آهي. ساڳئي طرح، هر ڪلورين آئن Cl^{-} سوڊيم جي چهن آئنن سان گهيريل ٿيندو آهي.

آئني مرڪب هيٺ ڄاڻايل خاصيتون ظاهر ڪن ٿا.

(i) آئني مرڪب قلم (Crystal) ناهيندا آهن.

(ii) آئني مرڪب سخت (Hard) ۽ پرندڙ (Brittle) ٿيندا آهن.

(iii) گهڻي ڪشش جي زور سبب هي تمام مستحڪم بناوت وارا ٿيندا آهن. تنهنڪري، هن زورَ کي ٽوڙڻ لاءِ گهڻي توانائي گهربل هوندي آهي. ان سبب آئني مرڪب تمام گهڻو رجڻ پَد ۽ ٽهڪڻ پَد وارا ٿيندا آهن. مثال طور سوڊيم ڪلورائيڊ جو رجڻ پَد 801°C ۽ ٽهڪڻ پَد 1413°C آهي.

(iv) آئني مرڪبن جو پاڻياڻي گار بجلي پسرائيندڙ آهن. جو ته جڏهن آئني مرڪب پاڻي ۾ ڳرندو آهي ته پاڻياڻي گار ۾ آئن حرڪت ڪرڻ لاءِ آزاد هوندا آهن.

(v) آئني مرڪب اڪثر ڪري قطبي ڳارن (Polar Solvents) جيئن پاڻي ۾ ڳري ويندا آهن ۽ غير قطبي ڳارن جيئن تيل، گاسليٽ وغيره ۾ نه ڳرندا آهن.

4.5.2 ڪووئلنٽ مرڪب (Covalent Compounds)

اسان کي خبر آهي ته ڪووئلنٽ بانڊ ائٽمن اندر اليڪٽرانن جي باهمي متاستا سان ٺهندا آهن. ڪووئلنٽ بانڊن ۾ ميلاپ جو زور آئني بانڊز جي ڀيٽ ۾ عام طور تي ڪمزور هوندو آهي. ڪووئلنٽ مرڪبن جون خاصيتون هيٺ ڏنل آهن.

(i) ڪووئلنٽ مرڪب قلم جي صورت ۾ ٿي سگهن ٿا. مثال طور ڪنڊ ۽ هيري (Diamond) وغيره جا قلم.

(ii) ڪووئلنٽ مرڪبن جو رجڻ پَد ۽ ٽهڪڻ پَد عام طرح گهٽ هوندو آهي.

(iii) هي بجلي جا خراب پسرائيندڙ (Bad Conductor) ٿيندا آهن.

(iv) هي پاڻي ۾ نه ڳرندڙ ٿيندا آهن پر غير قطبي ڳارَن جيئن تيل، پيٽرول، گاسليٽ وغيره ۾ ڳري ويندا آهن.

4.5.3 قطبي ۽ غير قطبي مرڪب (Polar and Non-Polar Compounds)

قطبي ۽ غير قطبي ٻنهي مرڪبن جي خاصيتن ۾ فرق هوندو آهي.

(i) غير قطبي ڪووئلنٽ مرڪب گهڻو ڪري پاڻي ۾ نه ڳرندڙ ٿيندا آهن جڏهن ته قطبي ڪووئلنٽ مرڪب پاڻي ۾ ڳرندڙ ٿيندا آهن.

(ii) غير قطبي ڪووئلنٽ مرڪب نهري، رجيل يا پاڻياڻي گار ۾ بجلي غير پسرائيندڙ ٿيندا آهن، پر قطبي مرڪب پاڻي ۾ آئنن جي ٺهڻ ڪري بجلي پسرائيندا آهن.

(iii) غير قطبي مرڪب غير قطبي ڳارن جيئن پيٽرول، بينزين وغيره ۾ ڳرندڙ هوندا آهن. جڏهن ته قطبي ڪووئلنٽ مرڪب غير قطبي ڳارن ۾ اڻ ڳرندڙ هوندا آهن.

(iv) قطبي ڪوولنٽ مرڪبن جا ڪجهه مثال H_2SO_4، H_2O، HCl، HF، HBr، HI آهن.
(v) غير قطبي ڪوولنٽ مرڪبن جا ڪجهه مثال CO_2، CH_4، C_2H_6 آهن.

4.5.4 ڌاتو (Metal)

ڌاتن جون مختلف خاصيتون هيٺ آهن:

- ڌاتو اڪثر ورق پذير (Malleable) ۽ تار پذير (Ductile) ٿيندا آهن.
- هي آزاد چرپر ڪندڙ اليڪٽرانن جي موجودگي ڪري بجلي ۽ گرمي جا پسرائيندڙ هوندا آهن.
- جيئن ته ڌاتن ۾ ائٽم مضبوطي سان ڳتيل هوندا آهن، تنهنڪري هنن جو رجڻ پد يا پگهرجڻ پد ۽ ٽهڪڻ پد عام طور گهٽ ٿيندو آهي.
- ڌاتن جي گهاٽائي وڌيڪ هوندي آهي.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

ورق پذير مطلب اهي ڌاتو جن کي هٿوڙي هڻي مختلف شڪلين ۾ آڻي ورقن ۾ لپيٽي سگهجي ٿو.
تار پذير هڪ خاصيت آهي جنهن منجهه ڌاتو کي تار جي صورت ۾ آڻي سگهجي ٿو.

آزمائشي سوال

- ٻن ماليڪيولن وچ ۾ ماليڪيولن جي باهمي زور بابت توهان ڇا سمجهيو آهي؟
- ڌاتو بجلي جا سٺا پسرائيندڙ ڇو ٿيندا آهن؟

معاشرو، ٽيڪنالاجي ۽ سائنس (Society, Technology and Science)

مختلف مصنوعي چنبڙائيندڙ جيئن ڪوئر (Glue) ۽ چيڙهالو شين جا استعمال

(Uses of different synthetic adhesives like glue and epoxy resins)

مصنوعي چنبڙائيندڙ اُهي شيون آهن جيڪي ٻين جسمن تي چنبڙن ٿيون. جيئن پلاسٽڪ، ڪاٺ، ڌاتو، ڪاشي، شيشو ۽ رٻڙ وغيره جن کي ڪوئر سان ڳنڍيون تا ان کي نباتي مادو (Substrate) چئبو آهي. مصنوعي نامياتي ڪوئر (Epoxy Adhesive) عام ڪوئر جي ڀيٽ ۾ وڌيڪ مهانگي هوندي آهي. اهي ٻيئي مصنوعي چنبڙائيندڙ آهن جن کي استعمال کان پهرئين ملائڻو پوندو، پر نامياتي ڪوئر (Epoxy) عام ڪوئر کان وڌيڪ جلد سڪي ٿي. اسان ٽنل شين کي ڳنڍڻ لاءِ ڪنهن به چنبڙائيندڙن جو استعمال ڪري سگهون ٿا. مثال طور پولي ونائيل ايسيٽيٽ (Poly vinyl Acetate) هڪ عام سفيد ڪوئر آهي. هي ڪتاب ڳنڍڻ ۾ استعمال ٿيندو آهي. پولي يوريٿئين (Poly Urethane) ڪوئر هڪ ملائم چنبڙائيندڙ آهي. هي جوتن جي ترِي ڳنڍڻ ۽ ڪاٺ جي ڪم ۾ استعمال ٿيندو آهي. قدرتي رٻڙ جو ڪوئر پڻ شين کي ڳنڍيندڙ آهي. اهو لفافا بند ڪرڻ لاءِ استعمال ڪيو وڃي ٿو. پسرائيندڙ ڪوئر گهٽو ڪري اليڪٽرانڪس ۽ برقي اوزارن

جي مرمت ۾ استعمال ٿيندو آهي. امائينو ڪونئر پاڻي ۾ حل ٿيندڙ آهن، هي پلائي ووڊ جي تهن کي ملائڻ ۾ استعمال ٿيندو آهي. ايپوڪسي ڪونئر ۾ ليپوسائيڊ جو پاليمر هوندو آهي. ايپوڪسي ڪونئر شيشي، پلاسٽڪ، پلائي ووڊ، تهدار بورڊن ۽ ڪاشيءَ کي مضبوطي سان جوڙي ٿو. هي ڪونئر آرائشي فرش لڳائڻ ۾ بہ ڪتب اچي ٿو. عام طور تي پاڻي روڪڻ لاءِ پلين، ڊئمن ۽ بجلي گهرن ۾ پڻ هن ايپوڪسي ڪونئر جو تھ لڳايو ويندو آهي.

هوائي جهاز، ڪار، ٽرڪ ۽ ٻيڙي جي پرزن کي ڪيئن ايپوڪسي ڪونئر سان گڏائي چنبڙايو ويندو آهي اهو واضع ڪريو؟

ايپوڪسي ڪونئر ۽ نباتي مادي جي سطحن جي وچ ۾ ڪشش جي زور سبب بهترين چنبڙائڻ واريون خاصيتون آهن. چنبڙائڻ لاءِ ايپوڪسي ڪونئر جو استعمال عام آهي. انهيءَ لاءِ هن ڪونئر کي گاڏين، ٽرڪن، ٻيڙين، هوائي جهازن ناهڻ ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي. هن جو سڪي خشڪ ٿيڻ جو وقت مشڪل سان 6 ڪان 30 منٽ آهي.

اختصار

- هر ائٽم نوبل گئس جهڙي ترتيب حاصل ڪرڻ لاءِ ڪوشش ڪندا آهن.
- بانڊ ناهڻ ۾ صرف ٻاهريان ويلنس اليڪٽران شامل هوندا آهن.
- آئني بانڊنگ ۾ اليڪٽرانن جو منتقل ٿيڻ شامل هوندو آهي.
- ڌاتو آئني بانڊ ناهڻ لاءِ غير ڌاتو سان ڪيميائي عمل ڪندا آهن.
- ائٽم جيڪي اليڪٽران ڏيئي واڌو آئن ناهيندا آهن.
- ائٽم جيڪي اليڪٽران حاصل ڪري ڪاٽو آئن ناهيندا آهن.
- ڪنهن بہ آئن ۾، اليڪٽرانن جو تعداد پروٽانن جي تعداد کان مختلف ٿيندو آهي.
- آئني بانڊنگ اڪثر گروپ IA يا IIA ۽ گروپ VIA يا VIIA واري عنصر جي وچ ۾ ٿيندي آهي.
- ڪووئلنٽ بانڊنگ ۾ اليڪٽرانن جي متاستا شامل هوندي آهي ۽ ماليڪيول نهندو آهي.
- ٻن ائٽمن جي وچ ۾ ٽن اليڪٽران جوڙن جي متاستا سان ٽيڻو ڪووئلنٽ بانڊ (Triple Covalent Bond) نهندو آهي.
- ڌاتو واڌو چارج وارو آئن (Cations) ناهڻ لاءِ ويلنس اليڪٽران ڏيئي ڇڏيندا آهن.
- غير ڌاتو ڪاٽو چارج وارو آئن (Anions) ناهڻ لاءِ ويلنس اليڪٽران حاصل ڪندا آهن.
- پاڻي H_2O، ميٿين CH_4، امونيا NH_3 ۽ ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ CO_2 عام ڪووئلنٽ ماليڪيول آهن.
- ڪوآرڊينيٽ بانڊ کي ڊئٽو ڪووئلنٽ بانڊ پڻ چئبو آهي.
- ڪووئلنٽ بانڊ قطبي يا غير قطبي ٿي سگهي ٿو، پر ڪوآرڊينيٽ بانڊ صرف قطبي هوندو آهي، جنهن ۾ ٻئي اليڪٽران ساڳئي ائٽم جا هوندا آهن.

- ٻن ائٽمن جي وچ ۾ ٻن اليڪٽران جوڙن جي متاستا ڪرڻ واري بانڊ کي ٽيڻو ڪووئلنٽ بانڊ چئبو آهي.
- هائڊروجن بانڊ جي هائڊروجن H وڌيڪ برقي منفيت وارو جهڙوڪ نائٽرو جن (N)، آڪسيجن (O) يا فلورين (F) ڪان آهي ۽ ڪنهن ٻئي ويجهي واري اليڪٽرانن جو اڪيلو جوڙو رکڻ واري ائٽم جي وچ ۾ جزوي برقي ڪشش جي زور ڪري ٺهندو آهي.
- جڏهن قطبي ماليڪيول جو جزوي ڪاٽو چيڙو ڪنهن ٻئي ماليڪيول جي جزوي واڌو چيڙي کي گهٽ زور سان ڪشش ڪري ته ان زور کي ٻه- ٻه قطبي باهمي عمل سڏبو آهي.

مشق

ڀاڱو (الف) صحيح جواب چونڊيو.

صحيح جواب تي (✓) جو نشان لڳايو.

1. آئني مرڪب جو مثال آهي؛

(الف) H_2 (ب) CH_4 (ج) N_2 (د) NaCl

2. اليڪٽران ڪوٽ واري هائڊروجن ائٽم ۽ تمام گهٽي برقي منفيت واري ائٽم وچ ۾ باهمي عمل کي چئبو آهي؛

(الف) ڪووئلنٽ بانڊ (ب) آئني بانڊ
(ج) هائڊروجن بانڊ (د) ڌاتوئي بانڊ

3. ٻه فلورين جا ائٽم ٻاهرين شيل جي هڪ هڪ اليڪٽران جي ڀائيواري ڪري ڪهڙي ترتيب حاصل ڪندا آهن؟

(الف) Xe (ب) Ar (ج) Kr (د) Ne

4. گروپ IIIA جا ائٽم ڪيترا اليڪٽران ڏيندا آهن:

(الف) 1 (ب) 2 (ج) 3 (د) 4

5. ڪهڙو ائٽم پنهنجي ٻاهرئين شيل مان ٻه اليڪٽران ڏيئي آئن ناهي ٿو:

(الف) آڪسيجن (ب) پوٽئشيم (ج) مئگنيشيم (د) ڪاربان

6. سوڊيم ڪلورائيڊ (NaCl) جي قلمي بناوت ۾ هر سوڊيم آئن Na^{+1} جا سان گهيريل هوندو آهي؛

(الف) 6 آئن Cl^- (ب) 6 آئن Na^+
(ج) 8 آئن Cl^- (د) 12 آئن Cl^-

7. ڪمري جي گرمي پد تي اڪثر آئني مرڪب ________ هوندا آهن:

(الف) بي ڊولا نهرا (ب) قلمي نهرا
(ج) پٽڙا (د) گئسن

8. ائٽم جي ٻاهرئين شيل ۾ اٺ اليڪٽران حاصل ڪرڻ جي رجحان کي ڇا چئبو آهي:
(الف) اني جو قاعدو (ب) ٻڪي جو قاعدو
(ج) ٽِڪي جو قاعدو (د) ڪوبہ نہ

9. جڏهن ڪو ائٽم هڪ اليڪٽران ڏيئي واڌو چارج وارو آئن ۽ ٻيو ائٽم هڪ اليڪٽران حاصل ڪري ڪاٽو چارج وارو آئن ناهين تہ هنن جي وچ ۾ ٺهڻ واري بانڊ کي ڇئبو آهي:
(الف) ڪووئلنٽ بانڊ (ب) آئني بانڊ
(ج) ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ (د) هائڊروجن بانڊ

10. نوبل گئسون مستحڪم ٿينديون آهن، ڇاڪاڻ تہ اهي رکنديون آهن:
(الف) ويلنس شيل ۾ 4 اليڪٽران (ب) ويلنس شيل ۾ 6 اليڪٽران
(ج) ويلنس شيل ۾ 8 اليڪٽران (د) ويلنس شيل ۾ 10 اليڪٽران

11. ڪهڙو بانڊ جيڪو ٽن اليڪٽران جوڙن جي متاستا سان ٺهندو آهي:
(الف) ٻٽو ڪووئلنٽ بانڊ (ب) اڪيلو ڪووئلنٽ بانڊ
(ج) ٽيٽو ڪووئلنٽ بانڊ (د) ڪوبہ نہ

12. غير ڌاتو ائٽم ڪاٽو چارج وارو آئن هن ڪري ناهي ٿو:
(الف) اليڪٽران ڏيڻ سان (ب) اليڪٽران حاصل ڪرڻ سان
(ج) پروٽان ڏيڻ سان (د) پروٽان حاصل ڪرڻ سان

13. جڏهن ہ هڪ جهڙا ائٽم اليڪٽران جوڙو متاستا ڪن ٿا ۽ هڪ ٻئي تي ڪشش جو زور لڳائين ٿا. ان بانڊ کي چئبو آهي.
(الف) غير قطبي ڪووئلنٽ بانڊ (ب) قطبي ڪووئلنٽ بانڊ
(ج) ٻٽو ڪووئلنٽ بانڊ (د) ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ

14. ڪوئنر اهڙين جڳهن تي استعمال ڪئي وڃي ٿي جتي:
(الف) برقي رڪاوٽ گهربل هوندي آهي
(ب) پاڻي جي رڪاوٽ گهربل هوندي آهي
(ج) ذراتي ڪشش گهربل هوندي آهي
(د) رڳڙ گهربل هوندي آهي

15. آڪسيجن گروپ VIA سان واسطو رکي ٿو، ان ڪري ان جي ويلنس شيل ۾ اليڪٽرانن جو تعداد هوندو آهي:
(الف) 3 (ب) 4 (ج) 5 (د) 6

16. ائٽم ڪهڙو اليڪٽران جوڙا پائيواري ۾ ڏيندو آهي:

(الف) اليڪٽراني جوڙو (ب) اڪيلو جوڙو

(ج) بانڊ جو جوڙو (د) متاسٽا وارو جوڙو

17. آئني قلمن ۾ هوندا آهن:

(الف) وڏو رجڻ پَد (ب) درمياني رجڻ پَد

(ج) گهٽ رجڻ پَد (د) ڪوبہ نہ

18. ڪووئلنٽ بانڊ ۾ ماليڪيولن جي باهمي زور جي مضبوطي آئني ڪان ______ هوندي آهي:

(الف) ڪمزور (ب) مضبوط

(ج) هڪ جيتري (د) ڪوبہ نہ

19. اليڪٽران جي باهمي متاسٽا ڪرڻ سان جيڪو بانڊ ٺهندو آهي اهو آهي:

(الف) آئني بانڊ (ب) ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ

(ج) ڪووئلنٽ بانڊ (د) ڌاتوئي بانڊ

20. هيٺ ڄاڻايل ڪهڙو خاڪو هڪ جيتري برقي منفيت سان ائٽمن جي بانڊن کي ظاهر ڪري ٿو.

(الف) A – B (ب) A - B

(ج) A – B (د) A - B

ڀاڱو (ب): مختصر سوال

1. ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) ناهي ڏيڪاريو تہ ڪيئن مختلف قسمن جا ڪيميائي بانڊ ٺهندا آهن جڏهن فلورين

(الف) هائڊروجن (ب) پوٽئشيم

2. اني جي قاعدي (Octet Rule) ۽ ٻِڪي جي قاعدي (Duplet Rule) جو ڇا مطلب آهي؟
3. هڪ ائٽم ويلنس شيل جا ٽي اليڪٽران ڏيئي آئن ناهي ٿو ان جو خاڪو ناهي ڏيکاريو؟
4. آڪسيجن ڪيئن ڪاٽو چارج وارو آئن (Anion) ناهي ٿو؟
5. اڪيلو جوڙو (Lone Pair) ۽ بانڊ جوڙو (Bond Pair) جي وچ ۾ ڪهڙو تفاوت آهي؟
6. لوڻ جو رجڻ پَد تمام گهڻو جو ٿيندو آهي. اهو واضع ڪريو؟
7. ڪيميائي بانڊ ٺهڻ مان برقي منفيت جو مقدار ڪيئن معلوم ٿيندو؟
8. مئگنيشيم ائٽم جو سَولائي سان ٻہ اليڪٽران ڏيئي سگهي ٿو. وضاحت ڪريو؟
9. ڌاتوئي عنصرن جا ائٽم آئني بانڊ ناهي سگهن ٿا پر اهي ڪووئلنٽ بانڊ ناهڻ لاءِ سنا نہ آهن، ڇو؟
10. آئن پنهنجي ائٽم ڪان مختلف ڪيئن ٿيندو آهي؟

11. ٻہ- ٻہ قطبي زور واضع ڪريو؟
12. چنبڙائيندڙ شين جا استعمال لکي ڏيکاريو؟
13. ماليڪيولن جي اندروني زور ڪان ماليڪيولن جا باهمي زور ڇو ڪمزور ٿيندا آهن؟
14. ڌاتوئي بانڊن جون خاصيتون لکو؟
15. ڪووئلنٽ بانڊ ڏاڍا مضبوط ۽ مشڪل سان ٽٽڻ وارا هوندا آهن، پر اڪثر ڪووئلنٽ ماليڪيولن جو رجڻ پَد ڇو گهٽ هوندو آهي؟
16. آئني مرڪبن جون خاصيتون لکي ڏيکاريو؟
17. آئني مرڪب نهرا ڇو ٿيندا آهن؟
18. مرڪبن جي طبعي خاصيتن تي هائڊروجن بانڊنگ ڪيئن اثر انداز ٿئي ٿي؟
19. چارٽ مڪمل ڪريو.

ائٽمي نمبر	پروٽانن جو تعداد	اليڪٽرانن جو تعداد	اليڪٽرانن جي ترتيب	ويلنس اليڪٽران جو تعداد
11	11	11	2، 8، 1	1
12				
13				
14				
15				
16				

ڀاڱو (ج) تفصيلي سوال

1. آئني بانڊ جي وصف ڏيو. سوڊيم ڪلورائيڊ (NaCl) جي تشڪيل سمجهايو؟
2. عنصر ڪيئن پائداري حاصل ڪندا آهن؟
3. ٻن غير ڌاتوئي ائٽمن جي وچ ۾ ڪووئلنٽ بانڊ ٺهڻ وارو عمل بيان ڪريو؟ اڪيلو، ٻٽو ۽ ٽيڙو ڪووئلنٽ بانڊ مثالن سان سمجهايو؟
4. مرڪب جي ماليڪيول ۾ اليڪٽران ڪيئن ترتيب ڏنا ويا آهن؟ ڪراس (×) ۽ ڊاٽ (•) سان هينين عنصرن جو اليڪٽراني خاڪو ناهيو.

(الف) H_2O (ب) N_2 (ج) CH_4 (د) C_2H_2 (هه) Cl_2 (و) H_2

5. ڌاتوئي بانڊ (Metallic Bond) جي تعريف بيان ڪريو. ڌاتوئي جو ٺهڻ واضع ڪريو؟
6. ڪوآرڊينيٽ ڪووئلنٽ بانڊ ڇا آهي؟ ٻن مثالن جي مدد سان سمجهايو.
7. ڪووئلنٽ بانڊ جي آئني خاصيت متعلق توهان ڇا سمجهيو آهي؟
8. قطبي ۽ غير قطبي مرڪبن جي خاصيتن ۾ تفاوت بيان ڪريو؟
9. اسان جي معاشري ۾ ڪوئنرن ۽ ايپوڪسي ڪوئنرن جي اهميت بيان ڪريو؟

باب 5

مادي جون طبعي حالتون

Time Allocation

Teaching periods	= 12
Assessment period	= 3
Weightage	= 12

مکيه تصورات (Major Concepts)

5.1 گئس واري حالت
5.2 گئسن سان لاڳاپيل قانون
5.3 پاڻياٺ واري حالت
5.4 نهري حالت
5.5 نهر جا قسم
5.6 بهروپ
5.7 پلازما حالت
5.8 بوز آئنسٽائن ڪنڊيسٽيٽ

شاگردن جي سکيا جا حاصلات (Students Learning Outcomes)

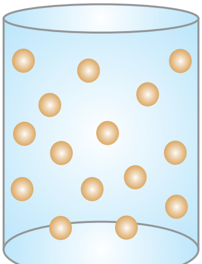
هن باب سکڻ بعد شاگرد:

- مقدار (حجم) ۽ گرمي پد ۾ تبديلي سبب گئس جي دٻاءُ تي پوندڙ اثر سمجهي سگهندا.
- مادي جي طبعي حالتن کي ان ۾ موجود ماليڪيولن جي باهمي زورن جي حوالي سان پيش ڪري سگهندا.
- گئسن ۾ بوائل جي قانون موجب دٻاءُ ۽ مقدار ۾ تبديلي معلوم ڪري سگهندا.
- پاڻياٺ جي خاصيتن جيئن ٻاڦ ٿيڻ (Evaporation)، بخارن جو داٻ (Vapor Pressure) ۽ ٽهڪڻ پد (Boiling Point) جو خلاصو لکي سگهندا.
- بخارن جي داٻ ۽ ٽهڪڻ پد تي گرمي پد ۽ ٻاهرئين داٻ جو اثر واضح ڪري سگهندا.
- نهري جون خاصيتون ٽهڪڻ پد ۽ رجڻ پد بيان ڪري سگهندا.
- غير قلمي ۽ قلمي نهرن جي وچ ۾ فرق ڪري سگهندا.
- نهرن جون بهروپي (Allotropic) صورتون بيان ڪري سگهندا.
- پلازما جي وصف مثالن سان ڏيئي سگهندا.
- بوز- آئنسٽائن ڪنڊينسيٽ مثال جي مدد سان بيان ڪري سگهندا.

تعارف (Introduction)

اسان کي خبر آهي تہ مادو هڪ طبعي شئي آهي. هن جي وصف هن ريت آهي تہ ”جيڪا شيءِ مايو رکي ۽ جڳھ والاري ان کي مادو چئبو آهي.“ مادا ڪجھ خاصيتن ۾ مشاهدي قابل فرق رکن ٿا. گئس کي ڪابہ مقرر ٿيل حجم (Volume) يا صورت نہ ٿيندي آهي. هن کي آساني سان سڪوڙي يا پکيڙي سگھجي ٿو. پاڻياٺ واري حالت کي مقرر ٿيل صورت نہ ٿيندي آهي، پر مقرر حجم هوندو آهي. هن کي آساني سان سڪوڙي نہ ٿو سگھجي. نهرن کي مقرر حجم ۽ مخصوص صورت ٿيندي آهي. هن کي آساني سان سڪوڙي نہ ٿو سگھجي. مٿي ڄاڻايل ٽن حالتن کان علاوہ، مادي جون بہ وڌيڪ حالتون پلازما ۽ بوز آئنسٽائن ڪنڊينسيٽ بہ ٿينديون آهن. مادي جي طبعي حالتن ۾ فرق ماليڪيولن جي ترتيب ۽ ماليڪيولن جي باهمي زورن سبب ٿيندو آهي.

گئسي حالت (Gaseous State)



شڪل 5.1

گئس جي حالت ۾ ماليڪيول هڪ ٻئي کان پري هوندا آهن. اها قياس آرائي بولٽزمئن (Boltzmann)، ميڪس ويل (Maxwell) ۽ ڪيلون (Kelvin) پيش ڪئي هئي. هنن گئسن جي ورتاءُ کي حرڪي ماليڪيول واري نظريي (Kinetic Molecular Theory) مطابق واضح ڪيو. گئسي حالت ۾ هيٺ ڄاڻايل خاصيتون هونديون آهن.

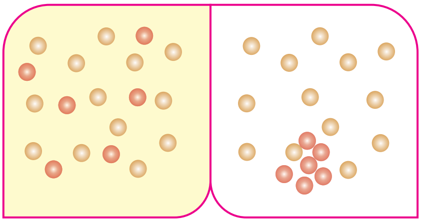
- گئسن ۾ ماليڪيول هڪ ٻئي کان پري پکڙيل هوندا آهن.
- انهن جو حجم نہ هئڻ برابر هوندو آهي.
- گئس جا ماليڪيول سڌي ليڪ ۾ حرڪت ڪندي هڪ ٻئي سان يا سلنڊر جي ديوارن سان ٽڪرائين ٿا.
- ماليڪيول ٽڪرائڻ تي توانائي ضايع نہ ڪندا آهن. ڇاڪاڻ تہ هي ٽڪراءُ لچڪدار (Elastic) نوعيت جو ٿئي ٿو.
- جڏهن ماليڪيول سلنڊر جي ديوار سان ٽڪرائين ٿا تہ دٻاءُ پيدا ٿئي ٿو.
- ماليڪيولن جي وچ ۾ ڇڪيندڙ (Attractive) ۽ ڌڪيندڙ (Repulsive) زور نہ هوندا آهن.

5.1 گئسن جون خاصيتون (Properties of Gases)

حرڪي ماليڪيولي نظريو گئسن جي ورتاءُ جھڙوڪ نفوذ وارو عمل (Diffusion)، نيڪال وارو عمل (Effusion)، دٻاءُ (Pressure)، داٻ پذيري (Compressibility)، حرڪت پذيري (نقل پذيري) (Mobility) ۽ گھاٽائي (Density) جي وضاحت ڪري ٿو جن کي تفصيل سان هيٺ بيان ڪجي ٿو.

5.1.1 نفوذ وارو عمل (Diffusion)

ماليڪيولن جي بي ترتيب حرڪت ۽ تڪرائڻ سبب پاڻهي يڪسان (Homogeneous) ملاوت ناهڻ واري عمل کي نفوذ وارو عمل چئبو آهي. گئسن جو تيزي سان پکڙجڻ گئسن جي ماليڪيولي مايي تي دارومدار آهي. وزني گئس جي ڀيٽ ۾ هلڪي گئس تمام تيزي سان پکڙجندي آهي. جيئن H_2 گئس، آڪسيجن O_2 کان چوڻٽي تيزي سان پکڙجندي آهي.



شڪل 5.2 گراهم جو نفوذ وارو عمل

نفوذ وارو عمل، گهاٽي پاسي کان ڇدي پاسي ڏانهن ذررن جي حرڪت آهي. هن حرڪت جي شرح گرمي پد، واسطي جي گهاٽائي (Viscosity of the Medium) ۽ ماليڪيولن جي مايي تي دارومدار رکي ٿي. نفوذ وارو عمل شين جي درجي وار حل ٿيڻ جي نتيجي ملاوت ناهي ٿو.

مثال طور

- توهان خوشبوءِ سُنگهي سگهو ٿا، ڇاڪاڻ ته اها هوا رستي ۾ پکيڙجي توهان جي نڪ تائين پهچي ٿي.
- دونهون هوا ۾ پکڙجندو آهي.
- گلن جي سرهاڻ يا گند ڪچري مان بدبوءِ وغيره

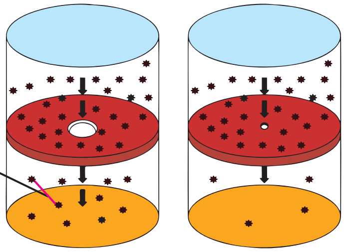
5.1.2 نيڪال وارو عمل (Effusion)

نيڪال وارو عمل گئس ماليڪيولن جو ننڍي سوراخ منجهان گهٽ داٻ واري طرف خارج ٿيڻ جو عمل آهي. هلڪيون گئسون وزني گئسن جي ڀيٽ ۾ تيزي سان نيڪال ٿينديون آهن. نيڪال واري عمل لاءِ سوراخ جو قطر (Diameter) ماليڪيول جي سراسري آزاد پيچري (Mean free path) کان لازمي طور گهٽ هئڻ گهرجي.

مثال طور:

- ٽائر جي باريڪ سوراخ منجهان هوا جو اخراج
- ڦوڪڻي منجهان هوا جو اخراج

ڇا توهان کي خبر آهي؟
سراسري آزاد پيچرو اهو سراسري مفاصلو آهي جيڪو هڪ گئس ماليڪيول ٻه دفعا تڪرائجڻ جي وچ ۾ سفر ڪري ٿو.



شڪل 5.3

5.1.3 دٻاءُ (Pressure)

گئس ذرڙن جو لڳايل زور في ايڪي ايراضي کي گئس جو دٻاءُ چئبو آهي. هن کي رياضي جي هن مساوات ذريعي واضح ڪري سگهجي ٿو.

دٻاءُ = زور / ايراضي يا $P = F/A = N/m^2$

بين الاقوامي ايڪن جي سرشتي ۾ زور جو ايڪو نيوٽن (N) ۽ پکيڙ جو ايڪو m^2 آهي ان ڪري دٻاءُ جو ايڪو Nm^{-2} ٿيندو آهي، هن کي پاسڪل (Pa) پڻ چيو ويندو آهي. $pa = Nm^{-2}$

ڇا توهان کي خبر آهي؟

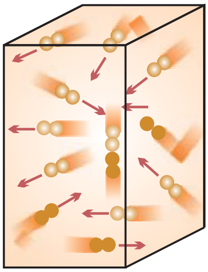
فضا سمنڊ سطح تي دٻاءُ لڳائي ٿي. ان جي تعريف هن ريت آهي ته سمنڊ سطح تي پاري جي 760 ملي ميٽر اونچائي لڳايل داٻ هوندو آهي.

1atm = 760mm of Hg = 760 torr

1atm = 101325 pascal

گئس جا ماليڪيول لڳاتار حرڪت ۾ رهندا آهن.

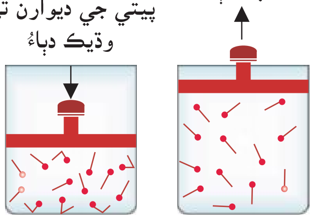
داٻ گئس جي ماليڪيولن جو سلنڊر جي ديوارن سان لڳاتار ٽڪرائڻ ڪري پيدا ٿيندو آهي. بئروميٽر (Barometer) فضائي داٻ ماپڻ لاءِ استعمال ٿيندو آهي ۽ گئسن جي داٻ جي پيمائش لاءِ تجربي گاهه ۾ مئنوميٽر (Manometer) استعمال ٿيندو آهي.



شڪل 5.4

5.1.4 داٻ پذيري (Compressibility)

داٻ ذريعي ڪنهن شيءِ جي گنجائش گهٽائڻ يا سائيز کي گهٽ ڪرڻ کي داٻ پذيري چئبو آهي. گئسن جي ماليڪيولن جي وچ ۾ گهٽي خال هجڻ ڪري هي نهايت ئي سڪڙجڻ جوڳيون هونديون آهن. جڏهن گئسن تي داٻ وڌائبو ته ماليڪيول هڪ ٻئي جي ويجهو ايندا آهن ۽ گهٽ جڳهه والاريندا آهن.



شڪل 5.5

5.1.5 حرڪت پذيري (Mobility)

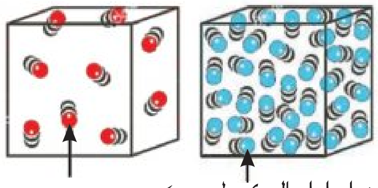
ماليڪيولن جي آزادي سان حرڪت ڪرڻ جي لياقت کي حرڪت پذيري طور سڃاتو وڃي ٿو. جيئن گئس جا ماليڪيول لڳاتار حرڪت ۾ هوندا آهن. هي گهٽي حرڪي توانائي سبب تيز حرڪت ڪري سگهن ٿا. ماليڪيول آزادي سان حرڪت ڪندي گئسن جي يڪسان ملاوت نهڻ جو سبب ٿين ٿا.

5.1.6 گهاٽائي (Density)

گهاٽائي، ماليڪيولن جو ڳتيل هئڻ يا ويجهو هئڻ جو درجو آهي. گئسن جي گهاٽائي گهٽ هوندي آهي ڇاڪاڻ ته گئس ماليڪيولن جو مايو گهٽ ٿيندو آهي ۽ جڳهه

وڏيڪ والاريندا آهن. گئس جي گھاٽائي کي گرام في معڪب ڊيسي ميٽر $gm\ per\ dm^3$ ۾ ڏيکاريو ويندو آهي. گئسون پاڻياٺ کان گھٽ گھاٽائي واريون هونديون آهن. گئسن جي گھاٽائي کي ٿڌو ڪرڻ ذريعي وڌائي سگھجي ٿو.

گئسن جي گھاٽائي



شڪل 5.6

جدول 5.1 مختلف گئسن جي گھاٽائي

گئس	ڪيميائي فارمولا	گھاٽائي ڪلوگرام في معڪب ميٽر (Kg/m^3)
آڪسيجن	O_2	1.407
ڪلورين	Cl_2	3.120
ڪاربان ڈاءِ آڪسائيڊ	CO_2	1.935
هائڊروجن	H_2	0.088
نائٽروجن	N_2	1.232
هيليم	He	0.176

آزمائشي سوال

- گئسون جو تيزي سان پکڙجنديون آهن. وضاحت ڪريو؟
- ٿڌو ڪرڻ (نارڻ) سان گئسن جي گھاٽائي جو وڌي ٿي؟
- واضح ڪريو تہ نيڪال وارو عمل، سراسري آزاد پيچري تي ڪيئن دارومدار رکي ٿو؟

5.2 گئسي قاعدا (Laws Related to Gases)

گئسن جي خاصيتن کي هيٺين قاعدن جي مطابق واضح ڪري سگھجي ٿو.

5.2.1 بوائل جو قاعدو (Boyle's Law)

رابرٽ بوائل 1622ع ۾ مستقل گرمي پد تي گئس جي حجم ۽ دباءَ جي وچ ۾ لاڳاپو تجويز ڪيو. بوائل جو قاعدو بيان ڪري ٿو تہ ”ڪنهن گئس جي ڏنل مايي جو حجم، مستقل گرمي پد تي ان جي دباءَ سان اُبتي نسبت رکي ٿو.“

بوائل جي قاعدي جي مساواتي اظهار:

بوائل جي قاعدي مطابق ڪنهن گئس جي ڏنل مايي جو مقدار (V)، مستقل گرمي پد تي داٻ (P) وڌائڻ سان گھٽجي ٿو.

$$V \propto \frac{1}{P} \qquad \text{يا} \qquad V=\frac{K}{P}$$

جتي K، مستقل آهي.

$$PV=K$$

ڪنهن گئس جي مقدار ۽ داٻ جي ضرب اُپت مستقل گرمي پَد تي هميشہ مستقل ٿيندي آهي. تنهنڪري، گئس جي مقرر ڪيل مايي جي مقدار ۽ داٻ جو ضرب اُپت مستقل گرمي پَد تي مستقل ٿيندو آهي.

جيڪڏهن $P_1V_1 = K$ ۽ پوءِ $P_2V_2 = K$

جتي P_1 = ابتدائي داٻ P_2 = آخري داٻ

V_1 = ابتدائي حجم V_2 = آخري حجم

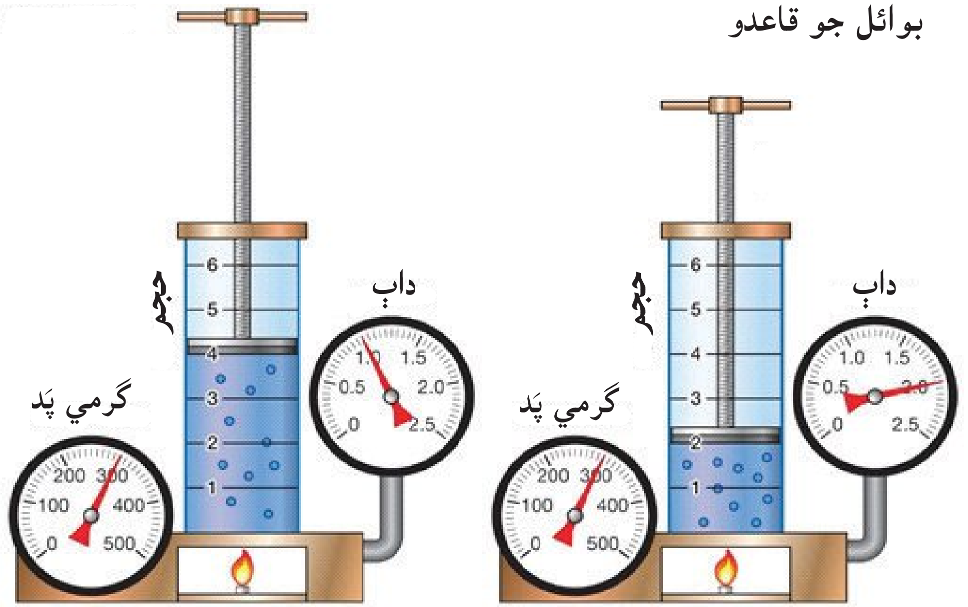
جيئن تہ ٻنهي مساواتن ۾ مستقل ساڳيو آهي. تنهنڪري هڪ ٻئي جي برابر ٿيندا آهن. ان ڪري $P_1V_1 = P_2V_2$

هي مساوات داٻ ۽ مقدار جي وچ ۾ لاڳاپو ظاهر ڪري ٿي. داٻ ۽ مقدار جي وچ ۾ لاڳاپو هيٺ شڪل 5.7 سان بيان ڪجي ٿو. جتي مستقل گرمي پَد تي گئس جو مليل مايو مقدار جي اضافي سان داٻ گهٽجڻ ظاهر ڪري ٿو. ٻئي پاسي داٻ ۾ اضافو حجم کي گهٽائي ٿو. پر ٻنهي حالتن ۾ داٻ ۽ حجم جي ضرب اُپت ساڳي رهي ٿي. (جدول 5.2)

جدول 5.2 داٻ ۽ حجم جي وچ ۾ بوائل وارو لاڳاپو

K		V		P
(مستقل)		(حجم ۾ تبديلي)		(داٻ ۾ تبديلي)
4	=	4	x	1.0
4	=	2	x	2.0

بوائل جو قاعدو



شڪل 5.7

مثال 5.1:

ڪنهن گئس جو داٻ 3 atm ۽ **حجم** 5 لتر آهي، جيڪڏهن داٻ کي گهٽائي 2atm ڪيو وڃي، تہ پوءِ **حجم** ڇا ٿيندو؟

حل:

$V_1 = 5$ لتر

$P_1 = 3$ ايٽما سفير $= 3\ atm$

$P_2 = 2$ ايٽما سفير $= 2\ atm$

$V_2 = ?$

فارمولا: $P_1V_1 = P_2V_2$

$$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{3\times5}{2}$$

$$V_2 = \frac{15}{2}$$

$V_2 = 7.5$ لتر

گئس جو نئون **حجم** 7.5 لتر ٿيندو. داٻ گهٽائڻ سان **حجم** وڌيو آهي.

مثال 5.2:

700 cm^3 گئس کي 650mm داٻ هيٺ بند ڪيو ويو آهي. جيڪڏهن **حجم** کي 350cm^3 تائين گهٽايو وڃي، پوءِ داٻ ڇا ٿيندو؟

حل:

$V_1 = 700cm^3$

$P_1 = 650\ mm\ kg$

$V_2 = 350\ cm^3$

$P_2 = ?$

فارمولا: $P_1V_1 = P_2V_2$

$$P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2}$$

مليل ملھ وجھڻ سان

$$P_2 = \frac{700\times650}{350}$$

$P_2 = 1300\ mm\ of\ Hg$

$$P_2 = \frac{1300}{760} = 1.71\ atm$$

حجم گهٽائڻ سان داٻ وڌايو آهي.

5.2.2 چارلس جو قاعدو (Charles Law)

هڪ فرانسيسي سائنسدان جي. چارلس (J. Charles) 1787ع ۾ داب جي مستقل رکندي حجم ۽ گرمي پد جي وچ ۾ لاڳاپو واضح ڪيو.

چارلس جو قاعدو ٻڌائي ٿو ته ”ڪنهن گئس جو مليل حجم مطلق گرمي پد سان سڌي نسبت رکي ٿو.جيڪڏهن دٻاءُ کي مستقل رکيو وڃي.“

چارلس جي قاعدي جو مساوات ذريعي اظهار:

چارلس جي قاعدي مطابق جيڪڏهن گئس جو گرمي پد وڌايو وڃي، ته ان جو **حجم** پڻ وڌي ويندو. هن کي مساوات موجب

$$V \propto T$$

يا

$$V = KT$$

$$\frac{V}{T} = K$$

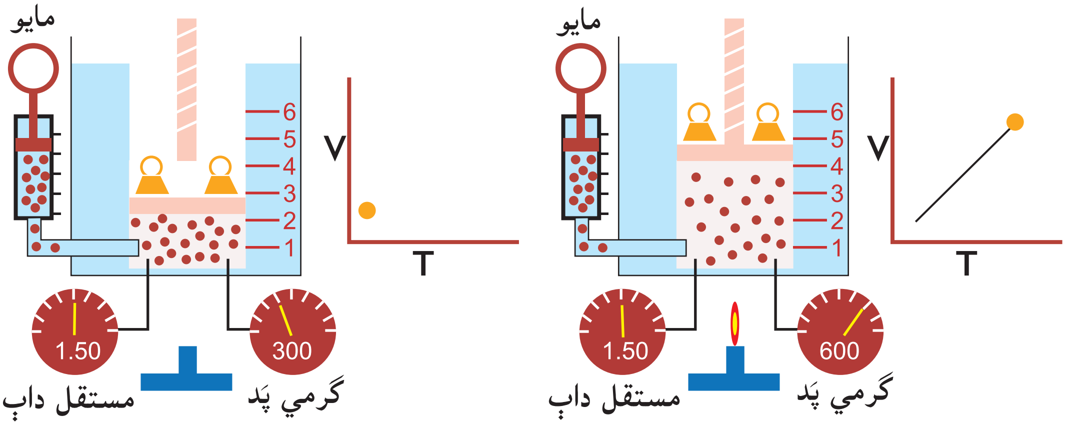
هتي K نسبت جو مستقل آهي، پوءِ جڏهن گرمي پد وڌندو آهي، مقدار پڻ وڌي ويندو آهي.

مثال طور تہ، جيڪڏهن توهان مستقل داب تي گرمي پد کي 300K کان 600K تائين ٻيڻو ڪندا تہ گئس جي مقرر مايي جو مقدار پڻ ٻيڻو ٿي ويندو. شڪل (5.8) ڏسو

ڇا توهان کي خبر آهي؟

ڪيلون پيمانو لارڊ ڪيلوِن (Lord Kelvin) مطلق پيمانو ڪيلوِن پيمانو (Kelvin Scale) متعارف ڪرايو. هي ٻڙي (0K) جيڪو −273°C جي برابر آهي) کان شروع ٿئي ٿو. هي اهو گرمي پد آهي جنهن تي ڪنهن گئس جو **حجم** ٻڙي تي پوڻ گهرجي ۽ ان کي Absolute Zero چئبو آهي. جيئن سينٽي گريڊ ۽ ڪيلوِن پئمانن جا درجا برابر آهن. تنهنڪري، ٻڙي ڪيلوِن −273°C سينٽي گريڊ جي برابر آهي ۽ 273 ڪيلون وري ٻڙي سينٽي گريڊ جي برابر هوندو آهي). مساوات جيئن هيٺ ڏنل آهي.

$$(T)K = (T)°C + 273$$
$$(T)°C = (T)\,K - 273$$



شڪل 5.8

فرض ڪريو ته گرمي پَد (T_1) ۾ مقدار (V_1) واري ڪجھ گئس آهي. جيڪڏهن توهان گرمي پَد (T_1) کي (T_2) ۾ بدلايو ٿا ته مقدار (V_1) کان (V_2) ۾ تبديل ٿي ويندو. اسان ٻنهي حالتن کي بيان ڪرڻ لاءِ چارلس جو قاعدو استعمال ڪري سگهون ٿا.

$$\frac{V_1}{T_1}=K$$

$$\frac{V_2}{T_2}=K$$

ڇا توهان کي خبر آهي؟

هميشه حسابي سوال حل ڪرڻ وقت مليل درجه حرارت کي °C مان K ۾ تبديل ڪيو ويندو آهي.

$K = 273 + °C$

مستقل K، ٻنهي حالتن ۾ هڪ جيترو آهي. تنهنڪري،

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

مثال 5.3:

600ml گئس کي مستقل داٻ تي 27°C کان 77°C تائين گرم ڪيو وڃي ٿو. گئس جو آخري مقدار ڇا ٿيندو؟

مليل رقم:

$$300\ K = 27 + 273\ K = 27°C = T_1$$

$$350\ K = 77 + 273\ K = 77°C = T_2$$

$$600\ ml = V_1$$

مساوات کي استعمال ڪرڻ سان

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

يا

$$V_2=\frac{V_1T_2}{T_1}$$

مساوات ۾ ملھ رکڻ سان

$$V_2=\frac{600\times350}{300}$$

$$V_2 = 700\ ml$$

مقدار 700 ملي لٽر ٿي ويندو. جيڪو ڏيکاري ٿو گرمي پَد جي اضافي سان مقدار ۾ به اضافو ٿئي ٿو.

مثال 5.4:

هائڊروجن گئس جي هڪ نموني جو $40°C$ تي حجم $350cm^3$ آهي. جيڪڏهن گئس کي مستقل داٻ تي $700\ cm^3$ تائين ڦهلائي وڌايو وڃي تہ ان جو آخري گرمي پَد معلوم ڪريو؟

مليل رقم:

$$T_1 = 40°C = 40 + 273\ K = 313\ K$$
$$V_1 = 350\ cm^3$$
$$V_2 = 700\ cm^3$$
$$T_2 = ؟$$

فارمولا:

چارلس جي قاعدي واري مساوات کي استعمال ڪرڻ سان

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

يا

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

مساوات ۾ ملهہ رکڻ سان

$$T_2 = \frac{700 \times 313}{350}$$
$$T_2 = 626\ K$$

هتي مقدار ۾ واڌ جو سبب گرمي پَد ۾ اضافو آهي.

آزمائشي سوال

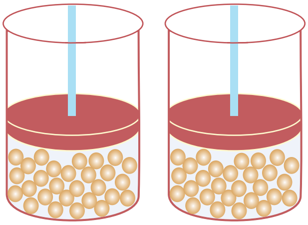
- بوائل جي قانون ۾ ڪهڙو عدد مستقل (Variable) رکيو ويندو آهي؟
- جيڪڏهن گئس جو مقدار وڌي وڃي تہ ان جو گرمي پَد تي ڪهڙو اثر ٿيندو؟
- مطلق ٻڙي (Absolute Zero) ڇا آهي؟
- ڇا توهان گئس جو مقدار وڌائڻ سان ان جو گرمي پَد گهٽائي سگهو ٿا؟

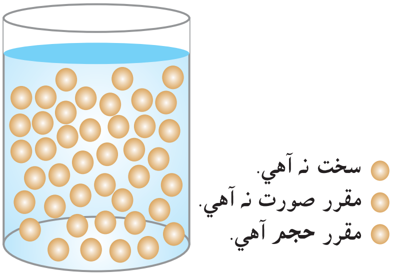
5.3 پٽڙو حالت (Liquid State)

پٽڙو، گئس واري ۽ نهري حالتن جي وچ واري حالت آهي. حرڪي ماليڪيولي نظريي مطابق پٽڙو حالت هيٺين خاصيتون ڏيکاري ٿو.

- پٽڙي جا ماليڪيول گئس وانگر بي ترتيب هوندا آهن.
- پٽڙي جي ماليڪيولن جي حرڪي توانائي گئسن جي توانائي کان گهٽ هوندي آهي.
- پٽڙي جا ماليڪيول حرڪت ڪرڻ لاءِ ڪافي آزاد هوندا آهن.
- پٽڙن جي ڪا مقرر صورت نہ ٿيندي آهي. پر هي ٿانءَ واري صورت اختيار ڪري وٺن ٿا.

- پڙن جو ٿهڪڻ پَد ٻاهرئين فضائي داٻ تي دارومدار رکي ٿو.
- پڙا مادا گهاٽا ٿيندا آهن ۽ گئسن وانگر سکڙجڻ قابل نہ هوندا آهن.


پڙوذرڙا هڪ ٻئي جي تمام
ويجهو هوندا آهن، تنهنڪري
آساني سان سکڙجندا نہ آهن.
شڪل 5.10



شڪل 5.9

پڙي جون خاصيتون (Properties of Liquids)

5.3.1 بخارجڻ (Evaporation)

شڪل 5.11

اهو مرحلو جنهن ۾ پڙو گئس جي حالت ۾ تبديل ٿئي ٿو ان کي بخارجڻ چئبو آهي. هي (Endothermic) عمل آهي جنهن ۾ گرمي جذب ٿيندي آهي.

مثال طور، ڪپڙن جو اُس ۾ سُڪڻ بخارجڻ جو عمل آهي. هن عمل ۾ پاڻي پڙي حالت مان گئس واري حالت ۾ تبديل ٿئي ٿو. جيئن هيٺ ڏجي ٿو.

بخارات (گئس) ⟵ (پڙو) پاڻي

پڙن جا ماليڪيول لڳاتار حرڪت ۾ رهندا آهن. هي هڪ ٻئي سان ٽڪرائيندا رهن ٿا پر سڀني ماليڪيولن ۾ هڪ جيتري حرڪي توانائي نہ هوندي آهي. اڪثر ماليڪيولن کي سراسري حرڪي توانائي هوندي آهي ۽ ڪجهہ کي سراسري کان وڌيڪ حرڪي توانائي هوندي آهي. اهي وڌيڪ حرڪي توانائي وارا ماليڪيول پڙي جي ماليڪيولن جي ڪشش جي زور تي غالب اچي وڃن ٿا ۽ سطح کان ٻاهر خارج ٿين ٿا. بخارجڻ جو عمل گرمي پَد سان سڌي نسبت رکي ٿو ۽ گرمي پَد ۾ اضافي سان هي عمل وڌي ويندو آهي.

بخارجڻ جو عمل ٿڌو ڪرڻ (ٺارڻ) وارو اثر (Cooling effect) آهي. ڇاڪاڻ تہ جڏهن گهٽي حرڪي توانائي وارا ماليڪيول بخار ٿي هوا ۾ خارج ٿي ويندا آهن تہ رهجي ويل ماليڪيولن جو گرمي پَد ڪري پوي ٿو. هن توانائي جي کوٽ کي پورو ڪرڻ لاءِ ماليڪيول آسپاس مان توانائي جذب ڪن ٿا. ان ڪري آسپاس جو گرمي پَد گهٽجڻ سبب ٿڌاڻ محسوس ٿيندي آهي.

بخارجڻ تي اثر انداز ٿيندڙ جزا (Factors Affecting Evaporation)

i. سطح جي پکيڙ: بخارجڻ جو سطح تي دارومدار آهي. سطح جي پکيڙ جيتري وڌيڪ هوندي بخارجڻ جو عمل اوترو وڌيڪ ٿيندو. مثال طور پيالي ۾ رکيل پاڻي وڏي ٽب ۾ رکيل پاڻي کان آهستي بخار ۾ تبديل ٿيندو آهي. چانهه جلد ٺارڻ لاءِ ساسر ۾ لاهيندا آهيون.

ii. گرمي پَد: بخارجڻ جي شرح گرمي پَد ۾ اضافي سان وڌي ويندي آهي. ڇاڪاڻ ته گرمي پَد حرڪي ماليڪيولي توانائي کي وڌائي ٿو جيڪو باهمي زورن تي غالب اچي تيزي سان بخار بڻجن ٿا. مثال طور ڪپڙا جهڙالي ڏينهن جي ڀيٽ ۾ تيز اُس ۾ جلدي سُڪي ويندا آهن.

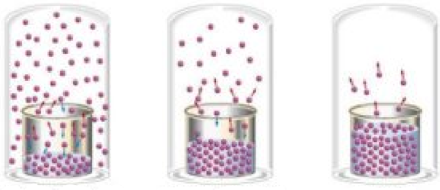
iii. ماليڪيولن جا باهمي زور: بخارجڻ جي شرح ماليڪيولن جي باهمي زورن گهٽجڻ سان وڌي ويندي آهي. جيڪڏهن ماليڪيولن جو باهمي زور وڌيڪ هوندو ته بخار ٿيڻ جو عمل اوترو گهٽ ٿيندو آهي. مثال طور، خوشبوئن ۾ ماليڪيولن جو باهمي زور پاڻي کان گهٽ ٿيندو آهي. تنهنڪري اها تيزي سان بخار تي پکڙجي ويندي آهي.

5.3.2 بخارن جو داٻ (Vapour Pressure)

بخارن جو داٻ ڪنهن خاص گرمي پَد تي ان جي خالص پاڻيٺ سان توازن ۾ هجي ته ان کي بخارن جو داٻ چئجي ٿو. توازن هڪ اهڙي حالت آهي جنهن ۾ بخار ٿيڻ جو شرح واپس پڻڙي ٿيڻ (عمل تڪثيف) (Condensation) جي شرح جي هوندي آهي.

پڻڙو ٿيڻ
پاڻياٺ ⇌ بخار
بخار ٿيڻ

بخارن جو داٻ بند سرشتي ۾ ٿيندو آهي. ڇاڪاڻ ته کليل سرشتي پڻڙي جا ماليڪيول بخار تي هوا ۾ ملي وڃن ٿا.



بخارجڻ | بخارجڻ جي شرح > واپس پڻڙو ٿيڻ جي شرح | بخارجڻ جي شرح = واپس پڻڙو ٿيڻ جي شرح

جڏهن بند سرشتي ۾ ڪنهن پاڻياٺ کي گرم ڪبو ته بخار ٿيڻ وارا ماليڪيول پاڻيات سطح تي گڏ ٿيڻ شروع ٿيندا آهن. بخار شروع ۾ آهستي پاڻيٺ ۾ واپس ٿين ٿا. اهو عمل ڪجهه دير ۾ تيزتي وجي ٿو تانجو بخارجڻ جي شرح ۽ واپس پاڻيٺ ٿيڻ جي شرح بئي برابر ٿي ٿا وڃن. انهيءَ وقت برابر تعداد ۾ ماليڪيول بخار ۽ پاڻيٺ ۾ تبديل ٿين ٿا. هن نقطي يا پَد تي لڳايل داٻ کي بخارن جو داٻ چئبو آهي. داٻ جي ايڪي کي پاري جي ملي ميٽر mm of Hg، ائٽما سفيئر atm، ٽار (Torr) يا نيوٽن في چورس ميٽر N/m^2 ۾ ڏيکاريو ويندو آهي.

بخارن جي داٻ تي اثر انداز ٿيندڙ جزا (Factors Affecting Vapour Pressure)

i. پٽڙي (پاٽياڻ) جي نوعيت: بخارن جو داٻ پٽڙي جي نوعيت تي دارومدار رکي ٿو. قطبي پٽڙن ۾ ساڳئي گرمي پد تي غير قطبي پٽڙن کان بخارن جو داٻ گهٽ هوندو آهي. هي انهيءَ ڪري ته قطبي پٽڙن ۾ ماليڪيولن جو باهمي زور مضبوط ۽ ٽهڪڻ پد وڌيڪ هوندو آهي. مثال طور، پاڻي (قطبي پٽڙو) جو پيٽرول (غير قطبي پٽڙي) کان بخارن جو داٻ گهٽ ٿيندو آهي.

ii. ماليڪيولي سائيز: بخارن جو داٻ ننڍن ماليڪيولن ۾ گهٽو ٿيندو آهي، ڇاڪاڻ ته ننڍا ماليڪيول آساني سان ٻاڦ تي وڃن ٿا ۽ وڌيڪ بخارن جو داٻ لڳائين ٿا. مثال طور هيگزين (C_6H_{14}) (Hexane) جو ماليڪيول ڊيڪين ($C_{10}H_{22}$) (Decane) ماليڪيول کان گهٽو ننڍو هوندو آهي. انهيءَ ڪري هيگزين (Hexane) تيزي سان بخار تي پوندو آهي ۽ گهٽو داٻ لڳائيندو آهي.

iii. گرمي پد: بخارن جو داٻ گرمي پد ۾ اضافي سان وڌي ويندو آهي. ماليڪيولن جي سراسري حرڪتي توانائي گرمي پد ۾ اضافي سان وڌي بخارن جي داٻ ۾ اضافي جو سبب ٿئي ٿو. مثال طور 0°C تي پاڻي جي بخارن جو داٻ 4.58mmHg جڏهن ته اهو 100°C تي 760mmHg تائين وڌي وڃي ٿو.

5.3.3 ٽهڪڻ پد (Boiling Point)

اهو گرمي پد جنهن تي پاٽيڻ جي بخارن جو داٻ ۽ فضائي داٻ برابر ٿين ٿا ان کي پاٽيڻ جو ٽهڪجڻ پد چئبو آهي. جڏهن پاٽيڻ کي گرم ڪبو ته ان سموري ۾ ٻڙٻڙا نهڻ شروع ٿي ويندا. اهي ٻربڙا بخارن جو داٻ رکندا آهن جيڪي پاڻي کان هلڪو هجڻ ڪري سطح تي چڙهي متي اچن ٿا ۽ ڦاٽي پون ٿا. ٻڙٻڙن ۾ بخارن جو داٻ فضائي داٻ جي برابر ٿيندو آهي. ٻڙٻڙا پاڻي جي سطح تي متي اچي ڦاٽي پون ٿا. اهو ظاهر ڪري ٿو ته پاڻي ٽهڪي رهيو آهي. ٽهڪڻ پد فضائي داٻ ڪري تبديل ٿيندو آهي.

ٽهڪڻ پد تي اثر انداز ٿيندڙ جزا (Factors Affecting Boiling Point)

i. فضائي داٻ: ٽهڪڻ پد فضائي داٻ سان سڌي نسبت رکي ٿو. ٽهڪڻ پد کي فضائي داٻ ۾ اضافو ڪرڻ سان وڌائي سگهجي ٿو. پريشر ڪوڪر جو ڪم ڪرڻ ان جو هڪ مثال آهي.

ii. پٽڙي جي نوعيت: ٽهڪڻ پد پٽڙي جي نوعيت تي پڻ دارومدار رکي ٿو. جيئن قطبي پاٽياڻ جو غير قطبي پاٽيڻن کان وڌيڪ ٽهڪڻ پد ٿيندو آهي. ڇاڪاڻ ته قطبي پاٽيڻن ۾ ماليڪيولن جو باهمي زور غير

جدول 5.2 ڪجهه عام پٽڙن جا ٽهڪڻ پد

سلسليوار نمبر	پاٽيڻ	ٽهڪڻ پد (0°C)
1	ڊائي ايٿائيل ايٿر	34.6
2	ايٿائيل الڪوحل	78.375
3	پاڻي	100
4	n- آڪٽين	125.6
5	ايسٽيڪ تيزاب	118
6	پارو	356
7	سلفيورڪ تيزاب	337
8	برومين	58.8

قطبي پاڻين کان وڌيڪ هوندو آهي. ڪجهه پاڻين جا ٽهڪڻ پد جدول 5.2 ۾ ڏنل آهن.
iii. ماليڪيولن جا باهمي زور: هي زور پاڻين جي ٽهڪڻ پد ۾ انتهائي اهم ڪردار ادا ڪن ٿا. اهي شيون جن جي ماليڪيولن جو باهمي زور مضبوط هوندو آهي. انهن جو ٽهڪڻ پد وڌيڪ ٿيندو آهي.

چاڪاڻ ته اهڙا پاڻيٺ وڌيڪ گرمي پد تي بخارن جي داٻ کي فضائي داٻ برابر تائين پهچائن ٿا.

5.3.4 برف پد (جمڻ جو درجو) (Freezing Point)

اهو گرمي پد جنهن تي پاڻيٺ جي بخارن جي داٻ ان جي نهري حالت بخارن جي داٻ جي برابر ٿئي. ان پد کي پاڻيٺ جو جمڻ پد (Freezing Point) چئبو آهي. هن گرمي پد تي پاڻيٺ ۽ نهرو ٻيئي متحرڪ توازن واري حالت ۾ گڏ رهندا آهن.

جمڻ تي اثر انداز ٿيندڙ جزا (Factors Affecting Freezing Point)

جمڻ پد، گرمي پد ۽ ماليڪيولن جي باهمي زورن تي دارومدار رکي ٿو. پيٺ ڪجي ته ماليڪيولن جا باهمي زور وڌي گرمي پد تي نهرو ناهڻ لاءِ انهن کي چڪي ملائين ٿا. ان سبب ڪري هي وڌيڪ جمڻ پد کي ظاهر ڪن ٿا. جڏهن ته گهٽ زورن وارا ماليڪيول گهٽ گرمي پد تي نهرا ٿي وڃن ٿا.

ڪجهه پاڻين جا جمڻ پد جدول 5.3 ۾ ڏنل آهن.

جدول 5.3 ڪجهه عام پاڻين جا برف پد

سلسليوار نمبر	پاڻيٺ	برف پد °C
1	بينزين	5.12
2	ايٿائيل الڪوحل	−114
3	پاڻي	0.0
4	ايسٽيڪ تيزاب	16.6
5	پارو	−38.83
6	سلفيورڪ تيزاب	10.6
7	برومين	−7.2

5.3.5 نفوذ وارو عمل (Diffusion)

ماليڪيولن جو سموري برتن ۾ پکڙجڻ نفوذ وارو عمل چئبو آهي. پاڻيٺ گئسن جي ڀيٽ ۾ آهستي پکڙجندا آهن.

جيئن ته پاڻيٺ ۾ ماليڪيول چڳن جي صورت ۾ هوندا آهن ۽ اهي ماليڪيولن جي باهمي زورن سان جهلي ٻڌل هوندا آهن. پاڻيٺ جا ماليڪيول لڳاتار حرڪت ۾ رهندا آهن. هي گهڻي ڳتيل جڳهه کان گهٽ ڳتيل جڳهن ڏانهن حرڪت ڪندا آهن ۽ ٻئي پاڻيٺ جي ماليڪيولن سان گڏجي هم جنس يا يڪسان ملاوت ناهين ٿا.

مثال طور، جڏهن مَس جا ڪجهه قطرا پاڻي سان ڀريل فلاسڪ (گهگهي) ۾ شامل ڪيا ويندا آهن ته ماليڪيول هر پاسي حرڪت ڪندا آهن ۽ ٿوري دير ۾ مَس پوري فلاسڪ ۾ پکڙجي ويندي. نفوذ وارو عمل شڪل 5.12 ۾ ڏيکاريو ويو آهي.

شڪل 5.12

نفوذ واري عمل تي اثر انداز ٿيندڙ جزا (Factors Affecting Diffusion)

i. ماليڪيولن جا باهمي زور: پاڻيٺ جي ماليڪيولن جا باهمي زور نهرن جي زور کان ڪمزور هوندا آهن. ان سبب ڪري نهرن جي پيٽ ۾ پٽڙن جا ماليڪيول تيزي سان نفوذ ڪن ٿا، پر گئس ۾ ماليڪيول پٽڙن کان بہ تيزي سان پکڙجن ٿا.

ii. ماليڪيولي سائيز: نفوذ وارو عمل، ماليڪيولن جي سائيز تي دارومدار رکي ٿو. وڏن ماليڪيولن کان ننڍا ماليڪيول وڌيڪ تيزي سان پکڙجندا آهن. مثال طور، پاڻي ۾ نفوذ وارو عمل الڪوحل کان گهٽ ٿيندو آهي.

iii. ماليڪيولي ساخت: بي ڊولا ماليڪيول آهستي پکڙجندا آهن، جڏهن تہ باقاعدي شڪل وارا تيزي سان پکڙجندا آهن، ڇاڪاڻ تہ هي آساني سان هڪٻئي مٿان ترڪي تيزيءَ سان حرڪت ڪندا آهن.

iv. گرمي پَد: هي عمل گرمي پَد ۾ اضافي سان وڌي ويندو آهي. ڇاڪاڻ تہ وڌي گرمي پَد سبب ماليڪيولن جو باهمي زور ڪمزور ٿي پوي ٿو ۽ ماليڪيولن جي حرڪي توانائي ۾ اضافو ٿي وڃي ٿو.

5.3.6 حرڪت پذيري (Mobility)

ماليڪيولن جي آزادي سان حرڪت ڪرڻ جي قابليت کي حرڪت پذيري چئبو آهي. پاڻيٺ ۾ ماليڪيول آزادي سان حرڪت ڪندا رهندا آهن. انهيءَ حرڪت سبب پاڻيٺ وهي سگهي ٿو.

حرڪت پذيريءَ تي اثر انداز ٿيندڙ سبب (Factors Affecting Mobility)

i. گرمي پَد: گرمي پَد ۾ اضافي سان حرڪت پذيري وڌي ويندي آهي. جڏهن پاڻيٺ جو گرمي پَد وڌندو آهي تہ ماليڪيولن جي حرڪت ۾ ان سبب اضافو ٿيندو آهي.

ii. ماليڪيولن جو باهمي زور: ماليڪيولن جي باهمي زور گهٽ ٿيڻ سان حرڪت پذيري وڌندي آهي. جنهن پاڻيٺ ۾ ماليڪيولن جا باهمي زور مضبوط آهن. اهي گهٽ حرڪت پذيري ڏيکارين ٿا.

5.3.7 گھاٽائي (Density)

مايو في ايڪي مقدار ڀاڻيٽ جي گھاٽائي سڏجي ٿي. ڀاڻيٽ گئسن کان وڌيڪ گھاٽا هوندا آهن ڇو ته ڀاڻيٽ ۾ ماليڪيول ويجها ڳتيل هوندا آهن ۽ ماليڪيولن جي وچ ۾ فاصلو تمام گھٽ هوندو آهي. جيئن ته ڀاڻيٽ جي ڳتيل ماليڪيولن ۾ باهمي زور مضبوط هوندو آهي ان ڪري هي آساني سان پڪڙجي نه سگھندا آهن ۽ مقرر **حجم** رهندو اٿن. گھاٽائي کي هن مساوات سان ڏيکارجي ٿو.

$$D = \frac{M}{V} \qquad (M = \text{مايو}، V = \text{مقدار})$$

گھاٽائي تي اثر انداز ٿيندڙ سبب (Factors Affecting Density)

i. گرمي پد: ڀاڻيات جي گھاٽائي گرمي پد ڪري ٿورو متاثر ٿئي ٿي. جيئن گرمي پد ۾ اضافي سان ڀاڻيات جو مقدار وڌي ٿو جنهن جي ڪري گھاٽائي گھٽجي ٿي مختلف گرمي پد تي پاڻي جي گھاٽائي هيٺ جدول 5.4 ۾ ڏنل آهي.

جدول 5.4 مختلف گرمي پد تي پاڻي جي گھاٽاڻ

گھاٽائي (g/cm^3)	T (°C)
0.99984	0
0.99565	30
0.98320	60
0.96535	90

ii. **داٻ**: ڀاڻيٽ تي داٻ جو اثر ٿورو پوندو آهي. ڀاڻيٽ تي داٻ ۾ اضافو گھاٽائي کي وڌائي ٿو، پر ڀاڻيٽ کي سڪوڙي نه ٿو سگھجي ان سبب گھاٽائي ۾ تبديلي نه هئڻ برابر ٿيندي آهي.

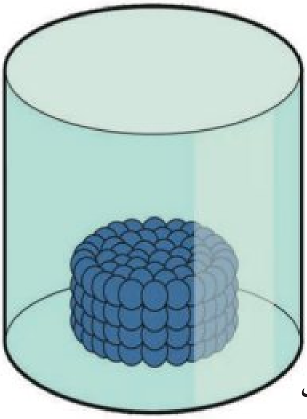
آزمائشي سوال

- جو گرمي پد ۾ اضافو بخارجڻ ۾ واڌاري جو سبب بڻجي ٿو؟
- جو ڀاڻيٽ ۾ نفوذ واري عمل جي شرح گئسن کان گھٽ ٿيندو آهي؟ مثالن جي مدد سان واضح ڪريو.
- ڪنهن بند سرشتي ۾ ڀاڻيات ۾ بخارن جي داٻ ۾ توازن واري حالت ڪيئن ٿيندي آهي؟
- فضائي داٻ ڪنهن شيءِ جي ٽهڪڻ پد تي ڪيئن اثر انداز ٿئي ٿو؟

5.4 نهرو حالت (Solid State)

نهرن کي مقرر مايو ۽ مقرر مقدار ٿيندو آهي. نهرن ۾ ماليڪيول هڪ ٻئي سان ڳتيل هوندا آهن ۽ هنن جي وچ ۾ وٿي نه هئڻ جي برابر هوندي آهي. حرڪي ماليڪيولي نظرئي مطابق نهري حالت هيٺيون خاصيتون ڏيکاري ٿي.

- نهرن ۾ ماليڪيول ڪشش جي مضبوط زور سبب تمام ويجها ڳتيل هوندا آهن.
- ماليڪيول آزادي سان حرڪت نه ڪري سگهندا آهن.
- ماليڪيول پنهنجي جڳهه تي لرزش ڪري يا ڦري سگهن ٿا.
- نهرن کي مخصوص صورت ۽ مخصوص **حجم** هوندو آهي.
- خالص نهرن جو رجڻ پد مخصوص ٿيندو آهي.



شڪل 5.13

نهري جون خاصيتون (Properties of Solid)

5.4.1 رجڻ پد (Melting Point)

اهو گرمي پد جنهن تي نهرو رجڻ شروع ڪري ۽ ساڳئي وقت پڻ ٻڙي حالت سان توازن ۾ رهي ان کي رجڻ پد چئبو آهي. جڏهن گرمي پد وڌندو آهي ته ماليڪيولن جي حرڪي توانائي وڌندي آهي. جڏهن نهري کي لڳاتار گرم ڪبو رهبو ته ماليڪيول پنهنجي مقرر جڳهه ڇڏڻ لڳندا ۽ حرڪت ۾ اچي ويندا. هن درجي تي نهرو رجڻ شروع ٿيندو آهي. مختلف نهرن جا رجڻ پد جدول 5.5 ۾ ڏنل آهن.

جدول 5.5 نهرن جا رجڻ پَد

سلسليوار نمبر	نهرو	رجڻ پَد °C
1	کنڊ	185
2	چاڪليٽ	36
3	پارو	−38.83
4	سوڊيم ڪلورائيڊ	801
5	پاڻي	0

5.4.2 سختي (Rigidity)

نهرن ۾ ماليڪيول هڪبئي سان ڳتيل هئڻ ڪري متحرڪ نہ هوندا آهن. هي فقط پنهنجي جاءِ تي لرزش ڏيکارين ٿا. تنهنڪري، نهرا بناوت ۾ سخت هوندا آهن.

5.4.3 گهاٽائي (Density)

نهرا خاص طور تي پاڻيٺ ۽ گئسن کان وڌيڪ گهاٽا هوندا آهن. نهري جا ماليڪيول گهٽي باهمي زور ڪري هڪ ٻئي سان تمام مضبوطي سان ڳتيل ٿيندا آهن. هن سبب ڪري مادي جي ٽنهي حالتن مان نهرن جي گهاٽائي گهڻي ٿيندي آهي. ڪجھ گهاٽائي جا مقدار جدول 5.6 ۾ ڏيکاريل آهن.

جدول 5.6 نهرن جي گهاٽائي

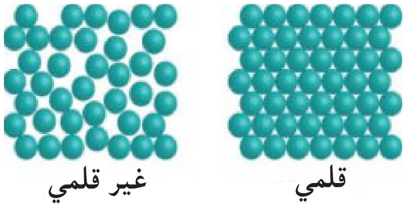
سلسليوار نمبر	نهرو	گهاٽائي (g/cm^3)
1	ايلومينيم	2.70
2	لوهہ يا آئرن	7.86
3	سون يا گولڊ	19.3
4	سوڊيم ڪلورائيڊ	2.16
5	کنڊ يا شگر	1.59

5.5 نهرن جا قسم (Types of Solids)

نهرن جي ماليڪيولن جي ترتيب جي بنياد تي درجه بندي ڪئي ويئي آهي. نهرن جا ٻه قسم ٿيندا آهن جيڪي هي آهن.

i. قلمي نهرا (Crystalline Solids)

ii. غير قلمي نهرا (Amorphous Solids)



شڪل 5.14

5.5.1 قلمي نهرا (Crystalline Solids)

اهي نهرا جنهن ۾ ماليڪيول مخصوص ٽه طرفي (Three dimensional) جيوميٽريڪل (Geometrical) نقشن واري ترتيب ۾ ٿيندا آهن. انهن کي قلمي نهرا چئبو آهي. نهرن ۾ ترتيب وارا ماليڪيول ٻه رُخي سطح ۾ بند ٿيل هوندا آهن. ان کي مُهڙ (Faces) چئبو آهي. جيڪي خاص ڪُنڊ تي هڪ ٻئي کي ڪپين ٿا. قلمن جا رجڻ پَد مخصوص ٿيندا آهن. لوڻ (Sodium Chloride) ۽ هيرو (Diamond) قلمي نهرن جا عام مثال آهن.

شڪل 5.15 عام لوڻ

شڪل 5.16 هيرو (Diamond)

5.5.2 غير قلمي نهرا (Amorphous Solids)

اهي نهرا جنهن ۾ ماليڪيول جيوميٽريڪل نقشن واري ترتيب ۾ نه ٿيندا آهن. انهن کي غير قلمي نهرا چئبو آهي. هنن جو رجڻ پَد مخصوص نه ٿيندو آهي، پلاسٽڪ، ربڙ ۽ شيشو غير قلمي نهرن جا عام مثال آهن.

شڪل 5.17

غير قلمي ۽ قلمي نهرن ۾ فرق (Difference between Amorphous and Crystalline Solids)	
قلمي نهرا	غير قلمي نهرا
هنن کي مخصوص جاميٽري شڪل هوندي آهي.	هنن کي مخصوص جاميٽري شڪل نہ هوندي آهي.
هن جو رجڻ پَد مخصوص هوندو آهي.	هنن نهرن جو رجڻ پَد مخصوص نہ هوندو آهي.
قلمي نهرا غير هم طرفي (Anisotropic) ٿيندا آهن.	غير قلمي نهرا هم طرفي (Isotropic) ٿيندا آهن.
قلمي نهرا هم شڪل (Symmetrical) ٿيندا آهن.	غير قلمي نهرا غير هم شڪل (Unsymmetrical) ٿيندا آهن.
قلمي نهرا مقرر چير واري مهڙ (Cleavage Plane) تي خاص رُخ ۾ هڪ جهڙي شڪل جي ننڍن ٽڪرن ۾ ٽٽي پوندا آهن.	غير قلمي نهرا مخصوص رخ تي نہ ٽٽي پوندا آهن.

5.6 ٻهروپيت (Allotropy)

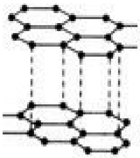
ڪنهن عنصر جو هڪ کان وڌيڪ قلمي شڪل ۾ موجودگي کي ٻهروپيت چئبو آهي. عنصرن جي انهن شڪلين کي ٻهروپ (Allotropic Forms) سڏبو آهي. هي تڏهن واقع ٿيندو جڏهن عنصرن جا ائٽم هڪ ٻئي سان مختلف طريقن ۾ جڙيل هجن. ائٽمن جي وچ ۾ ٻاندن جي جدا جدا ترتيب طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتن سان الڳ شڪل تشڪيل ڏين ٿا. صرف ڪجهه عنصر جيئن سلفر، فاسفورس، ڪاربان ۽ ٽين ٻهروپيت ڏيکارين ٿا.

مثال طور، ڪاربان جي ٻهروپ ۾ شامل

- هيرو (Diamond) جنهن ۾ ڪاربان جا ائٽم چئن ڪنڊن واري قلمي ترتيب ۾ هوندا آهن.

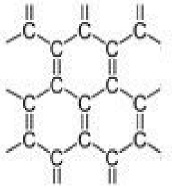
شڪل 5.18 ڊائمنڊ

- گريفائيٽ (Graphite)، جتي ڪاربان جا ائٽم ڇهه طرفي قلمي شيٽ ۾ هڪ ٻئي سان مليل هوندا آهن.



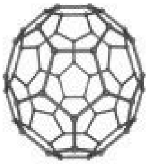
شڪل 5.19 گريفائيٽ

- گرئفين (Graphene)، هي گريفائيٽ جي اڪيلي شيٽ تي مشتمل هوندو آهي.



شڪل 5.20 گرئفين

- فليرنس (Fullerenes)، جتي ڪاربان جا ائٽم گولي، سئلينڊر يا بيضوي شڪل جي بناوت ۾ هڪ ٻئي سان مليل هوندا آهن.



شڪل 5.21 فليرنس

5.7 پلازما حالت (Plasma State)

وليم ڪروڪس (William Croockes)، مادي جي چوٿين حالت جي پلازما طور سڃاڻپ ڪئي، هن ڏٺو ته گئس کي اضافي توانائي ڏيڻ سان ڪجهه اليڪٽران پنهنجي ائٽمن کي ڇڏي ڏنو هو ۽ آيونائيزيشن سان واڌو ۽ ڪاٽو آئن نهيا هئا. پلازما ۾ هي چارج وارا ذرڙا برقي ۽ مقناطيسي ميدان ۾ انتهائي گهٽو عامل هئا. جيڪڏهن پلازما گرمي خارج ڪري ته آئن وري ساڳي گئس جي صورت وٺن ٿا.

شڪل 5.22

ان جو مطلب تہ پلازما برقي چارج وارن ذرڙن جو خاصو تعداد رکندڙ مادي جي هڪ منفرد حالت آهي جيڪا ان جي برقي خاصيتن ۽ ورتاءُ جو تعين ڪن ٿا. روزاني زندگي ۾ ان جا ڪجهہ مثال جيئن هيٺ آهن.

- ڪنوڻ چمڪڻ سان قدرتي پلازما ٺهندي آهي.
- پلازما جي مصنوعي استعمالن ۾ چمڪندار بلب ۽ نيون سائن بورڊ شامل آهن.
- ٽيليويزن جي پردي ۽ ڪمپيوٽر جي اسڪرين ۾ پلازما استعمال ڪئي ويجي ٿي.
- پلازما وارا فانوس ٻارن جي رانديڪن ۽ ڪمري جي سجاوٽ ۾ استعمال ڪيا وڃن ٿا.
- سائنسدان پلازما سان فيوزن (Fusion) وسيلي بجلي تيار ڪرڻ جا تجربا ڪري رهيا آهن، جيڪو عام رواجي جوهري بجلي گهر کان وڌيڪ بهتر، محفوظ ۽ گهٽ تابڪار هوندو.

شڪل 5.23

5.8 بوز آئنسٽائن ڪنڊينسيٽ (Bose Einstein Condensate- BEC)

ستيندرا بوز (Satyendra Bose) ۽ البرٽ آئنسٽائن (Albert Einstein) ٻن سائنسدانن 1920ع ۾ مادي جي هڪ ٻي حالت کي دريافت ڪيو هو پر هنن وٽ تجربيگاهہ وارو ساز ۽ سامان ۽ سهولتون نہ هئڻ سبب ان وقت ٿي هن کي حاصل ڪري نہ سگهيا هئا. ان کان پوءِ ٻن ٻين سائنسدانن ايرڪ ڪارنيل (Eric Cornell) ۽ ڪارل وائمين (Carl Weiman) 1995ع ۾ مادي جي هڪ حالت بوز آئنسٽائن ڪنڊينسيٽ (BEC) طور تجويز ڪيو هو.

هنن دريافت ڪيو تہ جيئن پلازما انتهائي گرم (Super Hot) ۽ انتهائي جوش وارا (Super Excited) ائٽم آهن. ائين ئي ان جي بلڪل ابتڙ بوز آئنسٽائن ڪنڊينسيٽ ۾ ائٽم آهن هي انتهائي ٿڌا (Super Cold) ۽ انتهائي بغير جوش وارا (Super Unexcited) ائٽم آهن.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

مطلق صفر اهو درجہ حرارت آهي. جتي سمورريون آئٽي سرگرميون نظرياتي طورتي بند ٿي وڃن ٿيون.

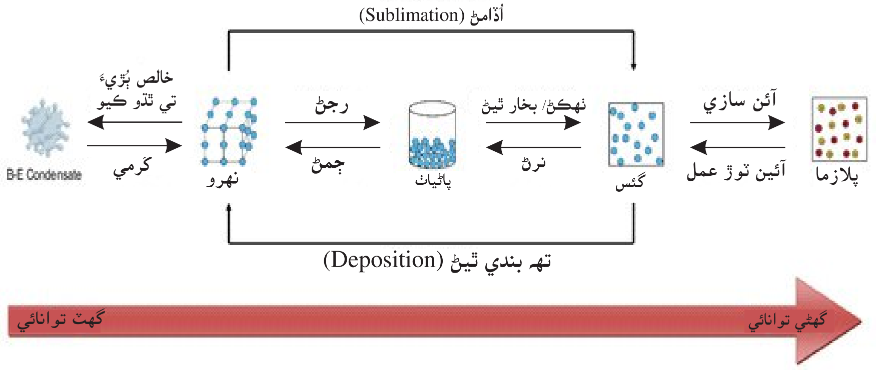
اچو تہ پهرئين نرڙ جي وضاحت ڪريون. جڏهن تمام گهٽا گئس جا ماليڪيول هڪٻئي جي ويجهو گڏ ٿي پاڻيٿ ناهين تا ان کي عمل تڪثيف (Condensation) چئبو آهي. هي سڀ توانائي جي خارج ٿيڻ سبب واقع ٿيندو آهي. گئسون اصل ۾ جوش وارا (Excited) يا توانائي وارا (Energetic)

ائتم آهن. جڏهن اهي توانائي خارج ڪن ٿا، اهي آهستي تي گڏجڻ شروع ٿين ٿا. اهي تانجو هڪ ڦڙي ۾ سمائجي سگهن ٿا.

مثال طور، جڏهن توهان پاڻي کي گرم ڪريو ٿا، ٻاڦ جي صورت ۾ پاڻي ذرڙا، ٿانوءَ جي ڍڪ تي گڏ (Condense) ٿي پوندا آهن. بخار ٿڌو ٿيڻ تي ٻيهر پاڻيٺ (Condensate) ٿي پوي ٿو.

بي. اِي. سي (BEC) انتهائي گهٽ گرمي پَد تي حاصل ٿيندو آهي. جڏهن اسان گرمي پَد کي مطلق ٻُڙي (Absolute Zero) ڪندا آهيون، ماليڪيولن جي حرڪت توانائي جي ڪوٽ سبب مڪمل رڪجي وڃي ٿي ۽ ائٽم جو ڍڳ يا بوز آئنسٽائن ڪنڊنسيٽ (BEC) حاصل ٿئي ٿو. عام طور اسان هن حالت جو مشاهدو نه ٿا ڪري سگهون. ڇاڪاڻ ته عام تجربيگاهه ۾ ايتري گهٽ گرمي پَد تي پهچڻ انتهائي ڏکيو آهي.

چا توهان کي خبر آهي؟



اختصار

- مادي جون حالتون نهرو، پنڙو، گئس، پلازما ۽ بوز آئنسٽائين ڪنڊينسيٽ (BEC) آهن.
- حرڪي ماليڪيولي جو نظريو بيان ڪري ٿو ته سڀ مادا باريڪ ذرڙن جا ٺهيل هوندا آهن، جيڪي لڳاتار بي ترتيب حرڪت ۾ رهندا آهن.
- نهرن کي مقرر صورت ۽ مقرر مقدار ٿيندو آهي. هنن کي سُڪيڙي نه ٿو سگهجي.
- پاڻيٺ (پنڙي) کي مقرر صورت نه هوندي آهي. هنن جو مقرر مقدار ٿيندو آهي ۽ آساني سان سڪيڙي نه ٿو سگهجي.
- گئسن ۾ مقرر صورت يا مقدار نه ٿيندا آهن. هنن کي سڪيڙي سگهجي ٿو.

- بوائل جو قانون بيان ڪري ٿو ته ڪنهن گئس جي مليل مايي جو مقدار، مستقل گرمي پد تي داٻ سان ابتي نسبت رکي ٿو.
- چارلس جو قانون بيان ڪري ٿو ته ڪنهن گئس جي مليل مايي جو مقدار، مستقل داٻ تي، مطلق گرمي پد سان سڌي نسبت رکي ٿو.
- نفوذ وارو عمل، گئس يا ٻين گئسن جو سموري جاءِ ۾ پکيڙجي وڃڻ آهي. گئسون تيزي سان پکڙجنديون آهن.
- نيڪال وارو عمل (Effusion) گئس ماليڪيولن جو باريڪ سوراخ مان خارج ٿيڻ جو عمل آهي.
- بخار جو لڳايل داٻ ڪنهن خاص گرمي پد تي ان جي خالص پاڻيٺ سان توازن ۾ هئڻ تي بخار جو داٻ چئبو آهي.
- اهو گرمي پد جنهن تي پاڻيٺ جو بخار وارو داٻ فضائي داٻ جي متوازن ٿئي ان کي پاڻيٺ جو ٽهڪڻ پد سڏبو آهي.
- پاڻيٺ جي گهاٽائي مايو في ايڪي مقدار تي دارومدار رکي ٿي. گرمي پد ۽ دٻاءَ ان تي اثر انداز ٿيندا آهن.
- اهو گرمي پد جنهن تي نهرو رجڻ شروع ڪري ۽ پاڻيٺ حالت سان گڏيل توازن ۾ موجود هجي ته ان کي رجڻ پد سڏبو آهي.
- پاڻيٺ جو ڄمڻ پد اهو گرمي پد آهي جنهن تي پاڻيٺ حالت تي بخارن جو داٻ نهري جي بخارن جي داٻ برابر ٿئي ٿو.
- نهرا جسم پٽرن کان سخت ۽ گهاٽا ٿيندا آهن ۽ نهرا قلمي ۽ غير قلمي هوندا آهن.
- قلمي نهرن کي ته رخي نقشي ۾ ماليڪيولن جي مخصوص ترتيب ٿيندي آهي. هنن جو مخصوص رجڻ پد ٿيندو آهي.
- نهرن جي مختلف طبعي صورتن ۾ هئڻ کي ٻهروپ چئجي ٿو.
- پلازما ۾ ائٽم انتهائي گرم ۽ انتهائي جوش وارا ٿيندا آهن.
- بوز آئنسٽائين ڪنڊينسيٽ (BEC) ۾ ائٽم انتهائي ٿڌا ۽ انتهائي ساڪن ٿيندا آهن.

مشق

ڀاڱو (الف): صحيح جوابن جي چونڊ ڪريو.

صحيح جواب تي (✓) جو نشان لڳايو.

1. هيٺ ڏنل ڪهڙي گئس تيزي سان پکڙجندي آهي؛

(الف) هائڊروجن (ب) ڪلورين (ج) فلورين (د) هيليم

2. پاڻيٺ جي بخارن جو داٻ ڪري وڃي ويندو آهي:
(الف) داٻ جي اضافي سان (ب) گرمي پد جي اضافي سان
(ج) ماليڪيولن جي باهمي زورن جي اضافي سان
(د) ماليڪيولن جي قطبيت ۾ اضافي سان
3. جمڻ پد ان تي منحصر آهي:
(الف) پاڻيٺ جي نوعيت (ب) دٻاءُ
(ج) گرمي پد (د) مقدار
4. هڪ ائٽماسفيئر جو داٻ برابر آهي:
(الف) 10325 پاسڪل (ب) 106075 پاسڪل
(ج) 10523 پاسڪل (د) 101325 پاسڪل
5. هيٺ ڪهڙو طبعي مقدار رجڻ پد تي اثر انداز نہ ٿو ٿئي:
(الف) ماليڪيولن جو باهمي زور (ب) ٻاهريون دٻاءُ
(ج) پاڻي جي ابتدائي گرمي پد (د) پاڻيٺ جي نوعيت
6. پاڻيٺ جي حرڪت پذيري ________ کان گهٽ ٿيندي آهي:
(الف) نهري (ب) گئسي
(ج) پلازما (د) بوز آئنسٽائن ڪنڊينسيٽ
7. هيٺ ڄاڻايل نهرن ۾ ڪنهن جو رجڻ پد مخصوص ٿيندو آهي:
(الف) پلاسٽڪ (ب) رٻڙ (ج) شيشو (د) هيرو
8. هنن مان ڪهڙو مادو سيني کان هلڪو ٿيندو آهي:
(الف) نهرو (ب) پنڙو (ج) گئس (د) پلازما
9. بخارجڻ جي عمل ۾ پاڻيٺ جا ماليڪيول پاڻيٺ جي سطح ڇڏي وڃن ٿا، ڇاڪاڻ تہ:
(الف) توانائي گهٽ هوندي آهي (ب) توانائي وچٿري هوندي آهي
(ج) توانائي گهڻي هوندي آهي (د) ڪابہ نہ
10. گئسن جي گهاٽائي وڌي ٿي وڃي جڏهن:
(الف) داٻ ۾ اضافو ٿئي ٿو (ب) گرمي پد ۾ اضافو ٿئي ٿو
(ج) مقدار ۾ اضافو ٿئي ٿو (د) ڪوبہ نہ

ڀاڱو (ب): مختصر سوال

1. ٻهروپيت (Allotropy) جي مثالن سان تعريف بيان ڪريو؟
2. نيڪال وارو عمل (Effusion) ڇا آهي؟ مثالن ڏيئي سمجهايو؟
3. هيٺين جي وصف ڏيو.
ٽهڪڻ پد، رجڻ پد، جمڻ پد

4. گھاٽائي ڇا آهي؟ گرمي پد ۽ داٻ، گھاٽائي تي ڪيئن اثر انداز ٿيندا آهن؟
5. پلازما جي روزاني زندگي جي مثالن سان وضاحت ڪريو؟
6. دليل ڏيئي ثابت ڪريو ته بوز آئنسٽائين ڪنڊينسيٽ انتهائي ٿڌو ۽ انتهائي غير جوش وارو مادو آهي؟
7. ڪيئن حرڪي ماليڪيولي نظريو مادي جي حالتن ۾ فرق ظاهر ڪري ڏيکاري ٿو؟

ڀاڱو (ج): تفصيلي سوال

1. پاڻيَن ۾ بخارجڻ جي عمل جي خاصيت سمجهايو؟ بخارجڻ جي عمل ۾ ڪهڙا سبب اثر انداز ٿيندا آهن؟
2. بوائل جو قاعدو ڪي مثال ڏيئي واضح ڪريو؟
3. قلمي ۽ غير قلمي نهرن جي وچ ۾ فرق لکي ڏيکاريو؟
4. چارلس واري قاعدي جي تعريف ۽ تفصيل ۾ بيان ڪريو؟
5. پاڻيَن ۾ نفوذ وارو عمل واضح ڪريو؟ هن تي جيڪي سبب اثر ڪن ٿا اهي ٻڌايو؟
6. ڪيئن رجڻ پد تي مختلف سبب اثر ڪن ٿا؟
7. بخارن جو داٻ بيان ڪريو ۽ واضح ڪريو ته اهو صرف بند سرشتي ۾ ئي واقع ٿيندو آهي؟

ڀاڱو (د): حسابي سوال

1. هيٺين ايڪن ڪي مٽايو.

(الف) 100°C کي K ۾ (ب) 150°C کي K ۾

(ج) 750K کي °C ۾ (د) 170K کي °C ۾

2. ڪنهن مليل گئس جي مقدار کي مستقل داٻ تي رکندي 90.5 کان $120cm^2$ تائين وڌائي گھربل آهي. جيڪڏهن ابتدائي گرمي پد 33°C آهي ته آخري گرمي پد ڇا ٿيندو؟
3. ڪنهن گئس جو 78ml مستقل داٻ تي 35°C کان 80°C تائين گرم ڪيو وڃي ٿو، ان جو آخري مقدار ڇا ٿيندو؟
4. معياري گرمي پد (0°C) ۽ دٻاءُ (1 atm) تي ڪا گئس $40.0dm^3$ جڳهه والاري ٿي. مستقل گرمي پد تي جڏهن داٻ 3 atm وڌائجي ته نئون مقدار ڇا ٿيندو؟
5. گئس جي $800\ cm^3$ مقدار کي 750 mm دٻاءُ تي بند رکيو ويو آهي. جيڪڏهن مقدار کي $250\ cm^3$ تائين گھٽايو وڃي ته داٻ ڪيترو ٿيندو؟
6. گئس جي ڪنهن نموني جو داٻ 8 atm ۽ مقدار 15 لٽر آهي. جيڪڏهن داٻ کي 6 atm تائين گھٽ ڪيو وڃي ته مقدار ڇا ٿيندو؟

باب
6

ڳارَ (Solutions)

Time Allocation

Teaching periods	= 12
Assessment period	= 3
Weightage	= 12

مکيہ تصورات (Major Concepts)

6.1 ڳار(Solutions)، پاڻيني ڳار (Aqueous Solutions)، ڳرندڙ (Solute) ۽ ڳاريندڙ (Solvent)
6.2 رچيل (Saturated)، اڻ رچيل (Unsaturated)، سرس رچيل (Super Saturated) ڳارون ۽ ڳارن جي ڇدائي (Dilution of Solutions)
6.3 ڳارن جا قسم
6.4 ڳار جي قوت يا گھاٽاڻ (Concentration) جا ايڪا
6.5 ڳرڻ پذيري (Solubility)
6.6 ڳار، اڻ ڳريل (Suspension) ۽ نرم مادو (لسونت) (Colloids) جي ڀيٽ

شاگردن جي سکيا جا حاصلات (Students Learning Outcomes)

هن باب سکڻ بعد شاگرد:

- اصطلاحن: ڳار، آبي ڳار، ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جي مثالن سان تعريف ڪري سگھندا.
- رچيل، اڻ رچيل ۽ سرس رچيل ڳارن جي وچ ۾ فرق کي بيان ڪري سگھندا.
- ڳارن (گئس ۾ گئس، گئس ۾ پاڻيٺ ۽ گئس ۾ نهرو) جو نهڻ بيان ڪري سگھندا.
- ڳارن (پاڻيٺ ۾ گئسن، پاڻيٺ ۾ پاڻيٺ ۽ پاڻيٺ ۾ نهرو جو نهڻ بيان ڪري سگھندا.
- ڳارن (نهري ۾ گئسن، نهري ۾ پاڻيٺ، نهري ۾ نهرو جو نهڻ بيان ڪري سگھندا.
- ڪنهن ڳار جي گھاٽائي (Concentration) جو مطلب واضح ڪري سگھندا.
- موليرٽي جي وصف ڏيئي سگھندا.
- ڳار في سيڪڙو جي تعريف بيان ڪري سگھندا.
- ڳار جي موليرٽي (Molarity) جي حوالي سان سوال حل ڪري سگھندا.
- ڪنهن خاص موليرٽي جو ڳار ڪيئن تيار ٿيندو آهي اهو بيان ڪري سگھندا.
- گھاتي ڳار مان ڄاڻايل موليرٽي وارو ڇدو ڳار تيار ڪري سگھندا.
- ڳار جي موليرٽي ۽ ان جي گھاٽائي (g/dm^3 ۾) جي وچ ۾ متاستا ڪري سگھندا.
- ڪنهن شيءِ جو هڪ ٻئي ۾ ڳرڻ پذيري جي اڳڪٿي لاءِ قاعدو (هڪجهڙو هڪجهڙي کي ڳاري ٿو) استعمال ڪري سگھندا.
- لسونت (Colloids) ۽ اڻ ڳريل (Suspensions) جي تعريف ڏيئي سگھندا. ڳارن، اڻ ڳريلن ۽ لسونت جي وچ ۾ فرق ڪري سگھندا.

تعارف (Introduction)

ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جي يڪسان ملاوت کي ڳار چئبو آهي. ڳارَ اسان جي چوڌاري هر هنڌ موجود آهن. اسان جي چوڌاري ڪوڙ ساريون شيون جيئن ڪير جو گلاس، دوائون، رت، مٺ (Alloy)، ڳاسليٽ، نل جو پاڻي، رڌ پچاءُ وارا ٿانوءَ ۽ جراحي جا اوزار وغيره اهي سڀ ڳارن جا مثال آهن. ٻوٽن جو زمين مان جذب ڪيل غذائي شيون پڻ ڳارن جا مثال آهن. اسان جيڪو کاڌو کائون ٿا اهو ڳارن جي مدد سان اينزائيم (Enzymes) سان ملي ٿو. ڪيميائي عمل اڪثر ڳارن ۾ واقع ٿيندا آهن. هي سڀ ڳارن جي موجودگي ۽ سهاري سان ممڪن ٿيندا آهن.

هن باب ۾ اسان ڳارن، ڳار جي قسمن، اڻ ڳريل ۽ لسونت جي ڀيٽ ۾ اڀياس ڪنداسين.

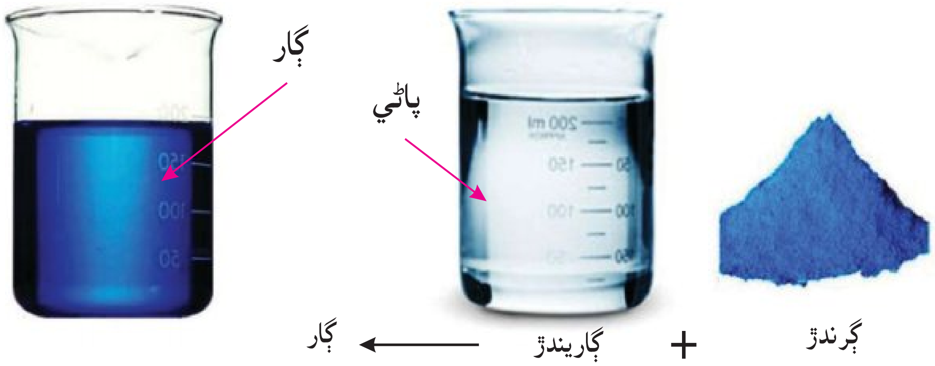
6.1 ڳار، آبي ڳار، ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ (Solution, Aqueous Solution, Solute and Solvent)

6.1.1 ڳار (Solution)

ٻه يا ٻن کان وڌيڪ شين جي هڪڙي حالت ۾ يڪسان ملاوت کي ڳار چئبو آهي. ڳار مادي جي ٽنهي حالتن ۾ موجود رهندو آهي. نهري ڳار جو هڪ مثال (جست جو ڪاپر ۾ ڳرڻ آهي) پاڻيٺ ڳار جو مثال پاڻي ۾ ڪنڊ ۽ گئس جو ڳار هوا جنهن ۾ اسان ساهه کڻون ٿا. هوا آڪسيجن، نائٽروجن، ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ وغيره گئسن جي نهيل آهي.

6.1.2 پاڻيني ڳار (Aqueous Solution)

پاڻياني ڳار پاڻي ۾ شين جي ڳري وڃڻ سان حاصل ٿيندو. لفظ اڪُئس (Aqueous) لاطيني لفظ ايڪئا (Aqua) مان اخذ ڪيو ويو آهي. جنهن جو مطلب پاڻي آهي. پاڻي ۾ ڪنڊ، لوڻ ۽ تيزاب وغيره پاڻياني ڳار جا مثال آهن. پاڻياني ڳار ۾ پاڻي گهڻي مقدار ۾ ٿيندو آهي ۽ ڳاريندڙ (Solvent) طور ورتو ويندو آهي.



شڪل 6.1 ڳار جو تيار ٿيڻ

6.1.3 ڳرندڙ (Solute)

ڳار جا اهي جزا جيڪي هميشه ٿوري مقدار ۾ موجود هوندا آهن ان کي ڳرندڙ (Solute) چئبو آهي. ڳار ناهڻ لاءِ ڳرندڙ کنهن ڳاريندڙ ۾ حل ٿي ويندو آهي. روزاني زندگي ۾ ڳرندڙ جو مثال پاڻي ۾ کنڊ آهي. ڳرندڙ کنڊ آهي ۽ ڳاريندڙ پاڻي آهي. ڳار ۾ ٻن کان مٿي ڳرندڙ به ٿي سگهن ٿا. مثال طور کولڊڊرنڪ ۾ کنڊ، لوڻ ۽ ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ ڳرندڙ آهن ۽ پاڻي ڳاريندڙ آهي. هڪ ٻئي مثال تي غور ڪريو، هوا ڪيترن ئي گئسن جيئن نائٽروجن، ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ، آڪسيجن ۽ بي عمل گئسن جو ڳار آهي. هن ڳار ۾ ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ، آڪسيجن ۽ بي عمل گئسون ڳرندڙ آهن ۽ نائٽروجن ڳاريندڙ آهي.

6.1.4 ڳاريندڙ (Solvent)

ڳار جا اهي جزا جيڪي گهڻي مقدار ۾ موجود هوندا آهن ان کي ڳاريندڙ (Solvent) چئبو آهي. ڳاريندڙ اڪثر پاڻياٺ هوندا آهن، پر گئس يا نهرو به ٿي سگهن ٿا. ڳار جو اهو جزو جيڪو ڳرندڙ کي ڳاري سگهي ٿو ان کي ڳاريندڙ چئبو آهي.پاڻي گهڻو عام ڳاريندڙ آهي. ڇاڪاڻ ته هي زياده تر ڳرندڙ کي ڳاري سگهي ٿو.ان ڪري هن کي عالمگير ڳاريندڙ (Universal Solvent) پڻ چيو ويندو آهي.

آزمائشي سوال

- ڳار ڇو اسان لاءِ اهم آهن؟
- ڇو ڳار کي ملاوت چئبو آهي؟
- آبي ڳار ڇا هوندا آهن؟
- ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جا ڪي ٻه ٻه مثال ڏيو؟
- هوا اڪثر گئسن جيئن نائٽروجن، ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ، آڪسيجن ۽ بي عمل گئسن جو ڳار آهي. نائٽروجن کي ڇو ڳاريندڙ چيو ويندو آهي؟

6.2 رڇيل، اڻ رڇيل، سرس رڇيل ڳار ۽ ڳار جي ڇدائي
(Saturated, Unsaturated, Supersaturated Solution and dilution of Solution)

6.2.1 رڇيل ڳار (Saturated Solution)

بيڪر ۾ ڪجهه پاڻي کڻو ۽ ٿوري مقدار ۾ کنڊ ملايو. جيڪڏهن کنڊ جي ملائڻ کي جاري رکيو وڃي ته هڪ اهڙي حد ايندي، جڏهن پاڻي ان کان وڌيڪ کنڊ کي ڳاري نه سگهندو آهي ۽ ان ۾ ڳرندڙ وڌيڪ نه ڳري سگهندو آهي. اهڙي ڳار کي رڇيل ڳار چئبو آهي. ان ڪري اسان رڇيل ڳار جي تعريف هيٺ ڏنل ريت ڏيئي سگهون ٿا.

”اهو ڳار جيڪو ڪنهن مخصوص گرمي پد تي ڳرندڙ کي وڌيڪ ڳاري نه ٿو سگهي ان کي رڇيل ڳار (Saturated Solution) سڏجي ٿو.“

6.2.2 اڻ رچيل ڳار (Unsaturated Solution)

اهو ڳار جيڪو ڪنهن مخصوص گرمي پد تي رچڻ لاءِ گھربل ڪان گھٽ مقدار ڳرندڙ رکي تو ان کي اڻ رچيل ڳار (Unsaturated Solution) چئجي ٿو. پاڻي ۾ لوڻ جو ڳرڻ اڻ رچيل ڳار، جو هڪ مثال آهي. جنهن ۾ وڌيڪ ڳرندڙ کي ڳارڻ جي قابليت آهي.

6.2.3 سرس رچيل ڳار (Supersaturated Solution)

اسان جڏهن رچيل ڳار کي گرم ڪريون ٿا ته، اهو ڪنڊ (ڳرندڙ) جي گھڻي مقدار کي ڳارڻ لاءِ وڌيڪ گنجائش حاصل ڪري وٺي ٿو. هي ڳار رچيل ڳار، ۾ موجود ان کان تمام گھڻو ڳرندڙ جو مقدار رکي ٿو. ان ڳار کي هاڻي سرس رچيل ڳار چئبو آهي. ان ڪري، اسان سرس رچيل ڳار جي تعريف هن طرح ڪري سگھون ٿا.

اهو رچيل ڳار جيڪو، گرم ڪرڻ کان پوءِ ڳرندڙ جي ٿوري وڌيڪ مقدار کي ڳاري سگھي. ان کي سرس رچيل ڳار سڏجي ٿو.

رچيل، اڻ رچيل ۽ سرس رچيل کي بهتر سمجهڻ لاءِ، هنن جي تفاوتن ۾ تفصيلي پيٽ جدول 6.1 ۾ ڏنل آهي.

جدول 6.1 رچيل، اڻ رچيل، سرس رچيل ڳارن جي وچ ۾ فرق

رچيل	اڻ رچيل	سرس رچيل
• رچيل ڳار ۾ ڳرندڙ جو وڌ کان وڌ مقدار هوندو آهي، جيڪو مخصوص گرمي پد تي ڳاري سگھجي ٿو.	اڻ رچيل ڳار مخصوص گرمي پد تي ڪجھ وڌيڪ مقدار ڳرندڙ جو ڳاري سگھجي ٿو.	سرس رچيل ڳار ۾ ڳرندڙ کي ان جي گنجائش کان وڌيڪ مقدار ۾ ڳاريو ويندو آهي.
• ڳار جي گھاٽاڻ اڻ رچيل ڳار کان گھٽي ٿيندي آهي.	ڳار جي گھاٽاڻ رچيل ڳار کان گھٽ ٿيندي آهي.	ڳار جي گھاٽاڻ رچيل ڳار کان گھٽي ٿيندي آهي.
هن ۾ ٿانوءَ جي ٿري تي چاڻ ذرڙا (Precipitates) نه نهندا آهن.	هن ۾ پڻ ٿانوءَ جي ٿري تي چاڻ ذرڙا نه نهندا آهن.	هن ۾ ٿانوءَ جي ٿري تي چاڻ ذرڙا نهندا آهن.
• رچيل ڳار جو هڪ مثال $100cm^3$ پاڻي ۾ 36 گرام سوڊيم ڪلورائيڊ $20°C$ گرمي پد تي ڳاريو ويو هجي.	اهو ڳار جنهن ۾ $100\ cm^3$ پاڻي ۾ 36 گرام کان گھٽ سوڊيم ڪلورائيڊ $20°C$ جي گرمي پد تي ڳاريو ويو آهي ته هي اڻ رچيل ڳارن جو هڪ مثال آهي.	اهو ڳار جنهن ۾ 36 گرام کان وڌيڪ سوڊيم ڪلورائيڊ في $100cm^3$ پاڻي ۾ ٿورو وڌيڪ گرمي پد تي ڳاريو ويو جي ته اهو سرس رچيل ڳارن جو هڪ مثال آهي.

6.2.4 ڳار جي ڇدائي (Dilution of Solution)

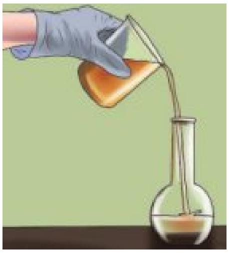
اسان ٻن بنيادي اصطلاحن ڇدو ۽ گهاٽو ڳار بابت اڳ ۾ ئي ڄاڻون ٿا، اهي ٻيئي ان ۾ موجود ڳرندڙ جي نسبتي مقدار تي دارومدار رکندا آهن. ڇدوڳار ڳاريندڙ جي وڏي مقدار ۾ ڳرندڙ جو گهٽ مقدار رکي ٿو جيئن ڳار ۾ وڌيڪ پاڻي ملائڻ.

ان لحاظ کان گهاٽو ڳار (Concentrated Solution) ڳاريندڙ جي کهٽ مقدار ۾ ڳرندڙ جو نسبتي گهڻو مقدار رکي ٿو.

ڳار جي ڇداڻ وارو عمل تجربي گاهه ۾ ضروري هوندو آهي، جيئن ته ڳار اڪثر وڏي گهاٽاڻ وارو خريد ڪيو ويندو آهي ۽ ضرورت وقت ان ڳار کي ڇدو ڪرڻ ذريعي گهربل گهاٽائي وارو ڳار مليل فارمولا مطابق تيار ڪري سگهبو آهي.

ڇدائي وارو ڳار تيار ڪرڻ (Preparing Dilute Solution)

تجربي گاهه ۾، اسان هيٺ ڏنل فارمولا استعمال ڪري گهاٽي ڳار مان ڇدو ڳار ناهي سگهون ٿا.



شڪل 6.2 ڇداڻ وارو ڳار

گهاٽو ڳار = ڇدو ڳار

$$M_2V_2 = M_1V_1$$

هتي

M_1 = گهاٽي ڳار جي موليرٽي

V_1 = گهاٽي ڳار جو مقدار

M_2 = ڇدي ڳار جي موليرٽي

V_2 = ڇدي ڳار جو مقدار

مثال 6.1:

توهان ڪيئن $MgSO_4$, 2.0M جي ڳار مان 0.4M وارو 100 ml ڳار تيار ڪري سگهو ٿا؟

حل:

M_1 = 2.0 M $MgSO_4$

M_2 = 0.4 M $MgSO_4$

V_2 = 100 ml

V_1 = ؟

گهاٽاڻ وارو ڳار = ڇداڻ وارو ڳار

$$M_2V_2 = M_1V_1$$

$$0.4 \times 100 = 2 \times V_1$$

$$V_1 = \frac{0.4\times100}{2}$$

$$= 20\ cm^3$$

2.0M $MgSO_4$ ڳارمان $20cm^3$ مقدار کي $100cm^3$ جي پيمائش واري فلاسڪ ۾ منتقل ڪريو ۽ ان کي ڇدو ڪرڻ لاءِ 100 ml نشان تائين پاڻي پري ملايو. هي هاڻي $MgSO_4$ جو 0.4 M ڇداڻ وارو ڳار آهي.

مثال 6.2:

توهان ڪيئن NaOH جي 1.5M گهاٽائي واري ڳار مان $500cm^3$ جو 0.20 M واروڳار تيار ڪري سگهو ٿا؟

حل:

1.5 M NaOH = M_1

0.2 M NaOH = M_2

$500cm^3 = V_2$

؟ = V_1

گهاٽاڻ وارو ڳار = ڇداڻ وارو ڳار

$$M_2V_2 = M_1V_1$$

$$0.2 \times 500 = 1.5 \times V_1$$

$$V_1 = \frac{0.2 \times 500}{1.5}$$

$$= 66.67 \text{ cm}^3$$

66.67 cm^3 گهاٽو ڳار ڪٽو ۽ پيمائش واري فلاسڪ ۾ رکو ۽ ان ۾ ڏنل نشان 500 cm^3 تائين پاڻي ملائي ڇدو ڪريو. هي هاڻي NaOH جو 0.20 M ڇداڻ وارو ڳار ٿي پوندو.

آزمائشي سوال

ٻه بيڪر A ۽ B تصور ڪيو. ٻنهي ۾ 20 ml پاڻي پريل آهي. بيڪر A ۾ 10g ۽ بيڪر B ۾ 20g سوڊيم ٿايوسلفيٽ ملايو ۽ احتياط سان لوڏيو. هيٺ سوالن جا جواب ڏيو.

- ڪهڙي بيڪر جو ڳار رڇيل هوندو؟
- مٿئين تجربي سان ڪيئن سرس رڇيل ڳار تيار ڪري سگهو ٿا؟
- رڇيل ڳار ۽ اڻ رڇيل ڳار، جي وچ ۾ ڀيٽ ڪري ڏيکاريو؟
- ڪهڙي بيڪر ۾ اڻ رڇيل ڳار آهي؟
- اڻ رڇيل ڳار ڪيئن تيار ڪيو ويندو آهي؟
- تجربي گاهه ۾ HNO_3 جو 10 M موجود آهي. ڪيئن توهان 0.1 M جو 500 cm^3 ڳار تيار ڪري سگهندا؟

6.3 ڳارن جا قسم (Types of Solutions)

اسان کي خبر آهي ته مادي جون ٽي حالتون نهرو، پٽڙو ۽ گئس آهن. ڳرنڌڙ سان گڏوگڏ ڳارينڌڙ مادي جي ٽنهي حالتن جي ڪنهن به هڪ ۾ موجود ٿي سگهي ٿو. هن ٽنهي حالتن جي ملائڻ سان مختلف قسمن جا ڳار ٺهندا آهن. جيڪي جدول 6.2 ۾ ڏنل آهن.

جدول 6.2 ڳارن جا قسم

سلسليوار نمبر	ڳرندڙ جي حالت	ڳاريندڙ جي حالت	ڳار جي حالت	ڳار جو مثال
1	گئس	گئس	گئس	هوا، قوڪٽي ۾ هائڊروجن ۽ هيليم، هوا ۾ آڪسيجن
2	گئس	پاڻياٺ	پاڻياٺ	ڪاربونيٽ وارا مشروب (پاڻي ۾ ڳاريل ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ)
3	گئس	نهرو	نهرو	پئليڊيم (Palladium) ۾ هائڊروجن گئس، ٽائٽينيم ۾ نائٽروجن دونهون
4	پاڻياٺ	گئس	گئس	ڪوهيڙو يا ڊنڊ (هوا ۾ ٻاڦ پاڻي) پاڻياڻي هوا جو گدلاڻ
5	پاڻياٺ	پاڻياٺ	پاڻياٺ	پاڻي ۾ الڪوحل ايٿر ۾ تيل
6	پاڻياٺ	نهرو	نهرو	املگم (Amalgam)، مکڻ، پنير
7	نهرو	گئس	گئس	دونهون (هوا ۾ ڪاربان جا ذرڙا)
8	نهرو	پاڻياٺ	پاڻياٺ	پاڻي ۾ لوڻ، پاڻي ۾ کنڊ
9	نهرو	نهرو	نهرو	پتل (Brass) هڪ مٽ (ڪاپر ۾ جست ڳاريل هوندو آهي)، (Bronze) (ڪاپر ۾ ٽين ڳاريل هوندو آهي)

6.4 ڳار جي قوت جا ايڪا (Concentration Units)

اسان اڳ ۾ 6.2.4 ۾ پڙهيو آهي ته گهاٽاڻ ڪنهن ڳاريندڙ يا ڳار جي ڏنل مقدار ۾ ڳرندڙ جو مقدار آهي. هي ڳرندڙ جي مقدار سان ڳار جي مقدار واري نسبت يا ڳرندڙ جي مقدار سان ڳاريندڙ جي مقدار واري نسبت پڻ آهي. گهاٽاڻ کي ڳرندڙ جو مايو گرامن ۾ في ڳار جو مقدار dm^3 ۾ يا (g/dm^3) سان بيان ڪري سگھجي ٿو.

$$\text{گهاٽاڻ } (g/dm^3) \text{ ۾} = \frac{\text{ڳرندڙ جو مايو گرام } g \text{ ۾}}{\text{ڳار جو مقدار } dm^3 \text{ ۾}}$$

ڇا توهان کي خبر آهي؟

$1\ dm^3 = 1\ l$
$1\ cm^3 = 1\ m\,l$
$1000\ m\,l = 1\ l$
$1000\ cm^3 = 1\ dm^3$

ڳار جي گهاٽاڻ کي بيان ڪرڻ لاءِ ڪافي طريقا آهن. هن باب ۾ اسان صرف ٻن ايڪن متعلق پڙهنداسين.

6.4.1 في سيڪڙو (Percentage)

هي گهاٽاڻ جو هڪ ايڪو آهي. ڪنهن ڳار ۾ موجود ڳرندڙ جي في سيڪڙو جو ذڪر ڪري ٿو. هن کي چار مختلف طريقن سان بيان ڪري سگهجي ٿو.

(i) مايو - مايو جي لحاظ سان في سيڪڙو (Mass by Mass Percent (m/m%)

هي ڳار جي 100gm ۾ ڳرندڙ جو ڳاريل گرام مايو آهي.

مثال طور کنڊ جي ڳار 5% m/m جو مطلب آهي ته کنڊ جا 5 گرام پاڻي جي 95 گرامن ۾ ڳاري 100 گرامن جو ڳار ناهڻ.

$$\text{ڳار في سيڪڙو } (m/m\%) = \frac{\text{ڳرندڙ جو مايو (گرامن ۾)}}{\text{(ڳرندڙ جو مايو + ڳاريندڙ جو مايو) گرامن ۾}} \times 100$$

يا

$$= \frac{\text{ڳرندڙ جو مايو (گرامن ۾)}}{\text{ڳار جو مايو (گرامن ۾)}} \times 100$$

(ii) مايو - مقدار جي لحاظ کان في سيڪڙو (Mass by Volume (m/v%)

هي ڳار جي $100cm^3$ ۾ ڳرندڙ جو ڳاريل گرام مايو آهي. مثال طور، کنڊ جي ڳار جو 5% m/v جو مطلب آهي ته ڳار جي $100cm^3$ ۾ 5 گرام کنڊ جو مايو آهي.

$$\text{ڳار في سيڪڙو } (\%m/v) = \frac{\text{ڳرندڙ جو مايو گرام ۾}}{\text{ڳار جو مقدار } (cm^3) \text{ ۾}}$$

(iii) مقدار - مايو جي لحاظ کان في سيڪڙو (Volume by Mass Percent (%v/m)

هي ڳار جي 100 گرامن ۾ ڳرندڙ جو cm^3 ۾ مقدار آهي. مثال طور ڳار الڪوحل (v/m) 5% جو مطلب الڪوحل جو $5cm^3$ مقدار کي پاڻي جي ان مقدار ۾ ڳاريو وڃي ته جيئن ڳار جو مايو 100 گرام ٿي پوي.

$$\text{ڳار في سيڪڙو } (\%v/m) = \frac{\text{ڳرندڙ جو مقدار } (cm^3) \text{ ۾}}{\text{ڳار جو مايو گرام ۾}} \times 100$$

(iv) مقدار - مقدار جي لحاظ کان في سيڪڙو (Volume by Volume Percent- (%v/v)

هي ڳار جي $100cm^3$ ۾ ڳرندڙ جو ڳاريل مقدار cm^3 ۾ آهي. مثال طور: ڳار (v/v) 5% جو مطلب آهي ته الڪوحل جو $5cm^3$ مقدار ڳار جي $100cm^3$ بنائڻ لاءِ $95cm^3$ پاڻي ۾ ڳاريو ويو آهي.

$$\text{ڳار في سيڪڙو (\%v/v)} = \frac{\text{ڳرندڙ جو مقدار } (cm^3) \text{ ۾}}{\text{ڳار جو مقدار } (cm^3) \text{ ۾}} \times 100$$

مثال 6.3: (مايي جو في سيڪڙو)

پاڻي جي 110 گرام ۾ 15g لوڻ کي ڳارڻ ذريعي حاصل ٿيل ڳار جو ڳهاتاڻ في سيڪڙو (%m/m) معلوم ڪريو.

حل:

لوڻ جو مايو = 15 گرام

پاڻي جو مايو = 110 گرام

لوڻ جي مايي جو في سيڪڙو = ؟

ٽوٽل ڳار جو مايو = 15 گرام لوڻ + 110 گرام پاڻي = 125 گرام

مايي جي لحاظ کان في سيڪڙو جو شمار هن ريت ٿيندو:

$$\text{ڳار في سيڪڙو (\%m/m)} = \frac{\text{ڳرندڙ جو مايو (گرام)} \times 100}{\text{ڳار جو مايو (گرام)}}$$

$$= \frac{15}{125} \times 100 = 12\%$$

هن طرح ڳار جي مايي جي لحاظ کان ڳهاتاڻ 12% آهي.

مثال 6.4: (مقدار جي لحاظ سان في سيڪڙو)

الڪوحل جي $25cm^3$ کي پاڻي ۾ ملائڻ سان حاصل ٿيل $150cm^3$ جو ڳار جو مقدار في مقدار جي لحاظ سان في سيڪڙو معلوم ڪريو.

حل:

ڳرندڙ جو مقدار = $25cm^3$

ڳار جو مقدار = $150cm^3$

مقدار في مقدار في سيڪڙو (%v/v) = ؟

$$\text{ڳار في سيڪڙو (\%v/v)} = \frac{\text{ڳرندڙ جو مقدار } (cm^3) \text{ ۾} \times 100}{\text{ڳار جو مقدار } (cm^3) \text{ ۾}}$$

$$= \frac{25}{150} \times 100$$

$$= 16.7\%$$

هن طرح ڳار جو مقدار جي لحاظ کان ڳهاتاڻ 16.7% آهي.

6.4.2 موليرٽي (Molarity)

ڳرندڙ مادي (Solute) جي مول (Moles) جو اهو تعداد جيڪو ڳار جي هڪ ($1dm^3$) ۾ ڳري وڃي، تنهن کي موليرٽي چئبو آهي. موليرٽي ڳهاڻاڻ جي هڪ ايڪو آهي جنهن ۾ ڳرندڙ جي مقدار کي گرام ۾ ظاهر ڪيو ويندو آهي. ڳار جي مقدار کي (dm^3) ۾ ڏيکاريو ويندو آهي. هن کي "M" سان ظاهر ڪيو ويندو آهي ۽ هن جو ايڪو مول في معکب ڊيسي ميٽر (mol/dm^3) هوندو آهي.

$$\text{موليرٽي (M)} = \frac{\text{ڳرندڙ جو مول تعداد}}{\text{ڳار جو مقدار } dm^3 \text{ ۾}}$$

$$\text{ڳرندڙ جو مول تعداد} = \frac{\text{ڳرندڙ جو مايو}}{\text{ڳرندڙ جو مول مايو } (g\ mol^{-1})}$$

$$\text{ڳار جو مقدار } dm^3 \text{ ۾} = \frac{\text{ڳار جو مقدار } (cm^3)}{1000}$$

$$\text{موليرٽي} = \frac{\text{ڳرندڙ جو مايو (g)}}{\text{ڳرندڙ جو مول مايو } (gmol^{-1})} \times \frac{1000}{\text{ڳاريندڙ جو مقدار } (cm^3)}$$

مول واري ڳار جي تياري (Preparation of Molar Solution)

ڳرندڙ مادي جو (مول مايو) هڪ مول کي ضرورت مطابق پاڻي جي مقدار ۾ ان طرح ڳاريو ويندو آهي ته جيئن ٽوٽل مقدار $1dm^3$ ملي وڃي. هن ڳار کي هڪ مول وارو ڳار چيو ويندو آهي.

مثال طور، ڳرندڙماديلوڻ NaCl جو $1dm^3$ ۾ 1.0M ڳار تيار ڪريو.

هيٺ ڏنل مرحلن کي غور هيٺ آڻي سگهجي ٿو.

1. سوڊيم ڪلورائيڊ NaCl جو 58.5 گرام مايو توري ڪڍو.

سوڊيم ڪلورائيڊ NaCl جو مول مايو = 35.5 + 23

= 58.5 گرام في مول

58.5 g/mol

2. سوڊيم ڪلورائيڊ NaCl کي مقداري فلاسڪ (Volumetric Flask) ۾ وجهو.

3. لوڻ کي ڳارڻ لاءِ پاڻي ملائيندا وڃو ۽ $1dm^3$ جو ڳار تيار ڪريو.

توهان NaCl جي 1M ڳار $1dm^3$ پاڻي ۾ 58.5 گرام لوڻ کي ڳارڻ سان تيار ڪيو آهي.

ساڳئي نموني 0.1 M ڳار تيار ڪرڻ لاءِ توهان پاڻي جي $1dm^3$ ۾ لوڻ جو 5.85 گرام ڳاري سگهو ٿا.

ڳار جا موليرٽي جي بنياد تي حساب (Problems based on Molarity of a Solution)

مثال 6.5:

لوڻ جو 20 گرام کي $500cm^3$ جي ڳار ۾ ڳاريو ويو آهي. ان ڳار جي موليرٽي معلوم ڪريو.

حل:

ڳرندڙ جو مايو = 20g

NaCl جو مول مايو = 35.5 + 23

= 58.5 گرام في مول

ڳار جو مقدار = $500\ cm^3$

موليرٽي (M) = ؟

فارمولا:

$$\text{موليرٽي} = \frac{\text{ڳرندڙ جو مايو (g)}}{\text{ڳرندڙ جو مول مايو } (gmol^{-1})} \times \frac{1000}{\text{ڳاريندڙ جو مقدار } (cm^3)}$$

$$= \frac{20g}{58.5g/mol} \times \frac{1000}{500}$$

$$= 0.683\ mol/dm^3$$

مثال 6.6:

2M موليرٽي جي $100cm^3$ ڳار ۾ موجود آڪسيلڪ تيزاب (Oxalic Acid) جو مايو ڇا آهي؟

حل:

موليرٽي = $2\ mol/dm^3$

مقدار = $100\ cm^3$

آڪسيلڪ تيزاب ($C_2H_2O_4$) جو مول مايو = $(2\times12) + (2\times1) + (4\times16)$

$= 24 + 2 + 64$

= 90 گرام في مول

$= 90\ g/mol$

ڳرندڙ جو مايو = ؟

فارمولا:

$$\text{موليرٽي} = \frac{\text{ڳرندڙ جو مايو (g)}}{\text{ڳرندڙ جو مول مايو } (gmol^{-1})} \times \frac{1000}{\text{ڳاريندڙ جو مقدار } (cm^3)}$$

يا ڳرندڙ جو مايو = $\frac{100\times90\times2}{1000}$ = 18 گرام

ڳرندڙ جو مايو = 18 g

مثال 6.7:

سلفيورڪ تيزاب جي نموني جي موليريٽي 20M آهي. سلفيورڪ تيزاب H_2SO_4 جو 0.5 M جو $500\ cm^3$ ڳار ناهڻ لاءِ توهان ڪيترو مقدار (cm^3) ۾ استعمال ڪندا؟

حل:

M_1 = ڏنل H_2SO_4 جي موليريٽي = 20 M

M_2 = گهربل H_2SO_4 جي موليريٽي = 0.5 M

V_2 = H_2SO_4 جو گهربل مقدار تي = $500\ cm^3$

V_1 = ڇدو ڪرڻ لاءِ گهربل گهاٽائي جو مقدار = ؟

فارمولا:

$$M_2V_2 = M_1V_1$$

$$\frac{0.5\times500}{20} = \frac{M_2V_2}{M_1} = V_1$$

$$12.5\ cm^3 =$$

H_2SO_4 جي 12 M واري ڳار مان $12.5\ cm^3$ استعمال ڪيو ويندو 0.5 M جي $500\ cm^3$ جي ڳار لاءِ.

آزمائشي سوال

- ڳارن جي گهاٽاڻ (Concentration) جي تعريف بيان ڪريو؟
- براس (پتل) ۾ جست 20 سيڪڙو ۽ ڪاپر 80 في سيڪڙو مشتمل هوندو آهي. هن ڳار ۾ ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جي حالت جي سڃاڻپ ڪريو؟ ڳار جو قسم پڻ لکي ٻڌايو.
- ڇداڻ واري ۽ گهاٽاڻ واري ڳار جي وچ ۾ فرق کي واضح ڪريو؟
- ڪهڙو هڪ ڳار وڌيڪ ڇداڻ وارو آهي، 2M وارو يا 3M وارو؟
- سوڊيم هائڊروجن آڪسائيڊ NaOH جي ڳارجي گهاٽاڻ 1.2M آهي. هن ڳار $500\ cm^3$ ۾ NaOH جو مايو g/dm^3 ۾ معلوم ڪريو؟
- پاڻي جي 140g ۾ کنڊ جا 10g ڳارڻ سان حاصل ڪيل ڳار جي گهاٽاڻ في سيڪڙو معلوم ڪريو؟
- هڪ شاگرد کي کنڊ جي ڳار جو (m/m) 10% تيار ڪرڻ لاءِ چيو ويو آهي. هن اهڙي ڳار کي تيار ڪرڻ لاءِ ڪيترو ڳاريندڙ گهربل هوندو؟

6.4 ڳرڻ پذيري (Solubility)

ڪنهن ڳرندڙ مادي (Solute) جي وڌ کان وڌ مقدار جيڪو مخصوص گرمي پَد تي رچيل ڳار تيار ڪرڻ لاءِ ڳاريندڙ (Solvent) جي 100 گرامن ۾ڳري سگهي ٿو ان کي ڳرڻ پذيري (Solubility) چئبو آهي.

مختلف شين کي ڪنهن خاص گرمي پَد تي هڪ جيتري ڳاريندڙ ۾ ڳرڻ جي جدا جدا قابليت ٿيندي آهي. مثال طور سوڊيم ڪلورائيڊ جي ڳرڻ پذيري 100g پاڻي ۾ 100°C تي 39.12g آهي، جڏهن ته سلور ڪلورائيڊ جي 100 گرام پاڻي ۾ 100°C تي ڳرڻ پذيري 0.02 گرام آهي. هي ظاهر ڪري ٿو ته سوڊيم ڪلورائيڊ جو ڳرڻ پذير سلور ڪلورائيڊ کان وڌيڪ هوندو آهي.

ڳرڻ پذيري جا عام اصول (General Principles of Solubility)

1. عام، ڳرڻ پذيري جو اصول ”هڪجهڙا هڪجهڙن کي ڳارين ٿا“ آهي. ان جو مطلب ته ہ شيون جن جو ماليڪيولن جي باهمي زور هڪجهڙو هوندو آهي هنن جو هڪ ٻئي ۾ ڳرڻ جو امڪان وڌيڪ هوندو آهي. هي مشاهدي هيٺ آيو آهي ته،

- آيونڪ ۽ قطبي ڳرندڙ قطبي ڳاريندڙن ۾ ڳري وڃن ٿا. مثال طور Na_2CO_3، کنڊ ۽ الڪوحل قطبي آهن ۽ پاڻي ۾ ڳري ويندا آهن ڇو ته پاڻي پڻ قطبي آهي.
- غير قطبي ڳرندڙ شيون غير قطبي ڳاريندڙن ۾ ڳري ويندا آهن. جيئن تيل ۽ رنگ روغن غير قطبي آهن، هي ايٿر (Ether) ۾ ڳري ويندا آهن. جيئن ته اهي ٻيئي غير قطبي آهن، ساڳئي طرح، ميڻ (Waxes) ۽ چربي (Fats) بينزين ۾ ڳري ويندا آهن پر پاڻي ۾ نہ ڳري سگهندا آهن.
- غير قطبي مرڪب قطبي ڳاريندڙن (پاڻي) ۾ ڳار پذير نہ ٿيندا آهن. مثال طور تيل، پيٽرول، بينزين اهي غير قطبي آهن، اهي پاڻي ۾ نہ ڳري سگهندا آهن. ڇاڪاڻ ته پاڻي قطبي هوندو آهي.

2. ڳرندڙ، ڳاريندڙ جو باهمي عمل (Solute Solvent Interactions)
3. گرمي پَد (Temperatures)

ڇا توهان کي خبر آهي؟

جڏهن ڳاريندڙ- ڳاريندڙ يا ڳرندڙ ۽ ڳرندڙ جو باهمي عمل ڳرندڙ- ڳاريندڙ جي باهمي کان گهٽو وڌيڪ هوندو آهي ته ڳار نہ ٺهندو.

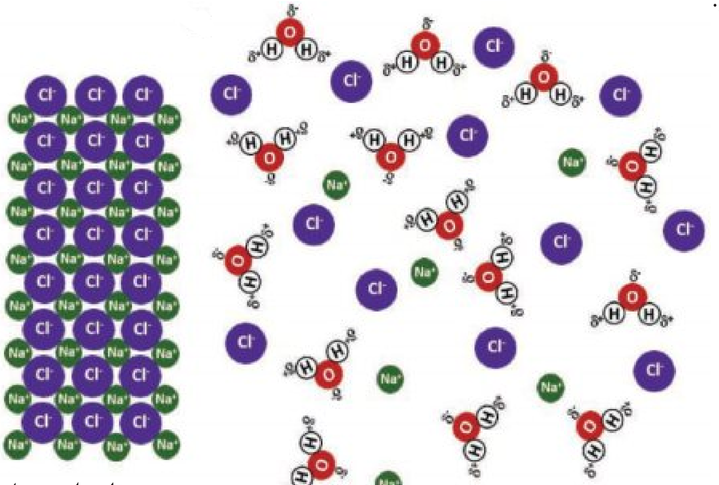
6.5.1 ڳرڻ پذيري ۽ ڳرندڙ- ڳاريندڙ جو باهمي عمل (Solubility and Solute – Solvent Interaction)

ڪنهن ڳرندڙ شيءِ کي ڳاريندڙ ۾ ڳارڻ لاءِ، هيٺين حالتن کي لازمي پورو ٿيڻ گهرجي.

- ڳرندڙ- ڳرندڙ جو بانڊ کي ضرور ٽٽڻ گهرجي.
- ڳاريندڙ- ڳاريندڙ جو بانڊ کي لازمي ٽٽڻ گهرجي ته جيئن ڳرندڙ جي ذرڙن کي جڳهہ ميسر ٿي سگهي.
- ڳرندڙ- ڳاريندڙ ۾ ڪشش جو زور وڌ کان وڌ ٿيڻ گهرجي.

ڳار نهڻ جو مرحلو ڳرندڙ- ڳرندڙ، ڳاريندڙ- ڳاريندڙ- ڳاريندڙ ۽ ڳرندڙ- ڳاريندڙ جي وچ ۾ ڪشش جي نسبتي زور جي سگهه تي دارومدار رکي ٿو. ڪو ڳرندڙ ڪنهن ڳاريندڙ ۾ تڏهن ڳري سگهي ٿو جيڪڏهن ڳرندڙ- ڳاريندڙ جي ڇڪ (ڪشش) يا زور ڳاريندڙ- ڳاريندڙ ۽ ڳرندڙ- ڳرندڙ جي ڇڪ جي زورن تي قابو پائڻ لاءِ ڪافي وڏيڪ هوندو آهي. جيڪڏهن ڳرندڙ ڳاريندڙ جي ڪشش جا زور انفرادي ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جي ماليڪيولن جي باهمي ڪشش کان گهٽ هوندا آهن ته ڳرندڙ نه ڳري سگهندو آهي.

جيئن اسان کي خبر آهي ته سوڊيم ڪلورائيڊ هڪ آيونڪ مرڪب آهي. جڏهن سوڊيم ڪلورائيڊ کي پاڻي ۾ رکيو ويندو آهي، هي جلدي ۾ ڳري وڃي ٿو. پاڻي جي ماليڪيولن جو ڪاٽو چيڙو سوڊيم آئن کي ڇڪيندو آهي ۽ پاڻي جي ماليڪيولن جو واڌو چيڙو ڪلورين آئن کي ڇڪيندو آهي. هن معاملي ۾ ڳرندڙ، ڳاريندڙ جي ڪشش ڳرندڙ- ڳرندڙ جي باهمي عمل سان ڀيٽ ۾ وڌيڪ هوندي آهي. پاڻي جا هي ڪشش وارا زور NaCl جي اندر Na^+ ۽ Cl^- جي ڪشش تي قابو پائڻ لاءِ ڪافي مضبوط هوندا آهن. پاڻي جي ماليڪيولن سان Na^+ ۽ Cl^- آئن جي ڪشش وارن زورن کي شڪل 6.3 ۾ ڏيکارجي ٿو.



سوڊيم ڪلورائيڊ جا قلم

سوڊيم ڪلورائيڊ پاڻي ۾ ڳريل

شڪل 6.3 پاڻي ۽ سوڊيم ڪلورائيڊ جو باهمي عمل

اسان هاڻي هن مان اهو نتيجو اخذ ڪيو آهي ته جيڪڏهن ڳرندڙ- ڳاريندڙ جي وچ ۾ ڪشش جو زور ڳرندڙ- ڳرندڙ جي باهمي عمل سان ڀيٽ ۾ وڌيڪ آهي ته پوءِ ڳار نهي پوندو آهي. جيڪڏهن ڳرندڙ- ڳرندڙ جو باهمي عمل ڳرندڙ- ڳاريندڙ جي ڪان وڌيڪ آهي ته پوءِ ڳرندڙ- ڳاريندڙ ۾ نه ڳري سگهندو آهي.

6.5.2 ڳرڻ پذيري تي گرمي پَد جو اثر (Effect of Temperature on Solubility)

ڳرڻ پذيري نهري ۽ پنڙي جي گرمي پَد سان سڌي نسبت رکي ٿو. گرمي پَد ۾ اضافي سان ڳرڻ پذيري وڌي ويندي آهي. ڇاڪاڻ ته گرم پاڻي جي ماليڪيولن ۾ حرڪي توانائي گهڻي هوندي آهي ۽ نهرو ڳرندڙ سان گهڻو تيزيءَ سان ٽڪرائيندو آهي. مثال طور کنڊ جو ٿڌي پاڻي جي ڀيٽ ۾ گرم پاڻي ۾ گهڻو مقدار ڳرندو آهي. پوٽئشيم ڪلورائيڊ جي ڳرڻ پذيري پاڻي جي 100g ۾ 20°C تي 34.7g آهي. اها 100°C تي $56.7g/cm^3$ تي ويندي آهي.

سمورين گئسن ۾ جيئن لئي ڳارجي گرمي پَد ۾ اضافي ٿئي ٿو ته ڳرڻ پذيري گهٽ ٿئي ٿي.

آزمائشي سوال

- ڳرڻ پذيري جو عام اصول ”هڪجهڙو هڪجهڙي کي ڳاري ٿو“ کي واضع ڪريو؟
- ڳرندڙ ڪنهن ڳاريندڙ ۾ ڇو ڳري ويندو آهي؟
- سوچيو، ڳرندڙ- ڳرندڙ جا زور ڳرندڙ- ڳاريندڙ جي زورن کان ڪمزور آهن. ڇا ڳار نهي سگهي ٿو؟
- ڇو بينزين پاڻي ۾ نه ٿي ڳري سگهي؟
- ڪو غير قطبي ڳرندڙ پاڻي ۾ نه ٿو ڳري سگهي. ان جو مکه سبب ڇا آهي؟

6.6 ڳار، اڻ ڳريل ۽ نرم مادو (لسونت) جي ڀيٽ
(Comparison of Solution, Suspensions and Colloids)

جڏهن ڪنهن ڳرندڙ (کنڊ يا لوڻ) کي پاڻي ۾ رکيو ويندو آهي ته ڪجهه وقت کان پوءِ کنڊ يا لوڻ پاڻي ۾ مڪمل طور تي ڳري ويندو آهي ۽ ايتري تائين جو اسان کنڊ يا لوڻ جا ذرڙا به نٽا ڏسي سگهون. جيڪڏهن اها ساڳئي مشق واريءَ (Sand) يا مٽي (Clay) سان ورجايون، ڇا توهان کي ساڳيو نتيجو ملندو؟ کنڊ جو ڳار پاڻي ۾ صاف ڳار آهي، جڏهن ته واريءَ يا مٽي جو ڳار پاڻي ۾ صاف ڳار نه هوندو آهي. ڪجهه وقت کان پوءِ واري يا مٽي تري ۾ هيٺ ويهي رهي ٿي ۽ اسان واريءَ يا مٽيءَ جا ذرڙا آساني سان ڏسي سگهون ٿا. هاڻي هنن ٻن ڳارن جي ڪير سان ڀيٽ ڪريو. ڪير هڪ صاف ڳار نه آهي. پر ذرڙا وقت سان تري تي نه ٿا ويهن. تنهنڪري اسان اهو چئي سگهون ٿا ته ڳار ۾ ذرڙا منتشر رهن ٿا. پر وايو ڏاڍو گهڻو نه آهي جنهن ڪري ڳار جي صاف شڪل ظاهر نه ٿي ٿئي.

ذرڙن جي واپي ۽ انهن جي خاصيتن جي آڌار تي، ملاوت جي صاف ڳار (Pure Solute)، اڻ ڳريل (Suspension) ۽ لسونت (Colloids) طور درجه بندي ڪئي ويئي آهي.

6.6.1 ڳار (Solution)

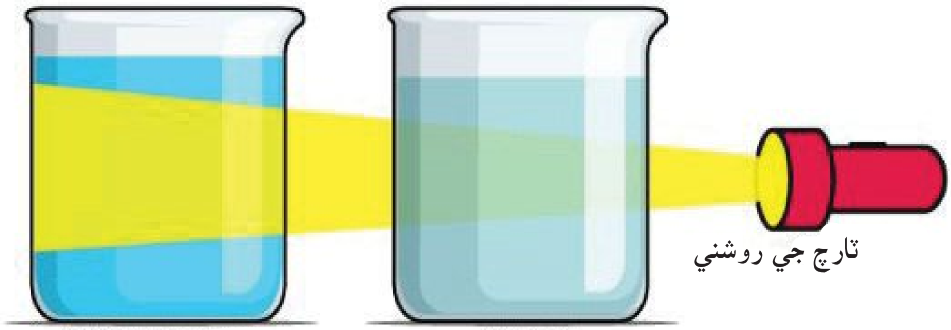
ڳار ٻن يا ٻن کان وڌيڪ جزن جي هم جنس ملاوت هوندي آهي. جڏهن اسان پاڻي ۾ کنڊ کي ڳاريون ٿا، ڪجھ وقت کان پوءِ کنڊ پاڻي ۾ مڪمل طور ڳري وڃي ٿي ۽ ايتري ٿائين اسان اهي ذرڙا ڏسي به نٿا سگهون. کنڊ جو پاڻي ۾ ڳرڻ ۽ مس جي ڦڙي جو پاڻي ۾ ملي وڃڻ صاف ڳار جا مثال آهن. صاف ڳارن ۾ هي ڳرندڙ ذرڙا انتهائي ننڍڙا هوندا آهن ۽ اسان انهن کي ڪليل اک سان نٽا ڏسي سگهون.

6.6.2 لسونت (نرم مادو) يا ڪولائڊ (Colloid)

ڪولائڊ ۾ ذرڙا صاف ڳار ۾ موجود انهن کان وڏا هوندا آهن. پر اهي ذرڙا جيڪي اڻ ڳريل (Suspension) ناهين ٿا ان کان ننڍا ٿين ٿا. تنهنڪري هي ٿانوءَ جي تري ۾ نه ويهندا آهن ڪولائڊس جي چرپر ڪندڙ ذرڙن کي ڇاڻي (Filtration) الڳ نه تو ڪري سگهجي پر اهي روشني جي ڪرڻن کي وکيري ڇڏين ٿا. هن مظهر کي ٽائنڊل اثر (Tyndall Effect) چئبو آهي. هنن ڳارن کي نقلي ڳار (False Solution) به چيو ويندو آهي. ڪولائڊ ڳار جا مثال کير، مکڻ، جيلي، رت وغيره آهن. ڪولائيڊس جا ڪجھ ٻيا مثال ڪوهيڙو، دونهون ۽ مٽي جا ذرڙا جيڪي هوا ۾ هوندا آهن ۽ روشني جا ڪرڻا انهن مان گذرندي منتشر ٿي ويندا آهن.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

ڪولائيڊ جي ذرڙن سبب ڏسڻ ۾ ايندڙ (Visible) روشني جي پکيڙجڻ کي ٽائينڊل اثر (Tyndall Effect) چئبو آهي. هي مظهر فزڪس جي ماهر سائنسدان جان ٽائنڊل (John Tyndall) اڻويهين صدي ۾ دريافت ڪيو هو.



شڪل 6.4 ڪولائيڊ جو ٽائنڊل اثر

6.3.3 اڻ ڳريل يا سسپينشن (Suspension)

هي ڳاريندڙ ڳرندڙ جو غير هم جنس يا غير يڪسان ملاوت (Heterogeneous Mixture) آهي جنهن ۾ ڳرندڙ جا ذرڙا نہ ڳرندا آهن.سسپينشن پاڻيٺ ۾ لٽڪاءِ وارو وڏا ذرڙا رکي ٿو. هي ذرڙا آخرڪار، چرپر جي غير موجودگي ۾ آهستي آهستي نيٺ تري وٽ جمع ٿين ٿا. مثال طور پاڻي ۾ گپ، پاڻي ۾ چاڪ، رنگ روغن وغيره ڳرندڙ ذرڙا ڏسڻ قابل وڏا هوندا آهن جن کي کُلي اک سان ڏسي سگهجي ٿو ۽ هي روشني کي ڪولائيڊ وانگر پڻ وکيري سگهن ٿا.

ڳار، سسپينشن ۽ ڪولائڊ جي خاصيتن جي ڀيٽ هيٺ جدول 6.3 ۾ ڏيکاريل آهي.

جدول 6.3 ڳار، سسپينشن ۽ ڪولائڊس جي خاصيتن جي ڀيٽ

ڳار (Solution)	سسپينشن (Suspension)	ڪولائڊ (Colloid)
ذرڙي جو وايو 1 نينوميٽر 1nm کان گهٽ	ذرڙي جو وايو 1000 نينو ميٽر 1000nm کان وڌ	ذرڙي جو وايو 1 کان 100 نينو ميٽر (1 کان 100nm)
هم جنس يا يڪسان (ذرڙا يڪسان طور تي ڳرن ٿا)	غير جنس يا غير يڪسان (ذرڙا ڪجهہ وقت کان پوءِ تري وٽ ګڏجن ٿا)	هم جنس ۽ غير جنس (ذرڙا گهٽي عرصي تائين تري تي نتا ګڏجن.)
ذرڙن کي واضع طور تي ڪليل اک سان نہ ڏسي سگهبو آهي.	ذرڙا ڪافي وڏا ٿين ٿا ۽ کلي اک سان ڏسي سگهجن ٿا.	هي ذرڙا کلي اک سان نہ ڏسي سگهبا آهن پر الٽرا خوردبين ذريعي ڏسي سگهجن ٿا.
صاف، شفاف ۽ يڪسان	ميرانجهڙو، غير يڪسان،گهٽ ۾ گهٽ ہہ نظر ايندڙ شيون.	ميرانجهڙو پر يڪسان ۽ هڪجهڙو
شفاف پر اڪثر رنگين	اڪثر غير شفاف پر شفاف ہہ ٿي سگهي ٿو.	اڪثر نيم شفاف پر شفاف ہہ ٿي سگهي ٿو.
الڳ نہ ٿا ڪري سگهجن	آساني سان الڳ ڪري سگهجن ٿا.	الڳ نہ ٿا ڪري سگهجن
روشني کي منتشر نہ ڪندا آهن.	روشني کي منتشر ڪندا آهن پر شفاف نہ آهن.	روشني کي منتشر ڪندا آهن (ٽائنڊل وارو اثر)
ذرڙا فلٽر پيپر منجهان گذري سگهن ٿا.	ذرڙا فلٽر پيپر مان گذري نہ سگهندا آهن.	ذرڙا فلٽر پيپر مان گذري سگهندا آهن.

آزمائشي سوال

- ڪولائڊ ڪنهن ڳار کان مختلف ڪيئن هوندو آهي؟
- ڪهڙو ڪولائڊل ڳار آهي، نشاستي وارو ڳار (Starch Solution) يا گلوڪوز وارو ڳار.
- رنگ ۽ روغن واريون شيون ڪولائڊ واريون ڳارون آهن. ان جو سبب ڄاڻايو؟
- ڪولائڊ واري ڳار کي استعمال ڪرڻ کان پهرئين ان کي چو چڱي طرح هلايو ويندو آهي؟
- اڻ ڳريل جا ڪي ٻه مثال لکي ڏيکاريو؟
- اڻ ڳريل ۽ ڪولائڊ جي ڀيٽ ڪري ڏيکاريو؟
- کير ڪولائڊ وارو ڳار آهي، اهو دليل ڏيئي سمجهايو؟
- جو کنڊ وارو ڳار روشني کي وکيري ڇڏيندو آهي؟
- غير خالص ڳار (False Solution) جي وصف ڏيو؟
- جو ڪولائڊ وارا ڳار ٽائنڊل اثر (Tyndall Effect) ظاهر ڪن ٿا؟

معاشرو، سائنس ۽ ٽيڪنالاجي (Society, Science and Technology)

ڪميونٽي جو ڳارن جي مختلف پيداوارن سان لاڳاپو ڏيکاريو (Relate Solution to Different Products in the Community)

اسان جي روزاني زندگي ۾ ڳار بيشمار اهميت ۽ اثر رکن ٿا. اسان جڏهن پنهنجي چوڌاري نظر ڊوڙايون ٿا ته جيئن ڪولڊ ڊرنڪ، مشروبات، دوائون، مکڻ، ٽوٿ پيسٽ، سوئي گئس ۽ انهي نموني پاڻي ڏسڻ ۾ اچن ٿا اهي سڀ ڳار آهي. جڏهن چانهه جي ڪوپ ۾ کنڊ وجهي ڳڏايون ٿا اهو ڳار ناهيندا آهيون. جاندار جسمن ۾ واقع ٿيندڙ ڪيترائي ڪيميائي عمل پاڻي (هڪ ڳاريندڙ طور) جي موجودگي ۾ واقع ٿيندا آهن. اسان جي جسمن ۾ کاڌي جو هڪجهڙائي (Assimilations) جو مرحلو پڻ ڳار ۾ واقع ٿيندو آهي. پتل (Brass) ۽ فولاد (Steel) اهي پڻ ڳار آهن. هي ڳارون رڌ پچاءَ جي ٿانوَن، جراحي جي اوزارن، ڪاڏو ڪاٽڻ لاءِ چمچن، ڪانٽن وغيره ۽ ٻين ڪيترين ئي شين ناهڻ لاءِ وڏي پيماني تي استعمال ڪيا ويندا آهن. چاندي ۽ ٽين سان املگم (Amalgam) نهي ٿو جنهن کي ڏندن جي ڀرائي ڪرڻ لاءِ تمام گهڻو استعمال ڪيو وڃي ٿو. ڪيميائي مرحلن جي اڪثريت ڪيميائي عملن جي آهي جيڪي ڳار ۾ واقع ٿين ٿا. گئسن جي ڳارن کي ڪيميائي صنعتن ۾ يوريا، امونيا گئس، نائٽرڪ تيزاب، ربڙ، ڪاڏي جو تيل وغيره ناهڻ لاءِ پڻ استعمال ڪيو ويندو آهي.

اختصار

- ڳار ٻن يا وڌيڪ شين جي يڪسان ملاوت آهي.
- ڪاشيءِ جيڪا ڳري وڃي ٿي ان کي ڳرندڙ چئبو آهي.
- اهڙي شيءِ جنهن ۾ ڳرندڙ ڳري ويندو آهي ان کي ڳاريندڙ چئبو آهي.
- ڳار جا اهي جزا جيڪي ٿوري مقدار ۾ موجود هوندا آهن ۽ ڳاريندڙ ۾ ڳري سگهن ٿا ان کي ڳرندڙ چئبو آهي.
- ڳار جا اهي جزا جيڪي گهڻي مقدار ۾ موجود هوندا آهن ۽ ڳرندڙ کي ڳاري سگهن ٿا. ان کي ڳاريندڙ سڏبو آهي.
- پاڻياڻي (آبي) ڳار (Aqueous Solution) اهڙو ڳار آهي جنهن ۾ پاڻي کي ڳاريندڙ طور استعمال ڪيو ويندو آهي.
- اڻ رڇيل ڳار ۾ ڳرندڙ جو مقدار ان جي ڳري پوڻ جي اصل گنجائش کان گهٽ هوندو آهي.
- رڇيل ڳار ۾ ڳرندڙ جو ان جي ڳري پوڻ جي گنجائش مطابق مقدار ڳري ٿو.
- اعليٰ رڇيل ڳار ۾ ڳرندڙ جي ڳارڻ جي گنجائش کي گرمي پَد جي اضافي سان وڌايو ويندو آهي.
- ڳارن جا نَوَ قسم ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جي نوعيت واري بنياد تي ٺهندا آهن. ڳرندڙ نهرو، پٽڙو يا گئس ٿي سگهي ٿو. جيڪڏهن ڳار پاڻيٺ حالت ۾ آهي ان کي خالص ڳار (True Solution) سڏبو آهي.
- ڇداڻ واري ڳار (Dilute Solution) ۾ ڳاريندڙ جي گهڻي مقدار ۾ ڳرندڙ جو مقدار ٿورو هوندو آهي.
- گهاٽاڻ واري ڳار ۾ ڳاريندڙ جي گهٽ مقدار ۾ ڳرندڙ جو مقدار وڌيڪ هوندو آهي.
- اسان ڳار کي هن مساوات $M_1V_1 = M_2V_2$ سان ڇدو ڪري سگهون ٿا.
- ڪنهن ڳار ۾ ڳرندڙ جي نسبت کي گهاٽاڻ سڏبو آهي.
- موليرٽي (Molarity) جي تعريف آهي ته ڳار جي $1dm^3$ ۾ ڳرندڙ جو مول تعداد آهي. اهي ڳار جنهن جي گهاٽاڻ کي موليرٽي ۾ ڏيکاريو ويندو آهي ان کي مول وارو ڳار چئبو آهي.
- ڳار في سيڪڙو هي ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جي جزن جو ماپي ۽ مقدار جي بنياد تي هوندو آهي.
- ڳار جو في سيڪڙي مطابقت لاءِ ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جو مقدار وڌائي يا گهٽائي سگهجي ٿو.
- ڳار جي 100g ۾ ڳرندڙ جي مقدار کي ڳرڻ پذيري وصف طور ورتو ويندو آهي.
- ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جي نوعيت ”هڪجهڙا هڪجهڙن کي ڳارين ٿا“ ان اصول کي مڃين ٿا.

- غير جنس يا غير يڪسان ملاوت ڪافي وڏا اڻ ڳريل ذرڙا رکن ٿا جيڪي کُلي اک سان ڏسي سگھجن ٿا ان ڪري اڻ رچيل چئبو آهي.
- ڪولائڊ واري ڳار ۾، ڳرندڙ ذرڙا خالص ڳار جي انهن کان وڏا هوندا آهن پر پوري طرح وڏا نہ جو کُلي اک سان ڏسي سگھجن. هنن ڪري غير خالص ڳار (False Solution) چئبو آهي.

مشق

ڀاڱو (الف): صحيح جواب جي چونڊ ڪريو.

صحيح جواب تي (✓) جو نشان لڳايو.

1. مٽ (Alloy) ان جو يڪسان ملاوت آهي:

(الف) ٻن نهرن | (ب) ٻن پٽڙن
(ج) ٻن گئسن | (د) نهري ۽ پٽڙي

2. پوٽئشيم ڪلورائيڊ KCl جي رچيل ڳار کي گرم ڪرڻ تي هي ٿئي ٿو:

(الف) اڻ رچيل | (ب) اعليٰ رچيل
(ج) ڇداڻ وارو | (د) اهي سڀ

3. اسان جيڪڏهن پاڻي ۾ واريءَ کي ڳاريون ٿا تہ ان ملاوت کي چئبو آهي:

(الف) ڳار | (ب) اڻ ڳريل
(ج) ڪولائڊ | (د) گھاٽاڻ وارو ڳار

4. ڳرڻ پذيري کي اڪثر ڳاريندڙ جي ______ گرام ۾ ڳري ويل ڳرندڙ جي گرامن کي ڏيکاريو ويندو آهي.

(الف) 10 | (ب) 100
(ج) 500 | (د) 1000

5. غير جنس يا غير يڪسان ملاوت جو مثال آهي:

(الف) پاڻي ۽ کنڊ | (ب) پاڻي ۽ واري
(ج) پاڻي ۽ لوڻ | (د) پاڻي ۽ مس

6. سوڊيم ڪلورائيڊ NaCl جا ٻہ مول ان جي برابر آهن:

(الف) 123 گرام | (ب) 135 گرام
(ج) 158 گرام | (د) 117 گرام

7. ڪنهن ڳار جي موليريٽي آهي، جڏهن ڳار کي $500cm^3$ ۾ سوڊيم ڪلورائيڊ جو 40g ڳارڻ سان تيار ڪيو ويندو آهي.

(الف) 1.4M | (ب) 1.5M
(ج) 1.33M | (د) 1.37M

8. ڪنڊ جو ڳار 10%(m/m) جو مطلب آهي تہ ڳرنڌڙ جو 10g ان ۾ ڳريل آهي:
(الف) 90 گرام پاڻي جو (ب) 95 گرام پاڻي جو
(ج) 100 گرام پاڻي جو (د) 105 گرام پاڻي جو
9. خالص ڳار جو هڪ مثال هي آهي:
(الف) نشاستي جو ڳار (ب) صابڻ جو ڳار
(ج) پاڻي ۾ مَس (د) ٽوٿ پيسٽ
10. ڳار جيڪو پاڻي گهٽو رکي ٿو:
(الف) 1.0M (ب) 0.75M
(ج) 0.5M (د) 0.25M
11. جڏهن ڪنهن رچيل ڳار کي ڇڏيو ڪيو وڃي ٿو تہ اهو ان ۾ تبديل ٿئي ٿو:
(الف) رچيل ڳار (ب) اڻ رچيل ڳار
(ج) گهاٽاڻ وارو ڳار (د) اعليٰ رچيل ڳار
12. مکڻ ان ڳار جو مثال آهي:
(الف) گئس- پاڻيٺ (ب) نهرو - نهري
(ج) پاڻيٺ- نهري (د) گئس- نهري
13. ڪو ڳار جيڪو پاڻيٺ ڳاريندڙ ۾ نهرو ڳرنڌڙ رکي ٿو ان کي چئبو آهي:
(الف) نهرا گئس ۾ (ب) پاڻيٺ نهري ۾
(ج) نهرا نهري ۾ (د) نهرا پنيٺ ۾
14. اڻ ڳريل ۾ ذرڙي جو وايو ڇا ٿيندو آهي:
(الف) 10^3nm (ب) 10^2nm
(ج) 10^3nm کان گهٽ (د) 10^3nm کان وڏيڪ
15. ڳار جي هر قسم جو نالو لکو

ڳرنڌڙ	ڳاريندڙ	مثال
نهرو	پاڻيٺ	
گئس	گئس	
نهرو	نهرو	
پاڻيٺ	نهرو	
پاڻيٺ	گئس	
پاڻيٺ	پاڻيٺ	

ڀاڱو (ب): مختصر سوال

1. سوڊيم ڪلورائيڊ جو ڳار تيار ڪرڻ لاءِ ڳرندڙ- ڳاريندڙ جو باهمي عمل واضع ڪريو.
2. رچيل ڳار ۽ اڻ رچيل ڳار جي وچ ۾ فرق بيان ڪريو؟
3. ڳار جي وصف ڄاڻايو ۽ ڳارجي اهم جزن کي بيان ڪريو؟
4. توهان مايو/ مقدار في سيڪڙو %(m/v) مان ڇا مطلب ورتو آهي؟
5. مول واري ڳار جي مثال سان وصف ڏيو.
6. ڇو ڪولائڊل (Colloidal) ٽائنڊل اثر کي ظاهر ڪن ٿا؟
7. اصطلاحن جي تعريف بيان ڪريو؟

(i) ڇداڻ (Dilution) | (ii) گهاٽاڻ (concentration)

(iii) ڳرڻ پذيري (Solubility) | (iv) موليرٽي (Molarity)

8. قطبي ۽ آيونڪ ڳرندڙ صرف قطبي ڳاريندڙ ۾ ڳرندا آهن، ڇو؟
9. ڇو قطبي ڳرندڙ غير قطبي ڳاريندڙ ۾ نٿا ڳري سگهن؟
10. ڳار اسان جي ڪميونٽي لاءِ ڪيئن فائدي مند آهن؟
11. ڇو لوڻ پاڻي ۾ ڳري وڃي ٿو؟
12. هوا آڪسيجن، ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ، نائٽروجن ۽ ٻين گئسن کي رکڻ وارو هڪ ڳار آهي. ڪهڙي گئس کي ڳاريندڙ سڏيو ويندو آهي ۽ ڇو؟
13. ڇو پيٽرول پاڻي ۾ نہ ڳري سگهندو آهي؟

ڀاڱو (ج): تفصيلي سوال

1. گهاٽاڻ واري ڳار مان ڇداڻ وارو ڳار ڪيئن تيار ٿئي ٿو اهو بيان ڪريو.
2. ڳرڻ پذيري اصطلاح جي وصف ڏيو. ڪيئن ڳرندڙ ۽ ڳاريندڙ جي نوعيت ڳارڻ جي حد کي مقرر ڪري ٿي؟
3. ڪيئن لوڻ جي ڳرڻ پذيري گرمي پَد ۾ اضافي سان وڌي وڃي ٿي؟
4. پاڻي جي ماليڪيول لاءِ Na^{+} ۽ Cl^{-} آئنن وارو ڪشش جي ڇڪ کي بيان ڪريو.
5. ڳرڻ پذيري کي ”هڪجهڙا هڪ جهڙن کي ڳارين ٿا“ جي حوالي سان بيان ڪريو.
6. ڳار، اڻ ڳريل ۽ ڪولائڊسج جي وچ ۾ ڪهڙو فرق هوندو آهي؟

ڀاڱو (د): حسابي سوال

1. $30cm^{3}$ جو ڳار ناهڻ لاءِ وڌيڪ پاڻي ۾ 1.25g هائڊرو ڪلورڪ HCl کي ڳاريو ويندو آهي. ڳار جي موليرٽي ڇا ٿيندي؟

2. پاڻي ۾ پوٽئشيم ڪلورائيڊ جو 2.5g ڳارڻ سان KCl جو ڳار تيار ڪيو وڃي تو ۽ $100cm^3$ تائين مقدار ناهيو وڃي ٿو. ان ڳار جي گهاٽاڻ (mol/dm^3) معلوم ڪريو.
3. ڪنهن فلاسڪ ۾ NaOH جو 0.5M ڳار آهي. ڳار جي في dm^3 ۾ موجود NaOH جو مايو ڇا آهي؟
4. اساس جي 4M جو 200ml کي بي اثر ڪرڻ لاءِ تيزاب 0.5M جو ڪيترو مقدار گهرجي ٿو؟
5. منرل پاڻي جي بوتل، ڳار جي $100cm^3$ ۾ ڪئلشيم جو 28g رکي ٿي. ان جي گهاٽاڻ g/dm^3 ۾ معلوم ڪريو؟
6. الڪوحل جي $20cm^3$ کي پاڻي جي $80cm^3$ ۾ ڳاريل هڪ ڳار آهي. ان ڳار جي گهاٽاڻ (v/v) جو حساب ڪريو.
7. 0.3M جو $400cm^3$ وارو ڳار تيار ڪرڻ لاءِ ڪيترو (NaOH) گهربل هوندو آهي؟

باب 7

برقي ڪيميا (Electro Chemistry)

Time Allocation

Teaching periods = 12
Assessment period = 3
Weightage = 12

مکيه تصورات (Major Concepts)

7.1 آڪسيجڙ عمل تڪثير ۽ عمل تخفيف (Oxidation and Reduction)
7.2 برقي ڪيميائي سيل (Electro Chemical Cells)
7.3 ڪيميائي ڪٽ يا زنگجڙ ۽ ان جا تدارڪ (Corrosion and its Prevention)
7.4 مَٽ جو نهڙ (Alloy Formation)

شاگردن جي سکيا جا حاصلات (Students Learning Outcomes)

هن باب سکڻ بعد شاگرد:

- آڪسيجن يا هائڊروجن حاصل ڪرڻ يا ڏيڻ جي ڪري آڪسيجڙ (Oxidation) ۽ تخفيف (Reduction) جي تعريف بيان ڪري سگهندا.
- اليڪٽرانن جي حاصل ڪرڻ يا ڏيڻ ڪري آڪسيجڙ (Oxidation) ۽ عمل تخفيف اصطلاحن جي وصف بيان ڪري سگهندا.
- برق ڪيميائي عملن جي نوعيت بيان ڪري سگهندا.
- برق پاشي سيل (Electrolytic Cell) جو خاڪو ناهي سگهندا.
- ڪاٿو برقيري (Cathode) ۽ واڌو برقيري (Anode) کي سرنامون ڏيئي سگهندا.
- ڪاٿو چارج واري آئن (Anion) يا واڌو چارج واري آئن (Cation) جي سندن برقيرن طرفن ڏانهن حرڪت سڃاڻي سگهندا.
- برق پاشي سيل جي ممڪن استعمال جي فهرست جاڙائي سگهندا.
- ڊينيئل سيل (Daniell Cell) جو خاڪو ناهي سگهندا، ڪاٿو برقيرو (Cathode) ۽ واڌو برقيرو (Anode) کي سرنامون ڏيئي ۽ اليڪٽرانن جي وهڪ جو رُخ جاڙائي سگهندا.
- برق پاشي (Electrolytic) ۽ گئلوانڪ (Galvanic) سيلن ۾ فرق سڃاڻي سگهندا.
- ڪَٽ لڳڻ (Corrosion) جي وصف ڏيئي سگهندا.
- لوهه جو ڪٽجڻ (Rusting of Iron) بيان ڪري سگهندا.
- ڪَٽ جي تدارڪ لاءِ استعمال ٿيندڙ طريقن جو خلاصو لکي سگهندا.
- اسٽيل (فولاد يا رُڪ) تي ڌاتن جي برقي ملمع ڪاري (Electroplating) لاءِ استعمال ٿيندڙ ڌاتن جيئن، جست، ٽن، ڪروميم جي ملمع ڪاري) واضع ڪري سگهندا.
- بيٽري ۾ بجلي يا برقي توانائي ڪيئن پيدا ٿئي ٿي، بيان ڪري سگهندا.

تعارف (Introduction)

روزاني زندگي ۾، اسان بيٽرين ۾ سيلن تي هلندڙ ڊجيٽل واچن، ڪلڪيوليٽرن، ڪارن ۽ موبائيل فونن جو عام استعمال ڪريون ٿا.

برقي ڪيميا جا ڪجھ استعمال ڌاتن کي حاصل ڪرڻ يا سوڌڻ (Extraction of Metals) جيئن ايلومينيم، ڪاپر ۽ ڌاتن جي ملمع ڪاري آهن. هي ڪيمسٽري جي اها شاخ آهي جيڪا برقي ڪيميائي عملن، برق پاشي ۽ برق ڪيميائي سيلن سان تعلق رکي ٿي. هي شاخ برقي توانائي جو ڪيميائي توانائي ۽ ڪيميائي توانائي جو برقي توانائي ۾ تبديل ٿيڻ سان پڻ واسطو رکي ٿي.

7.1 آڪسيجڙ ۽ عمل تخفيف وارا عمل (Oxidation and Reduction Reactions)

اهڙو ڪيميائي عمل جنهن ۾ ڪيميائي توانائي بجلي واري توانائي ۾ تبديل ٿئي يا ان جي ابتڙ ٿئي ان کي برق ڪيميائي عمل چئبو آهي.

آڪسيجڙ جي عمل ۾ ڪنهن ڪيميائي شيءِ ۾ آڪسيجن جو داخل ٿيڻ يا هائڊروجن جو خارج ٿيڻ شامل ٿي سگهن ٿا.

مثال:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ (ڪوئلي جو ٻرڻ)

$2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O$ (آڪٽين (Octane) جو سڙڻ)

$N_2H_4 + O_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$ (هائڊرا زائين (Hydrazine) مان هائڊروجن جو خارج ٿيڻ)

ان ريت، عمل تخفيف ۾ ڪنهن ڪيميائي شيءِ ۾ هائڊروجن جو داخل ٿيڻ يا آڪسيجن جو خارج ٿيڻ شامل ٿي سگهن ٿا.

مثال:

$CuO + C \longrightarrow Cu + CO$ (ڪاپر آڪسائيڊ وارو تخفيفي عمل)

$CH_2 = CH_2 + H_2 \xrightarrow[(200°C)]{Ni} CH_3 - CH_3$ (ايٿين وارو تخفيفي عمل)

$Fe_2O_3 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2Fe +$ گرمي (آئرن آڪسائيڊ جو عمل تخفيف)

آڪسيجڙ ۽ تخفيف وارا عمل برق ڪيميائي عمل هوندا آهن. برقي ڪيميا جي آڪسيجڙ ۽ تخفيف وارن عملن ۾ اليڪٽرانن جي مٽاسٽا ٿيڻ شامل هوندي آهي.

اهو برق ڪيميائي عمل جنهن ۾ ائٽم، ماليڪيول يا آئن اليڪٽران ڏيئي ڇڏين ٿا ۽ ان جو آڪسيجڙ نمبر (Oxidation Number) وڌي وڃي ته ان کي آڪسيجڙ عمل چئبو آهي.

مثال: $Cu \longrightarrow Cu^{++} + 2e^-$ (آڪسيجڙ)

اهو برق ڪيميائي عمل جنهن ۾ ائٽم، ماليڪيول يا آئن اليڪٽران قبول ڪن ٿا ۽ ان جو آڪسيجڙ نمبر گهٽجي وڃي ته ان کي عمل تخفيف (Reduction) چئبو آهي.

مثال: (تخفيف وارو عمل) $S + 2e^- \longrightarrow S^{2-}$

آڪسيجنڊ ۽ تخفيف جي عمل جو خلاصو هن طرح ڏيئي سگھجي ٿو.

جدول 7.1

آڪسيجنڊ (Oxidation)	تخفيف وارو عمل (Reduction)
آڪسيجن جو جوڙ ٿيڻ	هائڊروجن جو جوڙ ٿيڻ
هائڊروجن جو خارج ٿيڻ	آڪسيجن جو خارج ٿيڻ
مادي جي آڪسيجنڊ نمبر وڌي وڃڻ	مادي جي آڪسيجنڊ نمبر گھٽجي وڃڻ

آڪسيجٽي ۽ تخفيفي ڪيميائي عامل (Oxidizing and Reducing Agents)

آڪسيجٽي ڪيميائي عامل جي ڪري آڪسيجنڊ واقع ٿيندو آهي ۽ تخفيفي ڪيميائي عامل تخفيف جي عمل جو ذميوار آهي. تڪثيري ڪيميائي عامل اهي شيون آهن جيڪي اليڪٽران قبول ڪن ٿيون ۽ ساڳئي طرح تخفيفي ڪيميائي عامل اهي شيون آهن، جيڪي اليڪٽران ڏيئي ڇڏين ٿيون.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

تخفيف تڪثيري عمل (Redox Reaction) جو هڪ مثال روشنائي ترڪيب (Photosynthesis) آهي.

روشنائي ترڪيب سان گلوڪوز حاصل ٿئي ٿو.

$$6CO_2 + 6H_2O + \text{سج جي روشني} \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

پاڻي جو ماليڪيول اليڪٽران ڏيئي ڇڏي ٿو ۽ هائڊروجن آئن نهي تو هي عمل آڪسيجنڊ آهي. ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ اليڪٽران حاصل ڪري ٿو هي عمل تخفيف آهي. ڪاربان ڊاءِ آڪسائيڊ اليڪٽران حاصل ڪري هائڊروجن آئن سان عمل ڪري گلوڪوز $C_6H_{12}O_6$ ناهين ٿا.

مثال: $Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$

هن مساوات ۾ زنڪ اليڪٽران ڏيئي آڪسيجنڊ جي عمل ۾ وڃي ٿو ۽ هي تخفيفي ڪيميائي عامل (Reducing Agent) طور ڪم ڪري ٿو. جڏهن ته ڪلورين اليڪٽران قبول ڪري تخفيفي عمل ۾ وڃي ٿو ۽ آڪسيجٽي ڪيميائي عامل (Oxidizing Agents) طور ڪم ڪري ٿو.

هيٺ ڪجھ تڪثيري ۽ تخفيفي عاملن جي جدول ڏنل آهي.

جدول 7.2

تڪثيري عامل (Oxidizing Agent)	تخفيفي عامل (Reducing Agent)
H_2SO_4، HNO_3، $KMnO_4$، $K_2Cr_2O_7$، Cl_2، Br_2، I_2 وغيره	الڪلي (اساسي) ڌاتو Al، H_2S، Zn، NaH، KH وغيره

آزمائشي سوال

- هيٺ ڄاڻايل مان تڪثيري ۽ تخفيفي ڪيميائي عاملن جي سڃاڻپ ڪريو؟

1. Al
2. Na
3. H_2S
4. H_2SO_4
5. $KMnO_3$
6. Zn

- هيٺ ڪيميائي عمل ۾ تڪثيري ۽ تخفيفي عاملن جي سڃاڻپ ڪريو.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

7.2 برق ڪيميائي سيل (Electro Chemical Cells)

اهو اوزار يا سيل جيڪو تخفيفي تڪثيري عمل سان ڪيميائي توانائي کي برقي توانائي ۾ يا ان ابتڙ تبديل ڪري تو ان کي برقي ڪيميائي سيل چئبو آهي.

برق ڪيميائي عمل، برقي ڪيميائي سيلن اندر جاري رهندا آهن. هي ٻن برقيرن (Electrodes) تي مشتمل ٿيندو آهي، جتي تخفيفي تڪثيري عمل (Redox Reaction) واقع ٿيندا رهندا آهن. اهو برقيرو جتي آڪسيجنڙ (تڪثير وارو عمل) ٿئي تو ان کي واڌو برقيرو (Anode) چئبو آهي ۽ برقيرو جتي تخفيف وارو عمل (Reduction) ٿئي تو ان کي ڪاٽو برقيرو (Cathode) چئبو آهي. هر برقيري تي ٿيندڙ عملن کي سيل جو اڌ عمل (Half Cell Reaction) چئبو آهي. سيل جو مجموعي عمل ٻن اڌ سيل عملن جو ميلاپ آهي. هر اليڪٽروڊ بيٽري سان ڳنڍيل هوندو آهي. سيل ۾ اليڪٽرولائيٽ (Electrolyte) موجود هوندو آهي. برقي ڪيميائي سيل ٻن قسمن جا ٿيندا آهن.

1. برق پاش يا اليڪٽرولائٽڪ سيل   2. گئلوانڪ يا وولٽڪ سيل

7.2.1 برق پاش جا تصورات (Concepts of Electrolyte)

برق پاش يا اليڪٽرولائيٽ آزاد آئنن جي حرڪت ڪري بجلي پسرائڻ وارو ٿئي ٿو. آبي ڳار تيزاب، اساس، ۽ لوڻيات برق پاش يا اليڪٽرولائيٽ آهن.

ڪجهه مضبوط ۽ ڪمزور برق پاش هيٺ جدول 7.3 ۾ ڏيکاريل آهن.

جدول 7.3

	طاقتور برق پاش	ڪمزور برق پاش
تيزاب	H_2SO_4، HI، HNO_3، HCl	CH_3COOH، H_2CO_3، H_2S
اساس	LiOH، NaOH، KOH	$Mg(OH)_2$، $Ca(OH)_2$، NH_4OH
لوڻ	$CuSO_4$، NaCl، KI	AgCl، $KHCO_3$، PbI

اهي شيون جيڪي رجيل يا آبي ڳار جي صورت ۾ بجلي پسرائڻ قابل نه هونديون آهن انهن کي غير برق پاش (Non Electrolyte) چئبو آهي.

مثال: بينزين (Benzene)، گلوڪوز (Glucose) ۽ يوريا (Urea) وغيره غير برق پاش آهن.

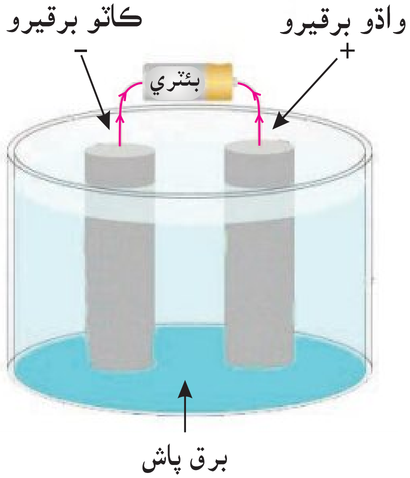
آزمائشي سوال

- برق پاش يا اليڪٽرولائيٽ جي وصف ڏيو؟
- طاقتور برق پاش (Strong electrolyte) ڇا هوندا آهن؟
- غير برق پاش (Non electrolyte) ڇا آهن؟
- هيٺين مان طاقتور ۽ ڪمزور برق پاشن جي سڃاڻپ ڪريو.

.1 $HCl_{(aq)}$، .2 $KCl_{(aq)}$، .3 $NaOH_{(aq)}$، .4 $H_2S_{(aq)}$، .5 $CH_3COOH_{(aq)}$ .6 $NH_4OH_{(aq)}$

7.2.2 برق پاشي سيل ۽ برق پاشيدگي (Electrolytic Cells and Electrolysis)

برق پاشيدگي (Electrolysis) ۾ تخفيفي تڪثيري عمل برق پاشي سيل ۾ جاري رهندو آهي. برق پاشيدگي ۾ واڌو ۽ ڪاٽو آئنن جي مخالف برقيري ڏانهن حرڪت سبب ڪرنٽ برقي پاش منجهان گذري ٿو. نتيجي طور آئن پنهنجي لاڳاپيل برقيرن تي خارج ٿين ٿا.



شڪل 7.1 برق پاشي سيل ۾ برقي پاشيدگي

سيل جو اهو قسم جيڪو لڳاتار عمل لاءِ بجلي استعمال ڪري ان کي برق پاشي سيل (Electrolytic Cell) چئبو آهي.

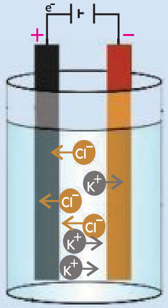
هڪ برق پاشي سيل، برقي پاش، برقي چيد ۽ بيٽري تي مشتمل هوندو آهي. برق پاشي سيل جو خاڪو شڪل 7.1 ۾ ڏيکاريل آهي.

خاڪو ڏيکاري ٿو ته بيٽري مان اليڪٽران ڪاٽو برقيري منجهان داخل ٿين ٿا جتي واڌو آئن اليڪٽران حاصل ڪري تخفيفي عمل ڪندا آهن. واڌو برقيري وٽ ڪاٽوآئن اليڪٽران خارج ڪن ٿا ۽ آڪسيجڙ يا تڪثير وارو عمل واقع ٿئي ٿو. ان جو مطلب ڪيٿوڊ تي تخفيف وارو عمل واقع ٿئي ٿو ۽ ائنوڊ تي آڪسيجڙ واقع ٿئي ٿو.

ڪاٽو برقيري وٽ $M^+ + e^- \rightarrow M$ (تخفيف وارو عمل اليڪٽران حاصل ٿين ٿا)

واڌو برقيري وٽ $X^- \longrightarrow X + e^-$ (تڪثير – اليڪٽران خارج ٿين ٿا)

آزمائشي سوال



- رجيل پوٽئشيم ڪلورائيڊ جو برق پاشيدگي وارو برق پاشي سيل جو خاڪو ناهيو.
- برق پاشي سيل جي خاڪي مان ڪاٿو برقيرو، واڌو برقيرو تڪثير، تخفيف وارو عمل ۾ اليڪٽرانن جي حرڪت کي سجاڳي واضح ڪريو.

برقي پاشي سيلن جا استعمال (Applications of Electrolytic Cells)

برق پاشي سيلن جا اهم استعمال هيٺ ڏنل آهن.

i. ڊائون سيل (Down's Cell) رجيل سوڊيم ڪلورائيڊ مان سوڊيم تيار ڪرڻ لاءِ استعمال ڪيوويندو آهي.

ii. نيلسن جي سيل (Nelson's Cell) آبي سوڊيم ڪلورائيڊ مان سوڊا ڪار (NaOH) (Caustic Soda) تيار ڪرڻ لاءِ استعمال ڪيو ويندو آهي. هن کي ڪلورين گئس حاصل ڪرڻ لاءِ پڻ استعمال ڪيو وڃي ٿو.

iii. ايلومينيم ڌاتُ حاصل ڪرڻ (Extraction of Aluminum) لاءِ استعمال ڪيو ويندو آهي.

iv. ڪاپر کي برقي طريقي سان خالص (Electro Refining) ڪرڻ لاءِ استعمال ٿيندو آهي.

v. برق پاشي سيل ڌاتن جي برقي ملمع ڪاري (Electro Plating) ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي.

7.2.3 فئراڊي جو برق پاشيدگي وارو قانون (Faraday's Law of Electrolysis)

برطانوي ڪيميادان مائيڪل فئراڊي (Michael Faraday) برقي ڪيميا جي ميدان ۾ وڏا ڪارناما سرانجام ڏنا. هن ڪرنٽ ۽ برقيرن تي گڏ ٿيل شين جي وچ ۾ مقداري لاڳاپن جو مشاهدو ڪيو.

هن برقي پاشيدگي بابت ڪيترائي تجربا ۽ پنهنجي مشاهدن جي آڌار تي برق پاشيدگي جا ٻه قانون پيش ڪيا.

فئراڊي جي برق پاشيدگي وارو پهريون قانون (Faraday First Law of Electrolysis)

هي قانون ٻڌائي ٿو ته ڪنهن شيءِ جو مقدار جيڪو برقي پاشيدگي دوران ڪنهن به برقيري تي جمع ٿئي يا اتان خارج ٿئي اهو برق پاش مان گذاريل بجليءَ جي مقدار سان سڌي نسبت رکي ٿو.

$$W \propto A \times t$$

يا

$$W = ZAt$$

هن مساوات ۾ ڪنهن برقيري تي جمع ٿيل يا خارج ٿيندڙ جو مقدار (w)، ڪرنٽ ايمپيئر ۾ (A) ۽ وقت سيڪنڊن ۾ (t) ۽ Z برق ڪيميائي متبادل (Constant) آهي.

ڪولمب (C) = ايمپيئر (A) × وقت (s)

جيڪڏهن A = 1 ايمپيئر، t = 1 سيڪنڊ پوءِ W = Z

ڪنهن به شيءِ جو برق ڪيميائي متبادل (Electro Chemical Equivalent) برق پاشيدگي دوران برقيرن تي جمع ٿيل يا خارج ٿيندڙ شيءِ جو وزن W آهي. جيڪو برقي پاش مان هڪ ڪولمب چارج هڪ سيڪنڊ لاءِ گذارڻ سان حاصل ٿيندو آهي.

فئرادي جي برق پاشيدگي وارو ٻيو قانون (Faraday's Second Law of Electrolysis)

هي قانون ٻڌائي ٿو ته مختلف شين جا مقدار جيڪي انهن جي مختلف برقي پاشن مان ساڳئي مقدار واري ڪرنٽ گذارڻ سان جمع ٿين ٿا يا خارج ٿين ٿا انهن جي ڪيميائي متبادل ماين (Equivalent Mass) سان سڌي نسبت رکن ٿا.

ڪنهن به عنصر لاءِ

$$\text{متبادل مايو} = \frac{\text{ائٽمي مايو}}{\text{ويلنسي}}$$

مثال: ايليومينيم (Al) جو ڪيميائي متبادل مايو $= \frac{27}{3} = 9g$

سلور (Ag) جو ڪيميائي متبادل مايو $= \frac{108}{1} = 108g$

چارج جي اها مقدار جيڪا ڪنهن شيءِ جو 1 gm جمع ڪري يا خارج ڪري ان کي 1 فئرادي (1F) چئبو آهي.

$$1F = 96500\ C$$

مثال:

ٽن برق پاشي خانن ۾ سلور نائٽريٽ، ڪاپر سلفيٽ ۽ ايلومينيم نائٽريٽ جا ٽي الڳ الڳ برق پاشي ڳار ڪٽو هر هڪ مان هڪ جيترو ڪرنٽ جو مقدار (96500 ڪولمب) گذاريو وڃي ته نتيجي طور سندن لاڳاپيل برقيرن تي سِلور جا 108g، ڪاپر جا 31.75g ۽ ايلومينيم جا 9g جمع ٿيندا.

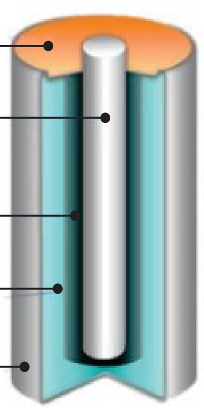
بئٽريون (Batteries)

اسان بئٽري سان هلندڙ ڪيترائي برقي اوزار استعمال ڪريون ٿا. بئٽري سلسليوار ڳنڍيل گئلوانو سيلن تي مشتمل هوندي آهي. مثال طور خشڪ سيل (Dry Cell)، ليڊ اسٽوريج بئٽري (Lead Storage Battery)، مرڪيوري بئٽري وغيره.

بئٽرين جي پرائمري (ٻيهر چارج نه ٿيندڙ) ۽ سيڪنڊري (ٻيهر چارج ٿيڻ) طور درجه بندي ڪئي ويئي آهي.

سائنسدان موبائيل فونن، آمدورفت، ڪمپيوٽر ٽيڪنالاجي وغيره لاءِ بيٽرين کي وڌيڪ توانائي، حفاظت ۽ ٻيهر استعمال قابل بنائڻ لاءِ ڪم سرانجام ڏيئي رهيا آهن.

خشڪ سيل (Dry Cell)



شڪل 7.2 خشڪ سيل

هن کي ليڪلانچي سيل (Leclanche Cell) طور پڻ سڃاتو ويندو آهي.

هي پرائمري سيل جو هڪ قسم جيڪو ان ۾ رکيل سندن ڪيميائي شين جي وچ ۾ تخفيفي تڪثيري عمل ڪري بجلي پيدا ڪندو آهي. هي زنڪ کي واڌو برقيري طور ۽ مئگنيز ڊاءِ آڪسائيڊ کي ڪاٿو برقيري طور ۽ پاٽياڻي امونيم ڪلورائيڊ يا زنڪ ڪلورائيڊ کي برق پاش طور استعمال ڪري ٿو. سيل جو خاڪو شڪل 7.2 ۾ ڏنل آهي. بجلي جي پسرائڻ لاءِ ڪاربان راڊ جي مٿان ڪاپر جي چوٽي لڳائي ويندي آهي.

زنڪ ۽ گريفائيٽ کي پوءِ ڌاتو جي تار ذريعي ملايو ويندو آهي. نتيجي طور هيٺ ڏنل ڪيميائي عمل واقع ٿين ٿا.

واڌو برقيري تي عمل $Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

ڪاٿو برقيري تي عمل $2NH^+_4 + 2MnO_2 + 2e^- \rightarrow Mn_2O_3 + 2NH_3 + H_2O$

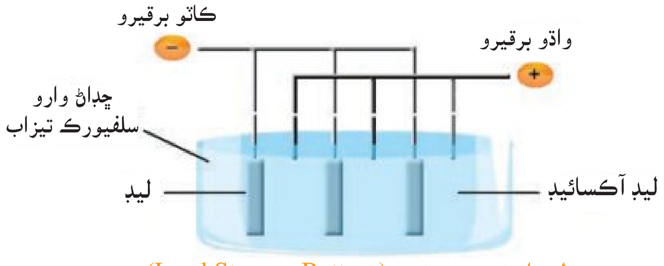
هي عمل 1.5V وولٽيج (Potential) مهيا ڪري ٿو.

ليڊ اسٽوريج بيٽري (Lead Storage Battery)

بيٽري هڪ اهڙو اوزار آهي جيڪو برق ڪيميائي عملن ذريعي بجلي مهيا ڪري ٿو. ليڊ اسٽوريج بيٽري سيڪنڊري سيل جو هڪ مثال آهي. جنهن ۾ ڪيميائي تبديلين کي واپس بدلائي سگهجي ٿو. هن ۾ گهٽائي وولٽڪ سيل سلسليوار ترتيب ۾ ڳنڍيل هوندا آهن. هن ۾ شيهي (Pb) جي پليٽ واڌو برقيرو ليڊ آڪسائيڊ (PbO_2) ڪاٿو برقيرو هوندو آهي. هي برقيرا چدي گندرف جي تيزاب diluted H_2SO_4 برق پاشي ڳار ۾ ٻڏل هوندا آهن.

هن ۾ چارج ٿيڻ (Charging) ۽ خارج ٿيڻ (Discharging) ڪرڻ جو مرحلو هيٺ ڏيکاري سگهجي ٿو.

$$Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \underset{\text{چارج}}{\overset{\text{ڊسچارج}}{\rightleftharpoons}} 2PbSO_4 + 2H_2O$$



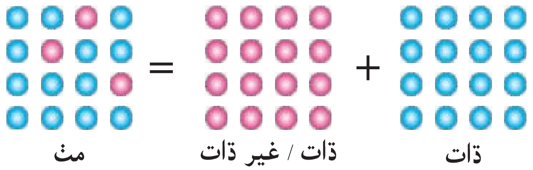
شڪل 7.3 ليڊ اسٽوريج بيٽري

مٽ ٺهڻ (Alloy Formation)

مٽ (Alloy) ڌات جي ڌات سان يا ڌات جو غير ڌات سان ملاوت آهي. دنيا ۾ هن وقت تقريباً 7000 مَٽ مختلف مقصدن لاءِ استعمال ڪيا وڃن ٿا.

مثال: پتل (Brass)، ڪاپر (Cu) ۽ زنڪ (Zn) جو مٽ آهي. فولاد (Steel) هي لوهه ۽ ڪاربان جو مٽ آهي.

مٽ عنصرن جي مختلف نسبتن جي ملائڻ ذريعي تيار ڪري سگهجي ٿو. هن ۾ ڌاتو ائٽمن جا تهه هڪٻئي مٿان سِرڪي نہ سگهندا آهن، ان ڪري مٽ خالص ڌاتن کان وڌيڪ سخت ۽ مضبوط ٿيندا آهن.



شڪل 7.4 مٽ جو ٺهڻ

ڪجهه اهم مٽ هيٺ لکيل آهن.

جدول 7.4

مٽ جو نالو (Name of Alloy)	جزا (Components)	استعمال (Applications)
وڄڻ وارو ڌاتو Bell	Sn – Cu	ڳهنڊ ناهڻ
پتل (Brass)	Zn – Cu	جراثيم ڪش فطرت سبب دروازي جي هٿيئ ۽ سخت پٽين ۾، پاڻي جي نلين ۾، نيپو ناهڻ جي سانچي ۾
ڪؤنسو (Bronze)	Sn – Zn – Cu	سڪا، تمغا، اوزار وغيره
مونل (Monel)	Fe – Cu – Ni	ڪَٽ کي روڪڻ وارو ٺانءُ
ڊيورالومن (Duralumin)	Mg – Cu – Al – Ni	بيڙي، هوائي جهاز وغيره
سولڊر (Solder)	Sb – Cu – Pb – Sn	برقي سرڪٽ ۾ ٽانڪا لڳائڻ

النيڪو (Alnico)	Co – Ni – Al - Fe	لائوڊ اسپيڪر ۾ استعمال ٿيندڙ چقمق ۾
املگم (Amalgam)	Zn – Cu – Ag – Hg	ڏندن جي پرائي
ڪپرونڪل (Cupronickel)	Mn – Ni – Cu	سڪا
جست (Pewter)	Bi – Sb – Pb – Cu – Sb	مصنوعي زيور
اسٽرلنگ چاندي (Sterling Silver)	Cu – Ag	ٿانوَ - طبي اوزار
سفيد سون (White Gold (18 carat)	Cu – Ag – Pb - Au	زيور

چا توهان کي خبر آهي؟

24 قيراط سون کي 100 في سيڪڙو خالص سون چئبو آهي. ڌاتن جي ملائڻ سان سون مختلف رنگ ظاهر ڪري ٿو.

سون جا مٽ (Alloys of Gold)

پيلو سون (Yellow Gold) (22K) جي مٽ ۾ سون جي 91.67% سان Zn, Cu, Ag بين جزن طور ٿيندا آهن.

ڳاڙهو سون (Red Gold) (18K) جو مٽ سون جي 75% سان Cu بئي جزي طور رکي ٿو.

اڇو سون (White Gold) (18K) جو مٽ سون جي 75% سان Ag, Cu بين جزن طور شامل هوندا آهن.

7.3 ڪَٽُ ۽ ان جو تدارڪ (Corrosion and Its Prevention)

گهم (Moisture) جي موجودگي ۾ ڌاتو آڪسيجن سان ڪيميائي عمل ڪندا آهن ۽ هاجيڪار آڪسائيڊ ناهي سگهن ٿا. ڌاتو جي آڪسائيڊ وارا تهه سوراخدار (Porous) هوندا آهن ۽ هاجيڪار آڪسائيڊ ناهڻ لاءِ آڪسيجن سان وڌيڪ ڪيميائي عمل جو سبب ٿين ٿا. ان کي ڌاتن جو ڳرڻ ڪَٽُ چئبو آهي.

7.3.1 لوهه جو ڪٽجڻ (Rusting of Iron)

لوهه جو ڪٽجڻ هڪ برقي ڪيميائي (Electro Chemical) عمل آهي. هوا يا پاڻي جي موجودگي ۾ لوهه جي تخفيفي تڪثيري عمل سان لوهه جو آڪسائيڊ ($Fe_2O_3 . nH_2O$) نهي ٿو. ان کي لوهه جو ڪٽجڻ چئبو آهي. لوهه جي ڪٽ لڳل سطح هيٺ اهو عمل جاري رهي سگهي ٿو ۽ نيٺ سمورو لوهه ڳاڙهي ناسي (Reddish Brown) ڪٽ ۾ متجي وڃي ٿو. هي عمل ڌاتو جي سطح تي مختلف جاين تي واقع ٿئي ٿو. ڌاتو جو گهميل سطح واڌو چارج واري برقيري طور عمل ڪري ٿو ۽ ان حصي ۾ لوهه جو تڪشيري عمل واقع ٿئي ٿو.

$$Fe(s) \longrightarrow Fe^{+2}_{(aq)} + 2e^-$$

ذاتو جو گھٽي گھم وارو سطح ڪاٿو برقيري طور عمل ڪري ٿو ۽ هوا مان آڪسيجن سان تخفيفي عمل ڪري OH^{-1} ۾ بدلائي ٿو.

$$O_2 + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^{-1}$$

هن طرح لوهه جو آئن Fe^{+2} آڪسيجن سان عمل ڪري ٿو ۽ ڪَٽ، لوهه جو آڪسائيڊ $(Fe_2O_3.\ nH_2O)$ ٺهي ٿو.

ڪَٽ جا تدارڪ (Prevention from Corrosion)

سيني ذاتن کي ڪٽ کان هينين ريت بچائي سگھجي ٿو.

1. ذاتو جو ميلاپ يا مٽ ناھڻ (Alloying)

مٽ ناھڻ سان ذاتو کي زنگجڻ کان محفوظ رکي سگھجي ٿو جو تہ هي ان جي آڪسيجڻ جي خاصيت کي گھٽائي ٿو.

مثال: لوهه (Fe) کي ڪروميم (Cr) ۽ نکل (Ni) سان ملائي داڳ فولاد ۾ تبديل ڪري سگھجي ٿو. ان طرح لوهه (Fe) ڪَٽ کان محفوظ ٿي ويندو.

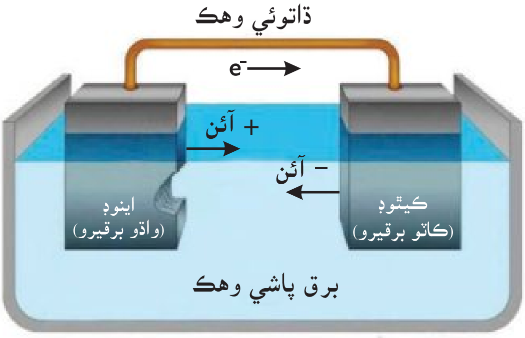
2. ذاتوئي تھ چاڙھڻ يا ملمع ڪاري Metallic Coating (Electro Plating)

سيني ذاتن کي ان جي سطح تي بين ذاتن جيئن ٽن (Sn) يا زنڪ (Zn) جو تھ چاڙھڻ ذريعي ڪَٽ کان بچائي سگھجي ٿو.

ڪنهن ذات جو برق پاشي طريقي سان بئي ذات مٿان ان تھ جو چاڙھڻ کي برقي ملمع ڪاري يا اليڪٽرو پليٽنگ سڏيو وڃي ٿو. جيئن لوهه کي ڪروميم (Cr)، نکل (Ni) ۽ چاندي (Ag) سان برقي ملمع ڪاري ڪري ڪَٽ کان بچائي سگھجي ٿو.

3. ڪيٿوڊڪ تدارڪ (Cathodic Protection)

هن طريقي ذريعي زيرزمين شين جيئن پائيپ، ٽئنڪ، تيل جي تنصيب وغيره کي ڪيٿوڊ ناھڻ ذريعي ڪَٽ کان محفوظ ڪرڻ لاءِ عمل ۾ آندو وڃي ٿو. ڪجھ فعال ذاتو جيئن مئگنيشيم (Mg) يا ايلومينيم (Al) کي اينوڊ طور استعمال ڪيو ويندو آهي ۽ هنن کي لوهه (Fe) سان جوڙيو ويندو آهي. هي عامل ذاتو پاڻ آڪسيجٽي عمل ڪن ٿا ۽ بين ذاتن کي ڪَٽ کان محفوظ رکن ٿا.



شڪل 7.5

4. رنگ ڏيڻ سان (Coating with Paint)

عام طور ڌات کي ڪَٽ کان محفوظ ڪرڻ لاءِ ان تي رنگ جو تهه لڳايو ويندو آهي. رنگ ڌاتوءَ کي آڪسيجن، گهم ۽ ٻين هاڃيڪار ڪيميائي عاملن جي ڪيميائي عمل کان محفوظ ڪري ٿو.

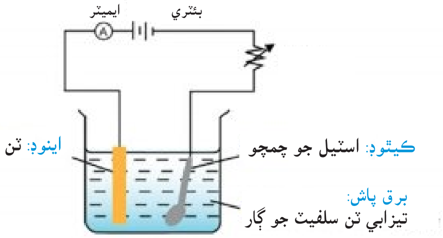
ڇا توهان کي خبر آهي؟

ڌاتن جو ڪَٽ لڳڻ جي وضاحت ڪريو؟
ڌاتن کي ڪَٽ کان ڪيئن محفوظ ڪري سگهجي ٿو؟
ڪيٿوڊڪ (Cathodic) وارو تدارڪ ڌاتن کي ڪَٽ کان ڪيئن محفوظ بڻائي ٿو؟

7.3.2 اسٽيل تي برقي ملمع ڪاري (Electroplating of Steel)

ڪنهن ڌاتو جو تهه برقي پاشيدگي وسيلي ٻئي ڌاتو جي سطح تي چاڙهڻ جي عمل کي برقي ملمع ڪاري يا اليڪٽرو پليٽنگ چئبو آهي.

ٽن جي ملمع ڪاري (Tin Plating):



شڪل 7.6 اسٽيل چمچ تي ٽن جي ملمع ڪاري

اسٽيل جي چمچن تي ٽن جي ملمع ڪاري لاءِ تيزابي ٽن سلفيٽ (Acidified Tin Sulphate) کي محلول طور استعمال ڪجي ٿو. ٽن (Sn) کي اينوڊ طور ۽ اسٽيل جو چمچو ڪئٿوڊ طور استعمال ڪيو ويندو آهي. جڏهن برق پاشن مان ڪرنٽ گذاريو وڃي ٿو ته ٽن آئن (Sn^{+2}) ڪاٿوڊ ڪيٿوڊ تي ٽن ڌات (Sn) طور جمع ٿين ٿا. ٽن برقيرو پوءِ ٽن آئن (Sn^{++}) ۾ تبديل ٿئي ٿو.

$$SnSO_{4\,(aq)} \rightleftharpoons Sn^{++} + SO_4^{2-}$$

$$Sn \longrightarrow Sn^{++} + 2e^-$$ اينوڊ تي عمل

$$Sn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Sn$$ ڪيٿوڊ تي عمل

جست سان ملمع ڪاري (Zinc Plating)

اهو عمل جنهن ۾ ڪنهن سطح تي برقي پاشيدگي جي طريقي سان جست (Zinc) جو تهه چاڙهيو وڃي ان کي جست جي ملمع ڪاري يا گئلوانائيزنگ (Galvanizing) چئبو آهي. پوٽئشيم زنڪ سائنائيڊ (Potassium Zinc Cyanide) کي زنڪ آئن (Zn^{+2}) حاصل ڪرڻ لاءِ برق پاش طور استعمال ڪيو ويندو آهي. زنڪ ڌاتو واڙو برقيري طور ۽ لوهه جي شيءِ ڪاٿو برقيري طور استعمال ڪيو وڃي ٿو. برقي پاشيدگي

دوران Zn^{++} ڪيٿوڊ تي جمع ٿئي ٿو ۽ زنڪ ائنوڊ پوءِ زنڪ آئن Zn^{+2} ۾ بدلجي ٿو. زنڪ جي ملمع ڪاري دوران هيٺيان عمل واقع ٿيندا آهن.

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$ (ائنوڊ تي عمل)

$$Zn^{+2} + 2e^- \longrightarrow Zn$$ (ڪيٿوڊ تي عمل)

چاندي سان ملمع ڪاري (Silver Electro Plating)

هن عمل ۾ لوهه يا ڪنهن ڌات جي سطح تي چاندي جو تهه برق پاشيدگي سان چاڙهيو وڃي ٿو. هن کي چاندي سان ملمع ڪاري سڏبو آهي. هن مرحلي ۾ سلور آئن (Ag^+) آئن حاصل ڪرڻ لاءِ سلور ڪلورائيڊ (AgCl) Silver Chloride جي ابي ڳار برق پاش طور استعمال ڪيو ويندو آهي. سلور (Ag) ائنوڊ طور ۽ لوهه جي شيءِ جيئن چمچو ڪئٿوڊ طور استعمال ڪيوويندو آهي. سلور آئن (Ag^+) ڪيٿوڊ تي اليڪٽران حاصل ڪري تخفيفي عمل ڪندا آهن. سلور ائنوڊ اليڪٽران ڇڏي آڪسيجڻي عمل ڪندي سلور آئن (Ag^+) ناهي ٿو.

هيٺ ڄاڻايل ڪيميائي تبديليون واقع ٿين ٿيون.

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

ڪيٿوڊ تي

$$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$$

ائنوڊ تي

$$Ag \longrightarrow Ag^+ + e^-$$

ڪروميم جي ملمع ڪاري (Chromium Plating)

اهو عمل جنهن ۾ ڪنهن ڌات جي سطح تي برقي پاشيدگي جي طريقي سان ڪروميم جو تهه چاڙهيو وڃي ٿو ان کي ڪروميم سان ملمع ڪاري (Chromium Plating) چئبو آهي. تيزابي ڪروميم سلفيٽ $Cr_2(SO_4)_3$ ڪروميم آئن (Cr^{+3}) حاصل ڪرڻ لاءِ برق پاش طور استعمال ڪيو ويندو آهي. ڪروميم ڌات کي ائنوڊ طور ۽ ٻئي ڌات کي ڪيٿوڊ طور استعمال ڪيو ويندو آهي.

ڪروميم جي ملمع ڪاري ۾ هيٺ ڄاڻايل ڪيميائي تبديليون واقع ٿين ٿيون.

$$Cr_2(SO_4)_3 \rightleftharpoons 2Cr^{3+}_{(aq)} + 3SO^{-2}_{4(aq)}$$

ائنوڊ وٽ عمل

$$Cr \rightleftharpoons Cr^{3+} + 3e^-$$

ڪيٿوڊ وٽ عمل

$$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$$

ڪروميم سان ملمع ڪار گاڏين جي صنعت ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي.

معاشرو، ٽيڪنالاجي ۽ سائنس (Society, Technology and Science)

لوھ تيز عامل ڌات آھي، ھي ڪاڏي جي شين سان عمل ڪري ۽ انھن کي ضايع ڪري سگھي ٿو.

ٽن غير زھريلو، گھٽ عامل ۽ ڪَٽ کان بچائيندڙ آھي. ٽن ڪاڏي ۾ موجود لوڻ يا نامياتي تيزابن سان عمل نہ ڪري سگھندو آھي. تنھنڪري ٽن ملمع ڪاري وارا ڊبا مشروبات ۽ ڪاڏي محفوظ ڪرڻ لاءِ استعمال ڪيا ويندا آھن. چاندي چمڪندڙ (Lustrous) سفيد ڌات آھي. ڪيترن ئي ڌات جي شين جي خوبصورتي ۽ ڪَٽ خلاف مدافعت وڌائڻ لاءِ انھن تي چاندي جي ملمع ڪاري ڪئي ويندي آھي.

ڌات جي سطح تي چاندي جو سنھون تھ پائدار تھ ناھي ٿو. ڌات جي سطح تي چاندي جو ٿلھو تھ نرم ٿيندو آھي ۽ سلور سلفائيڊ (Ag_2S) جي نھڻ سبب آھستي آھستي ڪارو ٿي ويندو آھي.

تصوراتي خاڪو

برقي ڪيميا تعلق رکي ٿي

برقي ڪيميائي سيلن سان

برق پاشي سيل
هي برقي توانائي کي ڪيميائي توانائي ۾ تبديل ڪن ٿا.
مثال طور:
- ڊائونسيل ڪاسٽزڪلينر سيل

وولٽڪ (گئلولنڪ) سيل
هي ڪيميائي توانائي کي برقي توانائي ۾ تبديل ڪن ٿا.
مثال طور:
- ڊينيئل سيل
- بئٽريون

برقي ڪيميائي سيلن ۾ برقيرا ٿيندا آهن.

ڪاٿو برقيرو
ڪيٿوڊ تي تخفيفي عمل واقع ٿين ٿا. واڌو آئن ڪاٿو برقيري طرف حرڪت ڪن ٿا.

واڌو برقيرو
ائنوڊ تي آڪسيجڻي عمل واقع ٿيندو آهي. ڪاٿو آئن واڌو برقيري ڏانهن حرڪت ڪن ٿا.

برقي ڪيميائي عملن سان
هي عمل برقي توانائي کي ڪيميائي توانائي يا ابتڙ تبديل ڪن ٿا. هن ۾ تخفيفي تڪثيري عمل شامل هوندو آهي.

آڪسيجڻي عمل
هن عمل ۾ اليڪٽران ڏيئي ڇڏڻ ڪري عنصر جو آڪسيجڻ نمبر وڌي وڃي ٿو. آڪسيجن جو داخل ٿيڻ يا هائڊروجن جو خارج ٿيڻ کي پڻ آڪسيجڻي عمل طور سمجهيو وڃي ٿو.

تخفيف وارو عمل
هن عمل ۾ اليڪٽران حاصل ڪري عنصر جو آڪسيجڻ نمبر گهٽجي وڃي ٿو. هائڊروجن جو داخل ٿيڻ يا آڪسيجن جو خارج ٿيڻ کي تخفيف واري عمل طور سمجهيو وڃي ٿو.

برق پاشي آئنن سان
هي آئن تي مشتمل هوندو آهي ۽ بجلي کي پسرائين ٿا.
مثال طور:
تيزاب، اساس ۽ لوڻ جا آبي گاڙ اهي برق پاش آهن.

اختصار

- ڪيميائي شيءِ جو اليڪٽران ڏيئي ڇڏڻ آڪسيجڻ آهي.
- ڪيميائي شيءِ جو اليڪٽران حاصل ڪرڻ تخفيف وارو عمل آهي.
- برق پاش آزاد حرڪت ڪندڙ آئنن تي مشتمل ٿئي ٿو ۽ بجلي ڪي پسرائي ٿو.
- بئٽري جو چيڙو برقيرو (Electrode) بجلي جو پسرائيندڙ هوندو آهي.
- اهو برقيرو جنهن تي آڪسيجڻ واقع ٿئي ان کي واڌو برقيرو (Anode) چئبو آهي.
- اهو برقيرو جنهن تي تخفيف جو عمل واقع ٿئي ان کي ڪاٽو برقيرو (Cathode) چئبو آهي.
- برق پاشيدگي اهو عمل آهي جنهن ۾ آئن ڪاٽو برقيري ۽ واڌو برقيري ڏانهن نقل مڪاني ڪندا آهن.
- تڪثير واري عمل ۾ عامل اليڪٽران حاصل ڪري آڪسيجڻ ۾ مدد ڪن ٿا.
- تخفيف واري عمل ۾ عامل اليڪٽران ڏيئي تخفيف وارو عمل ۾ مدد ڪن ٿا.
- گئلوانڪ سيل ڪيميائي توانائي کي برقي توانائي ۾ تبديل ڪن ٿا.
- برق پاشي سيل لڳاتار ڪيميائي عمل جاري رکڻ لاءِ برقي توانائي جو استعمال ڪري ٿو.
- لوهه جي ڳرڻ کي ڪَٽ لڳڻ چئبو آهي.
- مٽ ناهڻ، رنگ ڪرڻ زنڪ، ٽن، سلور، ڪروميم وغيره سان ملمع ڪاري ڪرڻ ذريعي ڌاتن کي ڪَٽ کان محفوظ ڪري سگهجي ٿو.
- مٽ، ڌات جو ڌات سان يا ڌات جو غير ڌات سان ملاوت آهي.

مشق

ڀاڱو (الف): صحيح جواب جي چونڊ ڪريو.

صحيح جواب تي (✓) جو نشان لڳايو.

1. Cu – Sn جي مٽ کي چئبو آهي:

(الف) پتل (Brass) (ب) ڪانسو (Bronze)

(ج) مونيل (Monel) (د) وڄڻ واري ڌات (Bell Metal)

2. هينئين مان ڪهڙو مٽ آهي:

(الف) گريفائيٽ (ب) مرڪيوري

(ج) اسٽيل (د) پاڻي

3. هڪ فئراڊي (1 Faraday) جو مقدار برابر آهي:
(الف) 9.65C (ب) 9650C
(ج) 96500C (د) 96C
4. ڪهڙو هڪ برق پاش نہ آهي:
(الف) پاڻياڻي HCl (ب) پاڻياڻي NaCl
(ج) رجيل KCl (د) يوريا
5. ڪهڙو هڪ تڪثيري عامل آهي:
(الف) Al (ب) H_2S
(ج) Cl_2 (د) NaH
6. ڪهڙو هڪ تخفيفي عامل آهي:
(الف) H_2SO_4 (ب) HNO_3
(ج) Al (د) I_2
7. پاڻي سان ڪهڙو برق پاش (Weak Electrolyte) ڪمزور ڳار ناهي تو.
(الف) HCl (ب) KOH
(ج) NaCl (د) CH_3COOH
8. ڊينيئل سيل ۾ ________ ڪاٿو برقيري طور استعمال ٿيندو آهي.
(الف) Zn (ب) Cu
(ج) Sn (د) Pb
9. 1g ۾ متبادل ايلومينيم جي وزن برابر آهي:
(الف) 9g (ب) 27g
(ج) 54g (د) 1g
10. ڪهڙو هڪ صحيح بيان آهي:
(الف) آڪسيجنڻ ڪاٿو برقيري تي واقع ٿئي ٿو.
(ب) تخفيف وارو عمل واڏو برقيري تي واقع ٿئي ٿو.
(ج) تخفيف وارو عمل ڪاٿو برقيري تي واقع ٿئي ٿو.
(د) آئن ڪاٿو برقيري تي اليڪٽران ڏيئي ڇڏين ٿا.

ياڱو (ب): مختصر سوال

1. آڪسيجنڻ تخفيف جي عملن جي مثالن سان وصف ڏيو.
2. جو آيونڪ مرڪب صرف رجيل يا پاڻياڻي ڳارن ۾ بجلي پسرائين ٿا؟
3. برق پاشي يا اليڪٽرولائٽڪ سيل ڇا آهي؟ خاڪي سان سمجهايو.
4. عامل تڪثيري ۽ تخفيفي عامل جي تعريف مثالن سان بيان ڪريو.

.5 هيٺين ڪيميائي مساواتن جو جائزو وٺو ۽ سڃاڻپ ڪريو.

(i) آڪسيجنٽي عامل (ii) تخفيفي عامل

(iii) شيءِ جو تڪثيري عمل ٿئي ٿو

(iv) شيءِ جو تخفيفي عمل ٿئي ٿو.

.1 $Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$

.2 $Br_2 + H_2S \longrightarrow 2HBr + S$

.3 $2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$

.4 $2Li + S \longrightarrow Li_2S$

.6 مٽ جي سڃاڻپ ڪريو.

جزا (Compound)	مٽ (Alloy)
Cu – Zn	
Ni – Mg – Al – Cu	
Sn – Zn – Cu	

ياڱو (ج): تفصيلي سوال

.1 خشڪ سيل کي خاڪي جي مدد سان کولي بيان ڪريو.

.2 بئٽري ڇا آهي؟ ليڊ اسٽوريج بئٽري ڪيئن ڪم ڪري ٿي؟

.3 برق پاشي سيل ۾ برقي پاشيدگي جو مرحلو سمجھايو.

.4 مٽ ڇا آهي؟ ان جي درجه بندي مثالن سان واضع ڪريو.

.5 ڪٽ لڳڻ (Rusting) ڇا آهي؟ مشين کي ان کان ڪيئن محفوظ رکي سگھجي ٿو؟

.6 برقي ملمع ڪاري ڇا آهي؟ ڪيئن لوهي سطح تي ٽن (Tin)، زنڪ (Zinc) يا چاندي (Silver) سان برقي ملمع ڪاري ڪري سگھجي ٿي؟

.7 فئراڊي وارو برق پاشيدگي وارو پهريون ۽ ٻيون قانون کولي بيان ڪريو.

باب 8

(Chemical Reactivity) ڪيميائي ردِعمل

Time Allocation

Teaching periods	= 12
Assessment period	= 3
Weightage	= 12

مکيه تصورات (Major Concepts)

8.1 ڌاتو (Metals)
8.2 غير ڌاتو (Non Metals)

شاگردن جي سکيا جا حاصلات (Students Learning Outcomes)

هن باب سکڻ بعد شاگرد:

- ڌاتن، غير ڌاتن ۽ ڌاتونما عنصرن جي درجه بندي ڪري سگهندا.
- ڌاتن، غير ڌاتن ۽ ڌاتو نما جي درجه بندي وارو خاڪو (Flow Chart) ناهي سگهندا.
- واڌو آئن (Cations) ۽ ڪاٽو آئن (Anions) جو ڌاتن ۽ غير ڌاتن سان لاڳاپو ڏيکاري سگهندا.
- عنصرن کي الڪلي ڌاتو (Alkali) ۽ الڪلائين زميني ڌاتو (Alkaline Earth) طور سجاڻي سگهندا.
- الڪلي ڌاتو فطري طور آزاد حالت ۾ ڇو نٿا ملن. ان جو تجزيو ڪري سگهندا.
- الڪلي (Alkali) ۽ الڪلائين زميني (Alkaline Earth) ڌاتوئن جي آيونائيزيشن وارين توانائين ۾ فرق واضح ڪري سگهندا.
- دؤري جدول ۾ سوڊيم جي بيهڪ، ان جون عام خاصيتون ۽ استعمال بيان ڪري سگهندا.
- دؤري جدول ۾ ڪئلشيم ۽ مئگنيشيم جي بيهڪ، انهن جون عام خاصتون ۽ استعمال بيان ڪري سگهندا.
- نرم ۽ سخت ڌاتوئن (سوڊيم ۽ لوهه) جي وچ ۾ فرق بيان ڪري سگهندا.
- نوبل ڌاتن جي بي عملي (Inertness) بيان ڪري سگهندا.
- چاندي، سون ۽ پلاٽينم جي تجارتي اهميت سمجهي سگهندا.
- هئلوجن (Halogens) جا ڪجهه اهم ڪيميائي عمل ترتيب ڏيئي سگهندا.
- ڪجهه عنصر، جيڪي فطري طور غير ملاوتي حالت ۾ ملن ٿا انهن جا نالا ڄاڻائي سگهندا.

(Introduction) تعارف

دوائون، پلاسٽڪ، شيشو، صابڻ ۽ ڪار (Detergents) وغيره اهي سڀ ڪيميائي عملن جون پيداوار آهن. ڪنهن شيءِ جي اها خاصيت جيڪا ڪنهن ٻئي شئي سان ڪيميائي عمل ڪرائي ان کي ڪيميائي ردِعمل جي خاصيت چئبو آهي.

ڌاتن ۾ ردِعمل ان جي اليڪٽران ڏيئي ڇڏڻ جي رجحان تي دارومدار رکي ٿو جڏهن ته غير ڌاتن ۾ اليڪٽران حاصل ڪرڻ جي رجحان تي دارومدار رکي ٿو.

ڪيميائي ردِعمل ڪندڙ مادو عنصر، مرڪب يا ملاوت ٿي سگهي ٿو.

عنصر هميشه هڪ جهڙن ائٽمن جو نهيل هوندو آهي. عنصرن کي وڏيڪ ڌاتن، غير ڌاتن ۽ ڌاتو نما ۾ ورهائي سگهجي ٿو.

جدول 8.1

(Metalloids) ڌاتو نما	(Non Metals) غير ڌاتو	(Metals) ڌاتو
❖ ڌاتن ۽ غير ڌاتن جون وچ ٽريون خاصيتون رکن ٿا. ❖ بوران (B)، سليڪيان (Si)، جرمينيم (Ge)، آرسينڪ (As)، سرمو يا اينٽيمني (Sb)، ٽيلوريم (Te)، پولونيم (Po) ۽ ايسٽيٽائن (At) ڌاتو نما آهن. ❖ سندن آڪسائيڊ تيزابي ۽ ٻه هيئتي ٿين ٿا. تيزاب جيئن B_2O_3، SiO_2 ۽ ٻه هيئتي جيئن (As_2O_3) آهي.	❖ ڌاتن سان ڪيميائي عمل ۾ اليڪٽران حاصل ڪرڻ جو رجحان رکن ٿا. ❖ گرمي ۽ بجلي جا خراب پسرائيندڙ آهن. ❖ غير ورق پذير ❖ اڪثر مدهم نظر (Dull appearance) ايندا آهن. ❖ سندن آڪسائيڊ تيزابي ٿين ٿا. جيئن $CO2$، $SO3$، NO_2.	❖ ڪيميائي عمل ۾ اليڪٽران ڏيئي ڇڏڻ جو رجحان رکن ٿا. ❖ گرمي ۽ بجلي جا سنا پسرائيندڙ آهن. ❖ ورق پذير ❖ چمڪدار ❖ مضبوط ❖ تار پذير ❖ آواز پيدا ڪندڙ ❖ سندن آڪسائيڊ اساسي ٿين ٿا، جيئن (Li_2O، Na_2O، MgO)

چا توهان کي خبر آهي؟

هوا ۾ گهڻو ملندڙ عنصر هي آهن.
(1) نائٽروجن (2) آڪسيجن (3) آرگان
زمين جي مٿئين تهه تي گهڻو ملندڙ عنصر هي آهن.
(1) آڪسيجن (2) سليڪان (3) ايلومينيم
ڪائنات ۾ گهڻو ملندڙ عنصر هي آهن.
(1) هائڊروجن (2) هيليم (3) آڪسيجن
انساني جسم ۾ گهڻو ملندڙ عنصر هي آهن.
(1) آڪسيجن (2) ڪاربان (3) هائڊروجن

8.1 ذاتو (Metal)

اهي عنصر جيڪي يڪدم اليڪٽران ڏيئي ڇڏين ۽ واڌو چارج وارو آئن ناهين ٿا انهن کي ذاتو چئبو آهي. ذاتو جي جوڙجڪ ذاتو جي آئن تي مشتمل باندن جي ڪري هوندي آهي. گروپ (B) جا سڀ عنصر ذاتو آهن ۽ بدلجندڙ يا ٽرانزيشن ذاتو طور سڃاتا وڃن ٿا.

جدول 8.2

IA	IIA	IIIA	IVA	VA
Li	Be			
Na	Mg	Al		
K	Ca	Ga		
Rb	Sr	In	Sn	
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi
Fr	Ra			

گروپ (A) جا ڪجهه عنصر پڻ ذاتو آهن.
گروپ IA جي عنصرن کي الڪلي ذاتو چئبو آهي.
گروپ IIA جي عنصرن کي الڪلائين زميني ذاتو چيو ويندو آهي.
گروپ A واري خاندان جا ذاتو جدول 8.2 ۾ ڏيکاريل آهن.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

- بيريليم Beryllium.(Be) هڪ هلڪو مضبوط ۽ نهايت ئي زهريلو ذاتو آهي.
- ايلومينيم (Al) تمام گهڻو ملندڙ ذاتو آهي.
- لوهه (Iron) گهڻو استعمال ٿيندڙ ذاتو آهي.
- سيسيم (Cs) تمام گهڻو ڪيميائي عمل ڪندڙ ذاتو آهي.
- ليٿيم (Li) انتهائي هلڪو ذاتو آهي.
- اوسميم (Os) انتهائي وزني ذاتو آهي.
- سون (Au) ۽ چاندي (Ag) انتهائي ورق پذير ۽ تار پذير ذاتو آهن.

8.1.1 برقي مثبت خاصيت (واڌو چارج وارو آئن نهڻ)
(Electropositive Character – Cation Formation)

ذاتو نهايت ئي برقي مثبت وارا هوندا آهن. ان خاصيت ڪري، هي ويلنس شيل ۾ موجود اليڪٽران آساني سان ڏيئي ڇڏين ٿا. جڏهن ڪو ائٽم يا ماليڪيول اليڪٽران ڏيئي ٿو تہ اهو واڌو چارج واري آئن ۾ تبديل ٿي پوي ٿو ان کي واڌو چارج وارو آئن يا ڪيٽ آئن (Cation) چيو وڃي ٿو. مثال:

$$Al \longrightarrow Al^{+3} + 3e^{-}$$

گروپ ۾ هيٺ هلندي ائٽمي وايي ۾ اضافي سان ذاتن جي برقي مثبت خاصيت وڌندي وڃي ٿي. الڪلي ذاتن جو ائٽمي سائيز وڏو ۽ آيونائيزيشن واري توانائي جو مقدار گهٽ ٿيندو آهي ۽ نيوڪليئس جو ويلنس شيل تي زور تمام گهٽ ٿي پوندو آهي جنهن جي ڪري ويلنس شيل اليڪٽران آساني سان ڏيئي سگهندا آهن. انهي ڪري، هي تيز عامل نهايت

ئي برقي مثبت وارا، طاقتور تخفيفي ڪيميائي عامل ٿيندا آهن ۽ عام فطري طور آزاد حالت ۾ نہ رهي سگهندا آهن.

الڪلي ڌاتن جي ويلنس شيل جي اليڪٽراني ترتيب ns^1 آهي.

الڪلي ڌاتو هڪ اليڪٽران ڏيئي هڪ ويلنسي وارو واڌو چارج وارو آئن ناهين ٿا.

مثال: Li^+، Na^+، Rb^+، Cs^+ وغيره.

الڪلائين زميني ڌاتن جي ويلنس شيل ۾ اليڪٽراني ترتيب ns^2 آهي.

چا توهان کي خبر آهي؟

الڪلي ۽ الڪلائين زميني ڌاتن کي شعلي واري چڪاس (Flame Test) ذريعي سڃاڻي سگهجي ٿو.

نالو	علامت	شعلي جو رنگ
ليٿيم	Li	تيز ڳاڙهو رنگ (تيز ڳاڙهو)
سوڊيم	Na	سونهري پيلو
پوٽئشيم	K	واڱڻائي
روبڊيم	Rb	هلڪو واڱڻائي (تيز ڳاڙهو)
سيسيم	Cs	چمڪدار نيرو
بيريليم	Be	اڇو
مئگنيشيم	Mg	چمڪدار سفيد
ڪئلشيم	Ca	ڳاڙهي سِر جهڙو
اسٽرونٽيم	Sr	قرمزي ڳاڙهو
بيريم	Ba	سائو

آزمائشي سوال

- کهڙو ڌاتو پنڙي حالت ۾ ملندو آهي؟
- هيٺ ڏنل عنصرن مان الڪلائين زميني ڌاتن جي سڃاڻپ ڪريو.
  Bi، Br، Ba، B، Se، Si، Sb، Sr
- ڌاتن جون چند خاصيتون لکي ڏيکاريو.
- غير ڌاتن جون ڪجھ خاصيتون لکي ڏيکاريو.

الڪلي ۽ الڪلائين زميني ڌاتن جي آيونائيزيشن واري توانائي

ڪنهن عنصر مان اليڪٽران خارج ڪرڻ لاءِ گهربل توانائي کي آيونائيزيشن واري توانائي (Ionization Energy) چئبو آهي.

ائٽم + توانائي ⟵ واڌو چارج وارو آئن + e^-

جدول 8.3

آيونائيزيشن پوٽينشنل ويلنس KJ/mol ڪلو جول في مول

I-A	II-A
Li = 520	Be = 899
Na = 495	Mg = 738
K = 419	Ca = 520
Rb = 403	Sr = 549
Cs = 376	Ba = 502

ردِعمل وڌي ٿو ↓ (I-A)

ردِعمل وڌي ٿو ↓ (II-A)

آيونائيزيشن واري توانائي جو مقدار ائٽمي سائيز ۾ اضافي سان گهٽجي وڃي ٿو ۽ ان ابتڙ ائٽمي سائيز جي گهٽتائي سبب توانائي وڌي وڃي ٿي.

الڪلي ڌاتو ۽ الڪلائين زميني ڌاتو گروپ ۾ هيٺ هلندي وڌنڌڙ تعامل طرف لاڙو ڏيکارين ٿا. ڇاڪاڻ ته هنن جو ائٽمي وايو گروپ ۾ هيٺ هلندي وڌندو وڃي ٿو.

الڪلي ڌاتن جي آيونائيزيشن واري توانائي جو مقدار الڪلائين زميني ڌاتن کان گهٽ ٿيندو آهي. انهيءَ ڪري الڪلائين زميني ڌاتن جي ڀيٽ ۾ الڪلي ڌاتو تيز عمل ڪندڙ هوندا آهن.

الڪلي ڌاتو ۽ الڪلائين زميني ڌاتو جي آيونائيزيشن واري توانائي گهٽ ٿيندي آهي جنهن سبب هي پنهنجي ويلنس اليڪٽران آسانيءَ سان ڏيئي واڌو چارج وارو آئن (Cation) ناهين ٿا. هن طرح هي نهايت ئي تيز عامل ٿيندا آهن.

8.1.2 الڪلي ۽ الڪلائين زميني ڌاتوئن جي ردعملي جي ڀيٽ
(Comparison of Reactivity of Alkali and Alkaline Earth Metals)

گروپ IA ۽ IIA وارن عنصرن جي ردِعمل جي ڀيٽ هيٺ ڏيکاريل آهي.

الڪلي ڌاتو (IA) (Alkali Metals)	الڪلائين زميني ڌاتو (IIA) (Alkaline Earth Metals)
هي گروپ IIA جي عنصرن کان وڌيڪ تيز عمل ڪندڙ آهن. ڇاڪاڻ ته انهن جي عنصرن جي آيونائيزيشن واري توانائي گهٽ ٿئي ٿي.	هي گروپ IA جي عنصرن کان گهٽ تيز عمل ڪندڙ آهن ڇو ته هنن عنصرن جي آيونائيزيشن واري توانائي وڌيڪ آهي.
هي واڌو چارج وارو مونوويلنٽ آئن (M^+) ناهين ٿا.	هي واڌو چارج وارو ڊاءِ ويلنٽ آئن (M^{+2}) ناهين ٿا.
هي يڪدم هوا سان ڪيميائي عمل ڪري ڌاتو جو آڪسائيڊ ناهين ٿا. $4K + O_2 \rightarrow 2K_2O$	هي گرم ٿيڻ تي آڪسيجن سان ڪيميائي عمل ڪن ٿا. $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
هي عام گرمي پد تي پاڻي سان جهٽ پٽ ڪيميائي عمل ڪن ٿا ۽ طاقتور اساسي ڳار ناهين ٿا. $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$	هي پاڻي سان گهٽ شدت سان ڪيميائي عمل ڪن ٿا ۽ اساسي ڳار ناهين ٿا. $Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2$ $Mg + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$
هنن جا آڪسائيڊ ۽ هائڊرو آڪسائيڊ گروپ IIA جي عنصرن کان وڌيڪ اساسي هوندا آهن.	هنن جا آڪسائيڊ ۽ هائڊرو آڪسائيڊ گروپ IA جي عنصرن کان گهٽ اساسي ٿيندا آهن.
هي ڌاتو جا ڪاربائيڊ نه ناهيندا آهن.	هي گرم ٿيڻ تي ڌاتو جا ڪاربائيڊ ناهين ٿا. $Ca + 2C \rightarrow CaC_2$

الڪلي ڌاتن ۽ الڪلائين زميني ڌاتن جي دؤري جدول ۾ بيهڪ سندن تعامل بيان ڪرڻ لاءِ ڪارائتي آهي. سوڊيم، مئگنيشيم ۽ ڪئلشيم جي ڪيميائي ردِعمل متعلق تفصيلي ذڪر هيٺ ڏنل آهي.

ڪجھ ڌاتن جي بيهڪ، خاصيتون ۽ استعمال
(Position, Properties & uses of some Metals)

سوڊيم (Na)

بيهڪ (Position):

هي گهٽو ليندڙ عنصرن ۾ ڇهون نمبر آهي ۽ زمين جي سطح جو 2.87 في سيڪڙو ان تي مشتمل آهي. هي دؤري جدول ۾ گروپ IA ۽ ٽئين پيرڊ سان واسطو رکي ٿو.

خاصيتون (Properties):

هي چاندي جهڙو سفيد الڪلي ڌاتو آهي. هي 97.8°C تي رجندو آهي ۽ 881.4°C تي ٽهڪندو آهي. ائٽمن جي ڪمزور ڌاتوئي بانڊنگ سبب هي نرم هوندو آهي ۽ چاقو سان ڪپي سگهجي ٿو. هي پاڻي سان جهٽ پٽ ڪيميائي عمل ڪري سوڊيم هائڊرو آڪسائيڊ ۽ هائڊروجن گئس ناهيندو آهي. ان ڪري گهم سان ڪيميائي عمل روڪڻ لاءِ هن کي گاسليٽ ۾ رکيو ويندو آهي.

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

سوڊيم ڌاتو چمڪدار ٿيندو آهي پر هوا سان ڪيميائي عمل ڪري هن جو متاڃرو مدهم نظر ايندو آهي.

$$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

هي سوڊيم هئلائيڊ (Sodium Halide) ناهڻ لاءِ هئلوجن (Halogens) سان ڪيميائي عمل ڪري ٿو.

$$2Na + Br_2 \rightarrow 2NaBr$$

هي سلفيورڪ تيزاب سان ڪيميائي عمل ڪري هائڊروجن (H_2) گئس ناهي ٿو.

$$2Na + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2$$

استعمال (Uses):

هي پنڙي حالت ۾ گرمي جو تمام سنو پسرائيندڙ آهي جنهن ڪري هن کي جوهري بجلي گهرن ۾ ٺاريندڙ (Coolant) طور استعمال ڪيو ويندو آهي.

هن کي صابڻ (Detergents) ناهڻ لاءِ استعمال ڪيو ويندو آهي.

هي اسٽريٽ لائيٽ ۾ استعمال ٿئي ٿو.

ڪئلشيم زرڪونيم ۽ ٽائٽينيم (Titanium) حاصل ڪرڻ (Extraction) ۾ تخفيفي عامل (Reducing Agent) طور استعمال ٿيندو آهي.

سوڊيم جا ڪجهه عام مرڪبن ۽ انهن جي استعمال جو ذڪر هيٺ ڄاڻايل آهي.

جدول 8.4

مرڪب	فارمولا	استعمال
ڪپڙن ڌوئڻ واري سوڊا يا (Soda Ash)	Na_2CO_3	سخت پاڻي کي نرم ڪرڻ لاءِ
مني سوڊا (Baking Soda)	$NaHCO_3$	رڌ پچاءَ، صحت مند لوڻ ۽ مشروبن ۾
عام لوڻ (Table Salt)	$NaCl$	ڪاڏي جي شين ۾
سوڊيم نائٽريٽ (Sodium Nitrate)	$NaNO_3$	زرعي ڀاڻ ۽ ڊئنامائيٽ ۾

مئگنيشيم (Magnesium):

بيهڪ (Position):

هي زمين جي سطح تي اٺون گهڻو عام ملندڙ عنصر آهي. مئگنيشيم دؤري جدول جي گروپ IIA ۾ ٽئين پيرڊ سان واسطو رکي ٿو.

خاصيتون (Properties):

هي پورو سفيد (Grey-White) عنصر آهي. هن جو نالو يونان جي ضلعي مئگنيشيا (Magnesia) مان اخذ ڪيو ويو آهي. هن جو رجڻ پَد 650°C آهي ۽ ٽهڪڻ پَد 1090°C آهي. مئگنيشيم پاڻي سان فوراً ڪيميائي عمل ڪري ٿو ۽ هائڊروجن گئس خارج ڪري ٿو.

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

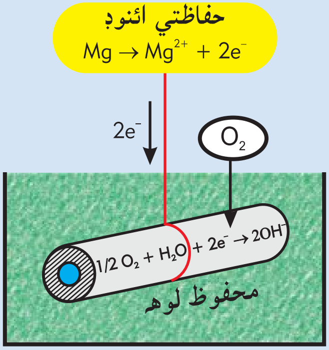
مئگنيشيم جي باهه کي پاڻي سان وسائي نه ٿو سگهجي ڇو ته هائڊروجن H_2 نهايت ئي آتش گير گئس آهي. اها باهه کي تيز ڪري ٿي، مئگنيشيم جي باهه کي سڪل واريءَ استعمال ڪري وسائي سگهجي ٿو.

استعمال (Uses):

هي تيز سفيد چمڪدار روشني پيدا ڪندڙ آهي،ان لاءِ هي روشني ڇڏيندڙ گولن ۽ فليش بلبن ۾ استعمال ڪبو آهي. مئگنيشيم هائڊرو آڪسائيڊ معدي جي تيزابيت گهٽائڻ لاءِ استعمال ڪبو آهي. هن کي گهٽ وزن ۽ برقي خاصيتن سبب موبائيل فون، ليپ ٽاپ ۽ ٽئبليٽ ڪمپيوٽر ٺاهڻ ۾ استعمال ڪبو آهي. گاڏين ۾ اسٽيل جي پرزن بدران مئگنيشيم جو استعمال گاڏين جو وزن گهٽائي ٿو.

مئگنيشيم جا مٺ (Alloys) هوابازي جي صنعت، خلائي جهازن ۽ ميزائلن ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي. ڇاڪاڻ ته هي گهٽ وزن وارا ۽ وڏي گرمي پَد تي مستحڪم رهن ٿا. مئگنيشيم کي پيچدار، ڳنڍيندار (Knotty) صورتن ۾ بدلائي سگهجي ٿو، ٽنهنڪري ٽينس جي رئڪيٽن ۽ تير اندازي جي ڪمان جي هينڊل ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي.

چا توهان کي خبر آهي؟



مئگنيشيم کيٿوڊڪ بچاءَ (Cathodic Protection (CP) لاءِ استعمال ڪيو ويندو آهي. مئگنيشيم لوھ جي ڀيٽ ۾ آساني سان آڪسيجڻي عمل ڪندو آهي، ان ڪري مئگنيشيم کي ائنوڊ ۾ زير زمين ڌاتو جي پائپ لائين کي ڪئٿوڊ ناهي ڪَٽَ (Corrosion) کان محفوظ ڪبو آهي. جنهن ۾ هيٺ ڏنل ڪيميائي عمل ٿيندو آهي.

(آڪسيجڻ) (ائنوڊ تي) $Mg \rightarrow Mg^{+2} + 2e^-$

(عمل تخفيف) (ڪيٿوڊ تي) $O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

ڪئلشيم (Calcium (Ca):

بيهڪ (Position):

هي زمين جي مٿئين تهه ۾ پنجون گهڻو ملندڙ ڌاتو آهي. هي گروپ IIA ۾ چوٿين پيرڊ سان واسطو رکي ٿو.

خاصيتون (Properties):

هي چاندي جهڙو سفيد نرم ڌاتو آهي. هي 851°C تي رجي ٿو ۽ 1484°C تي ٽهڪي ٿو.

استعمال (Uses):

ڪئلشيم صحت مند ڏندن ۽ هڏن لاءِ ضروري آهي. ڪئلشيم ڪارآمد مرڪب ناهي ٿو جن جو ذڪر هيٺ بيان ڪيل آهي.

جدول 8.5

مرڪب	فارمولا	استعمال
پُسيل چُن (Slaked Lime)	$Ca(OH)_2$	زمين سڌارڻ (Soil Conditioner) لاءِ پاڻي جي تيزابيت گهٽ ڪرڻ لاءِ لوھ جي صنعت ۾ ڪچي لوھ مان ڪچرو هٽائڻ لاءِ
جپسم (Gypsum)	$2CaSO_4, H_2O$	عمارتن جي اڏاوت ۾ ڀڳل هڏن ٻڌڻ لاءِ پلستر ۾
ڪئلشيم هائپوڪلورائيٽ (Calcium Hypochlorite)	$CaOCl_2$	سوئمنگ پول ۾ پاڻي جي جراثيم ڪشي لاءِ
ڪئلشيم ٽنگسٽيٽ (Calcium Tungstate)	$CaWO_4$	چمڪدار رنگ ۽ روغن ۾ استعمال ٿيندو آهي.
چن جو پٿر (Limestone)	$CaCO_3$	سيمنٽ صنعت ۾ CO_2 ناهڻ لاءِ

چا توهان کي خبر آهي؟

ڪئلشيم جي روشني (Calcium Light)
جڏهن ڪا مشهور شخصيت، توجهه جو مرڪز بڻجي ويجي ٿي، تہ پوءِ ان کي چن واري چمڪ (Limelight) سان پيتا ڏني ويجي ٿي. پراڻي زماني ۾ موسيقي هال ۽ ٿيٽر جي اسٽيجن کي چُن مان آڪسي- هائڊروجن شعلو استعمال ڪري روشن ڪيو ويندو هو.
هن روشني ۾ اسٽيج تي اداڪارن جي اداڪاري ڏسڻ لاءِ حاضرين کي صاف نظر ايندي هئي.

آزمائشي سوال

- مني سوڊا، رنگ ڪاٽ (Bleach) ۽ سوڊيم نائٽريٽ جي استعمال کي ڏيکاريو.
- مئگنيشيم جي استعمال جي فهرست ٺاهيو.
- پُسيل چُن، جپسم ۽ ڪئلشيم ٽنگسٽيٽ جا استعمال لکي ڏيکاريو.

نرم ۽ سخت ڌاتو (Soft and Hard Metal)

ڌاتو نرم يا سخت ٿي سگهن ٿا. ڌاتو جي ڪُرچڻ خلاف مزاحمت کي سختي چئبو آهي. هن کي موهہ پيماني (Moh Scale) ۾ ماپيو ويندو آهي.

اهي ڌاتو جيڪي آساني سان ڪُرچي سگهجن تن کي نرم ڌاتو چئبو آهي.
الڪلي ڌاتو، جيئن سوڊيم (Na)، پوٽئشيم (K) ۽ روبيڊيم (Rb) نرم (Soft) ڌاتو جا مثال آهن.

اهي ڌاتو جيڪي ڪُرچڻ خلاف گهٽي مزاحمت ڏيکارين انهن کي سخت (Hard) ڌاتو چئبو آهي.
نڪل (Ni)، آئرن (Fe)، ٽنگسٽن (W) اهي سخت ڌاتو جا مثال آهن.

نرم ۽ سخت ڌاتو ۾ سوڊيم (Na) ۽ لوهہ (Fe) جي حوالي سان هينئين هن ريت فرق ڪري سگهجي ٿو.

جدول 8.6

لوهه يا آئرن (Iron)	سوڊيم (Sodium)
هي گروپ VIIIB جو سخت ڌاتو آهي.	هي گروپ IA جو نرم ڌاتو آهي.
هن جو ائٽمي نيم قطر گهٽ ٿئي ٿو.	هن جو ائٽمي وايو وڌو ٿئي ٿو.
هن جو موهه پيماني تي مقدار 4.5 هوندو آهي.	هن جو موهه پيماني تي گهٽ مقدار 0.5 هوندو آهي.
هن جي ڌاتوئي باندنگ مضبوط هوندي آهي ان ڪري هي ڌاتو سخت ٿئي ٿو.	هن جي ڌاتوئي باندنگ ڪمزور هوندي آهي. تنهنڪري هي ڌاتو نرم ٿئي ٿو.
هن مان ورق (Sheets) يا تارون ناهڻ لاءِ هٿوڙو استعمال ڪجي ٿو.	هن کي چاقو سان آسانيءَ سان ڪپي سگهجي ٿو.
هي گهٽي گهاٽائي ($7.87 g/cm^3$) ڪري وزني ٿئي ٿو.	هي گهٽ گهاٽائي ($0.971 g/cm^3$) ڪري هلڪو ٿئي ٿو.
هن جو رجڻ پد ۽ ٽهڪڻ پد گهڻو ٿئي ٿو. (رجڻ پد = 1535°C) (ٽهڪڻ پد = 2450°C)	هن جو رجڻ پد ۽ ٽهڪڻ پد گهٽ ٿئي ٿو. (رجڻ پد = 98°C) (ٽهڪڻ پد = 890°C)

آزمائشي سوال

- نرم ڌاتو جي وصف مثالن سان بيان ڪريو؟
- سخت ڌاتو جي وصف مثالن سان ڏيئي ٻڌايو؟
- سوڊيم ۽ لوهه جو رجڻ پد، ٽهڪڻ پد، گهاٽائي ۽ موهه پئماني جو مقدار لکي ڏيکاريو؟

ڇا توهان کي خبر آهي؟

ڌاتن ۾ بين جسمن جي سختي کي موهه پيماني ۾ پئمائش ڪئي ويندي آهي. جيڪو فريڊيريچ موهس (Frederich Mohs) نالي سائنسدان 1812ع ۾ تجويز ڪيو. هي پيمانو ڌاتن ۾ بين جسمن جي ڪُرچڻ خلاف مزاحمت (Scratch Resistance) جي بنياد تي ٻڌل آهي. پلاسٽڪ ۾ پينسل جي گوري جو موهه پيمانو 1 آهي. جڏهن ته هيري (ڊائمنڊ) جو 10 آهي.

ڪجهه ڌاتن جا موهه پيماني تي ملهه

W	Fe	Ni	Cs	Rb	K	Na	Li
7.5	4.5	4	0.2	0.3	0.4	0.5	0.8

8.1.3 بي عمل يا نوبل ڌاتن جي بي عملي (Inertness of Noble Metals)

بي عمل ڌاتن ۾ سون (Au)، چاندي (Ag)، پلاٽينيم (Pt)، اريڊيم (Ir)، اوسميم (Os)، روبيڊيم (Rb)، رُٿينيم (Ru)، پئليڊيم (Pd) شامل آهن.

نوبل يا بي عمل ڌاتو گهٽ برقي مثبت وارا ٿين ٿا. ان ڪري هنن جو آڪسيجڻ مشڪل آهي. تنهنڪري هي فضائي گئسن سان ڪيميائي عمل نہ ڏيکاريندا آهن ۽ ڪَٽ لڳڻ کي روڪين ٿا. هن خاصيت ڪري نوبل ڌاتن جو ڏيک (Appearance) برقرار رهي ٿي. ان سبب هنن نوبل ڌاتن جيئن سون، چاندي ۽ پلاٽينيم کي زيور (Ornaments) ناهڻ لاءِ استعمال ڪيو ويندو آهي.

چا توهان کي خبر آهي؟

ڌاتن جا بہ خالص ٽڪرا خلا ۾ هڪ ٻئي سان مستقل طور تي چنبڙيل رهن ٿا. ڇو تہ خلا ۾ آڪسيجن نہ هوندي آهي. تنهنڪري ڪوبہ آڪسيجڻي عمل نہ ٿيندو آهي. ڌاتن تي آڪسيجڻي تهہ روڪ يا جهل (Barrier) طور ڪم ڪري ٿي ۽ ڌاتن کي جڙڻ کان روڪي ٿي.

چاندي (Ag)، سون (Au) ۽ پلاٽينم (Pt) جا تجارتي قدر
(Commercial Value of Silver (Ag), Gold (Au) and Platinum (Pt)

چاندي (Ag) (Silver): معاشري ۾ وڏي پيماني تي استعمال ٿئي ٿي. هي زيورن، سينگار وارين شين ۽ ڪاڏي واري چمچن جي سيٽ ۾ بہ استعمال ٿئي ٿو. ڇاڪاڻ تہ هن جو رنگ نہ ٿو مٽجي ۽ شين جي چمڪ قائم رهي ٿي. هي شيشو (Glass) ناهڻ لاءِ استعمال ٿئي ٿو. ڇو تہ هي بهترين روشني موٽائيندڙ (Reflector) آهي. چاندي مان انتهائي اهم مرڪب نهن ٿا، سلور نائٽريٽ ($AgNO_3$) يا چاندي جا قلم (Lunar Caustic) کي هئلوجن (Halogen) جي گولا ۾ استعمال ٿيندا آهن. روشني جي حساسيت وارا AgBr ۽ AgI فوٽوگرافي جي فلمن ۾ استعمال ٿيندا آهن.

سون (Au) Gold: سون کي معاشري ۾ وڏي اهميت حاصل آهي. هن کي زيورن ۾ استعمال ڪيو وڃي ٿو. ڇو تہ هن کي تمام گهٽي چمڪ ۽ وٽندڙ پيلو رنگ ٿئي ٿو ۽ ان جو رنگ ڦٽي خراب نہ ٿيندو آهي.

سون کي برقياتي اوزارن ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي. ڇاڪاڻ تہ هي ڪرنٽ جو تمام سنو اثرائتو پسرائيندڙ آهي ۽ سون کي ڪَٽ نہ لڳندو آهي.

سون کي سيل فون، GPS (Global Positioning System)، ڪيلڪيوليٽر جي ڪنيڪشن، تارن، پنين ۽ سوئچن وغيره ۾ استعمال ڪيو وڃي ٿو. ليپ ٽاپ ڪمپيوٽر جي سرڪٽ ۾ سون جي استعمال ڊجيٽل انفارميشن جي بالڪل درست ۽ تيز ترين منتاسنا کي ممڪن بڻايو آهي. سون ڏندن ناهڻ جي ڪم (Dentistry) ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي. ڇو تہ هي ڪيميائي طور بي عمل، الرجي نہ ڪندڙ (Non-Allergic) آهي ۽ ڏندن جي ڊاڪٽر لاءِ ڪم آڻڻ ۾ سولو آهي. سون جو تهہ چڙهيل پولي ايسٽر (Polyester) فلمن کي خلائي گاڏين ۾ انفراريڊ شعاعن (Infrared Rays) جي موٽ لاءِ استعمال ڪيو ويندو آهي تہ جيئن خلائي گاڏين اندر گرمي جو درجو مستحڪم رکي سگهجي. خلابازن جي حفاظتي ٽوپ

(Helmet) تي پڻ سون جي سنهي تهه چڙهيل هوندو آهي جيڪو شمسي شعاعن کي موٽائي ٿو ۽ خلاباز جي اکين ۽ چمڙي کي شعاعن کان بچائي ٿو. سونهري غلاف شيشو شمشي شعاعن کي ٻاهر موٽائي ٿو ۽ اونهاري ۾ عمارتن کي اندران ٿڌو رکي ٿو ۽ سياري ۾ هي اندرئين گرمي کي واپس موٽائي عمارتن کي گرم پڻ رکي ٿو.

سون، خالص (Purity)، خوبصورتي ۽ پائداري، جي علامت طور تمغن (Medals)، ٽرافي (Trophies) ۽ ايوارڊ وغيره ناهڻ ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي.

پلاٽينم (Pt) (Platinum): هي چاندي جهڙو سفيد ڌاتو آهي. پلاٽينيم ڪٽ لڳڻ کان محفوظ نيم مقناطيسي ٽرانزيشن ڌاتو آهي.

ڪيميائي عملن ۾ عمل انگيز يا ڪيٽالسٽ (Catalyst) طور استعمال ٿئي ٿو.

ڪيميائي عمل (Reaction): هي گاڏين ۾ عمل انگيز (Catalytic Converter) طور استعمال ٿيندو آهي. هي هائڊروڪاربان کي پورو ٻارڻ ۾ مدد ڪري ماحولياتي گدلاڻ کان بچائي ٿو. هي قيمتي ڌاتو آهي. هن جي گهاٽائي سون کان وڌيڪ آهي. ان ڪري هي سون کان وڌيڪ مهانگو آهي.

آزمائشي سوال

- ڪجهه نوبل ڌاتن جا نالا ۽ انهن جون علامتون لکو.
- خلابازن جا حفاظتي ٽوپ کي ڇو سون جي سنهي پٽري جو تهه چڙهيل هوندو آهي؟
- ڇو شيشي جي متاچري کي سونهري غلاف چاڙهيو ويندو آهي؟
- ڇو سون کي زيورن ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي؟
- ڇو پلاٽينم کي عمل انگيزي بدلائيندڙ طور استعمال ڪيو ويندو آهي؟

ڇا توهان کي خبر آهي؟

پڙڻو ڌاتو (Liquid Metal)

پارو يا مرڪيوري واحد ڌاتو آهي جيڪو پڙڻي حالت ۾ ملندو آهي. هي جديد دؤري جدول ۾ ڇهين پيرڊ ۽ گروپ IIIB سان تعلق رکي ٿو.

هن جو رجڻ پد سيني ڌاتن کان گهٽ آهي.

هي ٻين ڌاتن سان ملاوتي ڌاتو يا مٽ (Alloys) ناهي ٿو جن کي املگم (Amalgam) طور سڃاتو وڃي ٿو.

مثال طور، ٽن املگم، ٽن ۽ مرڪيوري جو مٽ آهي. چاندي ۽ ٽِن سان مٽ هن جو ڏندن جي ڀرائي ۾ ڪم اچي ٿو. مرڪيوري کي گرمي پد معلوم ڪرڻ جي اوزار. ٿرماميٽر ۽ فضائي داٻ معلوم ڪرڻ جي اوزار بئراميٽر ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي.

گئسي حالت ۾ مرڪيوري کي اسٽريٽ لائيٽ ۽ چمڪندڙ بتين ۾ استعمال ڪيو ويندو آهي.

8.2 غير ذاتو (Non-Metals)

غير ذاتو اهي عنصر آهن جن کي اليڪٽران حاصل ڪرڻ جو رجحان وڌيڪ هوندو آهي.

غير ذاتن کي دؤري جدول جي مٿئين ساڄي حصي وٽ رکيو ويندو آهي. جيئن جدول 8.7 ۾ ڏيکاريل آهي.

جدول 8.7

دؤري جدول جا غير ذاتو

IA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 H هائڊروجن 1.00797					2 He هيليم 4.0026
	6 C ڪاربان 12.01115	7 N نائٽروجن 14.067	8 O آڪسيجن 15.9094	9 F فلورين 18.9094	10 Ne نيون 20.180
		15 P فاسفورس 30.9738	16 S سلفر 32.064	17 Cl ڪلورين 35.453	18 Ar آرگان 39.948
			34 Se سيلينيم 78.98	35 Br برومين 79.904	36 Kr ڪرپٽان 53.80
				53 I آيوڊين 126.9044	54 Xe زينان 131.30
					86 Rn رئڊان (222)

سڀ غير ذاتو غير ورق پذير (Non Malleable)، غير تار پذير (Non Ductile)، گهٽ چمڪدار (Dull)، آواز پيدا نه ڪندڙ (Non Sonorous)، بجلي ۽ گرمي جا خراب پسرائيندڙ ٿيندا آهن.

اڪثر غير ڌاتو گئسي حالت ۾ ٿيندا آهن.
مثال طور: H، N، O، F، Cl ۽ گروپ VIIIA جا سڀ غير ڌاتو گئسون آهن.
برومين (Br) واحد غير ڌاتو پٽڙي حالت ۾ ملندو آهي. ڪجھ غير ڌاتو جيئن S، P، Se ۽ I نهرا آهن.

آزمائشي سوال

- غير ڌاتن جون خاصيتون بيان ڪريو.
- هيٺ ڄاڻايل مان گروپ VIIIA جي عنصرن جي سڃاڻپ ڪريو.
  N، Na، Ni، Ne، Ar، At، He
- گروپ VA جي غير ڌاتو عنصرن جا نالا ۽ علامتون لکي ڏيکاريو.
- ڪهڙي گروپ ۾ غير ڌاتو صرف گئسي حالت ۾ هوندا آهن؟

ڇا توهان کي خبر آهي؟

فلورين گئس پيلي رنگ وارو غير ڌاتو آهي.
ڪلورين گئس سائي رنگ وارو غير ڌاتو آهي.
آيوڊين چمڪيلي واڱڻائي رنگ وارو غير ڌاتو آهي.
هيرو يا ڊائمنڊ انتهائي سخت غير ڌاتو آهي.

8.2.1 برقي منفيت خاصيتون (Electronegative Characteristics)

غير ڌاتو جي اها خاصيت آهي ته هي اليڪٽران آساني سان حاصل ڪري ڪاٽو چارج وارو آئن ٺاهي ٿو. هن خاصيت کي برقي منفيت (Electronegative Characteristics) چيو وڃي ٿو.

$$X + e^- \rightarrow X^-$$

برق پاشيدگي دوران ڪاٽو آئن اينوڊ ڏانهن حرڪت ڪري ٿو ان ڪري هنن کي Anion چئجي ٿو. آئن تي ڪاٽو چارج جو تعداد پروٽانن جي تعداد جي ڀيٽ ۾ وڌيڪ اليڪٽرانن جو تعداد ظاهر ڪري ٿو.

برقي منفيت خاصيت پيرڊ منجھ وڌندي رهندي آهي. ڇاڪاڻ ته ائٽمي وايو (Size) گھٽجندو ويندو آهي ۽ نيوڪليئس جي چارج گھاٽائي وڌندي ويندي آهي. پر گروپ ۾ هيٺ هلندي ائٽمي وايي ۾ اضافي سبب برقي منفيت گھٽبي آهي.

هئلوجن (Halogen) وڌيڪ برقي منفيت خاصيت سبب آساني سان اليڪٽران حاصل ڪندا آهن.

$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$$

غير ڌاتو فضا ۾ موجود پاڻي جي بخارن سان ڪيميائي عمل ڪري تيزابي آڪسائيڊ ناهين ٿا ۽ اُهي تيزابي برسات جو باعث بڻجي ٿو.

سلفورس تيزاب $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
سلفيورڪ تيزاب $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
ڪاربونڪ تيزاب $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

ڇا توهان کي خبر آهي؟

مصنوعي برسات

ڊاڪٽر ونسيٽ جي شيفور (Dr. Vincet J. Schaefer) 1946ع ۾ هڪ تمام ٿڌي چيمبر ۾ ڪاميابي سان مصنوعي ڪڪر ٺاهيا. مصنوعي برسات، ڪڪرن جي پوکي (Cloud Seeding) وسيلي واقع ٿي سگهي ٿي. هن مرحلي ۾ ڪيميائي مادا جيئن سلور آيوڊائيڊ (AgI) يا خشڪ برف (Dry Ice) (نهرو CO_2) کي ڪڪرن مٿان ڇٽڪيو ويندو آهي. نتيجي طور هنن ماليڪيولن جي چوڌاري پاڻي جا ٿڌا ماليڪيول يڪدم جمي پون ٿا ۽ برف جا قلم ناهين ٿا. جڏهن هي برف جا قلم وڏي گهڻو وزني ٿي پون ٿا تڏهن برسات وانگر وسي پون ٿا.

8.2.2 هئلوجن جي ردعملي جي ڀيٽ (Comparison of Reactivity of the Halogen)

هئلوجن گروپ VIIA سان تعلق رکن ٿا. جيڪو فلورين (F)، ڪلورين (Cl)، برومين (Br)، آئيوڊين (I) ۽ استيناٽين (As) تي مشتمل آهن. هئلوجن ماليڪيولي صورت ۾ موجود رهن ٿا هئلوجن جي تعامل ڪرڻ جي صلاحيت گروپ ۾هيٺ هلندي گهٽ ٿيندي وڃي ٿي. ڇاڪاڻ ته ائٽمي وايو وڌندو وڃي ٿو ۽ برقي منفيت گروپ ۾ هيٺ هلندي گهٽ ٿيندو وڃي ٿو.

1. هئلوجن آڪسيجڻي عامل (Oxidizing Agent) طور ڪم ڪن ٿا ڇاڪاڻ ته هيءَ آساني سان اليڪٽران حاصل ڪري سگهن ٿا.

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$
$$2K + I_2 \rightarrow 2KI$$

آڪسيجڻي عامل طور هئلوجن جي سگهه هيٺئين ترتيب ۾ گهٽجي ٿي.

$$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$$

ان جو هي مطلب ته فلورين گهڻي آڪسيجڻي سگهه سبب ٻين هئلوجن کي هٽائي سگهي ٿو.

2. وڌيڪ هئلوجن عامل گهٽ هئلوجن عامل کي لوڻ جي گار مان هٽائي سگهي ٿو.

مثال:

$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$

كلورين آيودين کان وڌيڪ عامل آهي ان ڪري ڪلورين آيودين کي هٽائي ٿو. آيودين جي الڳ ٽيٽ ڪري ملاوت ڳاڙهي ناسي رنگ ۾ بدلجي ٿو.

.3

$$2KCl + F_2 \rightarrow 2KF + Cl_2$$
$$2KBr + F_2 \rightarrow 2KF + Br_2$$

4. هائڊروجن ۽ هئلوجن جي ڪيميائي عمل سان هئلوجن تيزاب ٺهي ٿو.

$$H_2 + X_2 \rightarrow 2HX \quad (X_2 = F_2, Cl_2, Br_2, I_2) \quad (HX = HF, HCl, HBr, HI)$$

هئلوجن تيزاب جي تيزابي سگهه هيٺئين ترتيب ۾ گهٽ ٿئي ٿي.

$$HI > HBr > HCl > HF$$

HI طاقتور تيزاب آهي جو ته هي آسانيءَ سان ٽٽي پوي ٿو ۽ ڪمزور ڪوويلنٽ باندنگ سبب پاڻي ۾ H^+ آئن ناهي ٿو.

HF ڪمزور تيزاب آهي ڇاڪاڻ ته هن جو ڪوويلنٽ باند مضبوط ٿئي ٿو ان ڪري هي پاڻي ۾ H^+ آئن ناهڻ لاءِ آساني سان نه ٽو ٽٽي پوي.

هي H^+ آئن پاڻي جي ماليڪيول سان ڪيميائي عمل ڪري هائڊرونيم آئن (H_3O^+) ناهي ٿو.

ڇا توهان کي خبر آهي؟

اسان جي ڏندن مٿان سفيد تهه (Enamel) ڪئلشيم ڪاربونيٽ ($CaCO_3$) هائڊروآڪسي اپاٽائيٽ (Hydroxy Apatite) $[Ca_3(PO_4)_2].Ca(OH)_2$ جو ٺهيل هوندو آهي. ٽوٿ پيسٽ ۾ فلورائيڊ آئن (F^-) هائڊرو آڪسي اپاٽائيٽ جي هائڊرو آڪسائيڊ آئن (OH^-) کي هٽائي فلورو اپاٽائيٽ ناهين ٿا. جنهن ڪري ڏند پُرڻ کان محفوظ رهن ٿا.

هُنر (Skills):

معياري تجزئي ذريعي Zn^{+2}، Mg^{+2}، NH_4^+، Ca^{+2} ۽ Ba^{+2} ۾ واڌو چارج آئن (Cation) جي سڃاڻپ ڪرڻ لاءِ ٽيسٽ

تجربو

جدول 8.8

Zn^{+2} جي چڪاس

تجربو	مشاهدو	نتيجو
تجربو لوڻ جو ڳار+ NH_4OH جو ڳار	اڇو ڄاڻ (White ppt)	Zn^{+2} موجود ٿي سگهي ٿو
اڇو ڄاڻ + وڌيڪ NH_4OH يا $NaOH$ جو ڳار	اڇو ڄاڻ ڳري وڃي ٿو ۽ صاف ڳار نهي پوي ٿو.	Zn^{+2} موجود آهي.

Mg^{+2} جي چڪاس

تجربو	مشاهدو	نتيجو
لوڻ جو ڳار + $NaOH$ / NH_4OH جو ڳار	اڇو ڄاڻ	Mg^{+2} موجود ٿي سگهي ٿو
اڇو ڄاڻ + وڌيڪ $NaOH$ / NH_4OH جو ڳار	وڌيڪ $NaOH$ / NH_4OH ۾ اڇو ڄاڻ نہ ٿو ڳارجي	Mg^{+2} موجود آهي

NH_4^+ جي چڪاس

تجربو	مشاهدو	نتيجو
ٿورو لوڻ جو آبي ڳار + $NaOH$ جو گرم ڳار	NH_3 چيندڙ گئس خارج ٿئي ٿي.	NH_4^+ آئن موجود آهي

Ca^{+2} ۽ Ba^{+2} جي چڪاس

تجربو	مشاهدو	نتيجو
نڪروم (Nichrome) کي اوترو گرم ڪريو جو شعلي ۾ نڪروم جو رنگ نہ رهي.	صوف جهڙو سائو شعلو	Ba^{+2} موجود آهي.
ان گرم تار کي پاڻي ۾ بوڙي پوءِ ڪنهن لوڻ ۾ وجهو پوءِ شعلي تي تار کي گرم ڪريو.	ڳاڙهي سر جهڙو شعلو	Ca^{+2} موجود آهي.

معياري تجزئي (Qualitative Analysis) ذريعي ڪاٽو آئن (Anion) جيئن CO_3^{-2}، Cl^{-1}، I^{-1}، SO_4^{-2} ۽ NO_2^{-1} جي سڃاڻپ ڪرڻ لاءِ ٽيسٽ

CO_3^{-2} جي چڪاس

تجربو	مشاهدو	نتيجو
نهري جو نمونو + ڇڊو معدني تيزاب	بوڙيا ٻاهر نڪرندا ۽ چن جو پاڻي کير جهڙو ٿي پوي ٿو.	CO_3^{-2} موجود آهي.

Cl^{-1} جي چڪاس

تجربو	مشاهدو	نتيجو
ڪجھ (ml) لوڻ جو ڳار + ڇڊو $AgNO_3 + HNO_3$	اڇو ڄاڙ	Cl^{-1} موجود ٿي سگھي ٿو.
اڇو ڄاڙ + NH_4OH جو ڳار	اڇو ڄاڙ NH_4OH ۾ حل ٿي ويو.	Cl^{-1} آئن موجود آهي.

I^{-1} جي چڪاس

تجربو	مشاهدو	نتيجو
ڪجھ (ml) لوڻ جو ڳار + ڇڊو HNO_3 ڪجھ ڦڙا + $AgNO_3$ جا ڪجھ ڦڙا	ڦڪو ڄاڙ	I^{-1} آئن موجود ٿي سگھي ٿو.
ڦڪو ڄاڙ + NH_4OH جو ڳار	ڦڪو ڄاڙ وڌيڪ NH_4OH ۾ نہ ٿو ڳري.	I^{-1} آئن موجود آهي.

SO_4^{-2} جي چڪاس

تجربو	مشاهدو	نتيجو
نموني جو ڪجھ (ml) مقدار + ڇڊو $BaCl_2 + HCl$ جا ڪجھ ڦڙا يا ڇڊو HCl جا ڪجھ ڦڙا + ليڊ نائٽريٽ $Pb(NO_3)_2$ جي ڳار جا ڪجھ ڦڙا	اڇو ڄاڙ	SO_4^{-2} آئن موجود ٿي سگھي ٿو.
اڇو ڄاڙ + ڇڊو HCl	اڇو ڄاڙ وڌيڪ HCl ۾ نہ ٿو ڳري نہ آهي	SO_4^{-2} آئن موجود آهي.

NO_2^{-1} جي چڪاس

تجربو	مشاهدو	نتيجو
لوڻ جو ڪجھ مقدار + ڇڊي H_2SO_4 ڳار جا ڪجھ ڦڙا	ڳاڙها ناسي بخارات نڪرن ٿا.	NO_2^{-1} آئن موجود آهي.

تصوراتي خاڪو (Concept Map)

ڪيميائي رِدعمل
(ڪيميائي شين جي وچ ۾ ڪيميائي باهمي عمل)

مادو شامل ٿي سگهي ٿو

غير ڌاتو

- آساني سان اليڪٽران حاصل ڪن ٿا ۽ ڪاٽو آئن (برقي خاصيت) (Anion) ناهين ٿا.
- هئلوجن غير ڌاتو ٿيندا آهن.
- هئلوجن آڪسيجڻي ڪيميائي عامل طور عمل ڪن ٿا.
- گروپ VIIIA جا عنصر غير ڌاتو آهن.

ڌاتو

- آساني سان اليڪٽران ڏيئي ڇڏين ٿا ۽ واڌو آئن (برقي خاصيت) يا (Cation) ناهين ٿا.
- گروپ IA، IIA جا عنصر نهايت ئي برقي مثبت وارا ٿيندا آهن.
- اساسي آڪسائيڊ ناهين ٿا ۽ تخفيفي ڪيميائي عامل طور عمل ڪن ٿا.
- نوبل عنصر گهٽ برقي مثبت وارا ٿين ٿا ان ڪري هنن کي ڪيميائي ڪٽ نہ لڳندو آهي ۽ ڏکيائي سان آڪسيجڻي عمل ڪندا آهن.

ڌاتو نما

- هن عنصرن جون ڌاتن ۽ غير ڌاتن واريون وچٽريون خاصيتون ٿيندیون آهن.
- تيزابي يا اساسي تيزابي (Amphoteric) آڪسائيڊ ناهي سگهن ٿا.

- سختي کي موهه پيماني ۾ ماپيو ويندو آهي.
- الڪلي ڌاتو نرم ٿيندا آهن.
- ڌاتو جيئن لوهه يا آئرن (Fe)، نڪل (Ni)، ٽنگسٽن (W) اهي سخت ڌاتو آهن.

اختصار

- ڌاتن ڪي اليڪٽران ڏيئي ڇڏڻ جو تمام گهڻو رجحان هوندو آهي.
- غير ڌاتن ڪي اليڪٽران حاصل ڪرڻ جو رجحان هوندو آهي.
- ڌاتن جا آڪسائيڊ اساسي ٿيندا آهن. ڇاڪاڻ ته هي پاڻي سان اساسي ڳار ناهين ٺا.
- غير ڌاتن جا آڪسائيڊ تيزابي ٿيندا آهن. ڇاڪاڻ ته هي پاڻي سان تيزابي ڳار ٺاهين ٿا.
- گروپ ۾ هيٺ هلندي آيونائيزيشن واري توانائي گهٽجي وڃي ٿي ۽ برقي مثبيت وڌندو وڃي ٿو.
- گروپ IA جي عنصرن کي الڪلي ڌاتو چئبو آهي.
- گروپ IIA جي عنصرن کي الڪلائين زميني ڌاتو چئبو آهي.
- گروپ IA، IIA جا ڌاتو طاقتور تخفيفي ڪيميائي عامل ٿيندا آهن.
- نوبل ڌاتو جيئن پلاٽينم، چاندي ۽ سون وغيره جو آڪسيجٽي عمل مشڪل هوندو آهي.
- گروپ VIIA جا عنصر غير ڌاتو هوندا آهن ۽ آڪسيجٽي ڪيميائي عامل طور عمل ڪندا آهن.
- گروپ VIIA جي عنصرن کي هئلوجن طور سڃاتو وڃي ٿو.
- هئلوجن ڌاتن سان ڪيميائي عمل ڪن ٿا ۽ لوڻ ناهين ٿا.
- گروپ VIIIA جا عنصر غير ڌاتو گئسن تي مشتمل آهن.
- ڌاتونما اهي عنصر آهن، جن جون خاصيتون ڌاتو ۽ غير ڌاتو عنصرن جي وچٽريون ٿينديون آهن. مثال طور B، Si، Ge، As، Sb، Te ڌاتونما (Metalloids) آهن.

مشق

ڀاڱو (الف): صحيح جواب جي چونڊ ڪريو.

صحيح جواب تي (✓) جو نشان لڳايو.

1. ذاتو جيڪو الڪلائين زميني ذاتو سان واسطو رکي ٿو اهو آهي:
(الف) B (ب) Bi (ج) Br (د) Ba

2. هيٺين ۾ بئريم ڪهڙو آهي.
(الف) B (ب) Be (ج) Ba (د) Br

3. ڪلورين کي ________ سان هڪائي سگهجي ٿو.
(الف) F (ب) Br (ج) I (د) At

4. ڪهڙو طاقتور تيزاب آهي.
(الف) HF (ب) HCl (ج) HBr (د) HI

5. هئلوجن جيڪو پڙڻي حالت ۾ ملندو آهي، اهو آهي:
(الف) Fe (ب) Cl_2 (ج) Br_2 (د) I_2

6. گروپ ________ جا غير ذاتو گئسي حالت ۾ ملندا آهن.
(الف) VIA (ب) VIIA (ج) VIIIA (د) VIIIB

7. هيٺين مان ذاتو نما ڪهڙو آهي.
(الف) Br (ب) Se (ج) S (د) Sr

8. ڪهڙو آڪسيجنٽي ڪيميائي عامل طور عمل ڪندو آهي.
(الف) Be (ب) Mg (ج) Na (د) Cl

9. چن جي پاٽي کي ڪهڙي گئس کير جهڙو ڪري ٿي؟
(الف) O_2 (ب) NO_2 (ج) CO_2 (د) N_2

10. چاندي جو قلم (Lunar Caustic) طور ڪهڙي مرڪب کي ورتو وڃي ٿو.
(الف) KNO_3 (ب) $AgNO_3$ (ج) NaOH (د) $NaNO_3$

ڀاڱو (ب): مختصر سوال

1. هيٺين عنصرن مان ذاتن، غير ذاتن ۽ ذاتونما عنصر سجاڻي لکو.

عنصر	ذاتو	غير ذاتو	ذاتونما
Ge, Ba, P, K, Si, Sr, S, Sb, Ca, C			

2. الڪلي ذاتو ڇا ٿيندا آهن؟ الڪلي ذاتن جا نالا ۽ انهن جون نشانيون لکو؟
3. الڪلائين زميني ذاتو ڇا ٿيندا آهن؟ الڪلائين زميني ذاتن جا نالا ۽ انهن جون علامتون لکو؟

4. هئلوجن ڇا ٿيندا آهن؟ هئلوجن جا نالا ۽ سندن علامتون لکو؟
5. ڪنهن بہ ٽن ڌاتونما جا نالا ۽ سندن علامتون لکو؟
6. هيٺ ڄاڻايل جي مثال ڏيئي وصف بيان ڪريو.
   1. ڪيٽ آئن (Cation)   2. اين آئن (Anion)
7. ڇو الڪلي ڌاتو فطري طور آزاد حالت ۾ نہ ملندا آهن. وضاحت ڪريو؟
8. نوبل ڌاتن جي بي عملي (Inertness) جي وضاحت ڪريو.
9. ڪجھ نوبل ڌاتن جا نالا ۽ سندن علامتون لکو.
10. غير ڌاتن جي برقي منفيت خاصيت بيان ڪريو.

ڀاڱو (ج): تفصيلي سوال

1. چاندي (Silver) جي اهميت تي تفصيلي نوٽ لکو؟
2. سون (Gold) جون خاصيتون ۽ اهميت بيان ڪريو.
3. ڪلورائيڊ آئن (-Cl) ۽ آيوڊائيڊ آئن (-I) چڪاس لاءِ تجربي جي وضاحت ڪريو.
4. ڌاتن جي برقي مثبت خاصيت بابت ڪولي لکو؟
5. دؤري جدول ۾ مئگنيشيم جي بيهڪ ۽ ان جي اهميت بيان ڪريو.
6. دؤري جدول ۾ سوڊيم جي بيهڪ ۽ ان جي اهميت بيان ڪريو.
7. هينين هئلوجن تيزابن کي سندن تيزابي سگھہ جي وڌندڙ ترتيب ۾ ٺاهي لکو.
   HBr، HCl، HI، HF
8. غير ڌاتن جي برقي منفيت واري خاصيت ڪولي سمجهايو.
9. سوڊيم ۽ لوھ (Iron) جي وچ ۾ نرم ۽ سخت ڌاتو طور فرق ڪريو.
10. هئلوجن جي تعامل (Reactivity) تي بحث ڪريو؟