



د پوهنې وزارت

کیمیا

لسم ټولگی



Ketabton.com

کیمیا لسم ټولگی

د چاپ کال: ۱۳۹۸ هـ. ش.



ملي سرود

دا عزت د هر افغان دی
هر بچی یې قهرمان دی
د بلوڅو د ازبکو
د ترکمنو د تاجکو
پامیریان، نورستانیان
هم ایماق، هم پشه بان
لکه لمر پر شنه آسمان
لکه زره وي جاویدان
وایو الله اکبر وایو الله اکبر

دا وطن افغانستان دی
کور د سولې کور د تورې
دا وطن د ټولو کور دی
د پښتون او هزاره وو
ورسره عرب، گوجر دي
براهوي دي، قزلباش دي
دا هیواد به تل ځلیري
په سینه کې د آسیا به
نوم د حق مودی رهبر

بِسْمِ اللّٰهِ الرَّحْمٰنِ الرَّحِیْمِ



د پوهنې وزارت

کیمیا

لسم ټولگی

د چاپ کال: ۱۳۹۸ هـ. ش.

د کتاب ځانگړتیاوې

مضمون: کیمیا

مؤلفین: د تعلیمي نصاب د کیمیا د پارتمنت د درسي کتابونو مؤلفین

ادیت کورنکي: د پښتو ژبې د ادیت د پارتمنت غړي

ټولگی: لسم

د متن ژبه: پښتو

انکشاف ورکوونکی: د تعلیمي نصاب د پراختیا او درسي کتابونو د تألیف لوی ریاست

خپروونکی: د پوهنې وزارت د اړیکو او عامه پوهاوي ریاست

د چاپ کال: ۱۳۹۸ هجري شمسي

د چاپ ځای: کابل

چاپ خونه:

برېښنالیک پته: curriculum@moe.gov.af

د درسي کتابونو د چاپ، وېش او پلورلو حق د افغانستان اسلامي جمهوریت د

پوهنې وزارت سره محفوظ دی. په بازار کې یې پلورل او پېرودل منع دي. له

سرغړوونکو سره قانوني چلند کېږي.

د پوهنې د وزیر پیغام

اقرأ باسم ربك

د لوی او بخښونکي خدای ﷻ شکر په ځای کوو، چې مور ته یې ژوند رابښلی او د لوست او لیک له نعمت څخه یې برخمن کړي یو او د الله تعالی پر وروستي پیغمبر، محمد مصطفی ﷺ، چې الهي لومړنی پیغام ورته «لوستل» وو، درود وایو.

څنگه چې ۱۳۹۷ هجري لمريز کال د پوهنې د کال په نامه ونومول شو، له دې امله به د گران هېواد ښوونیز نظام، د ژورو بدلونونو شاهد وي. ښوونکی، زده کوونکی، کتاب، ښوونځی، اداره او د والدینو شوراگانې د هېواد د پوهنیز نظام شپږگوني بنسټیز عناصر بلل کيږي، چې د هېواد د ښوونې او روزنې په پراختیا او پرمختیا کې مهم رول لري. په داسې مهم وخت کې د افغانستان د پوهنې وزارت د مشرتابه مقام، د هېواد په ښوونیز نظام کې د ودې او پراختیا په لوري بنسټیزو بدلونونو ته ژمن دی.

له همدې امله، د ښوونیز نصاب اصلاح او پراختیا، د پوهنې وزارت یو مهم لومړیتوب دی. همدارنگه، په ښوونځیو، مدرسو او ټولو دولتي او خصوصي ښوونیزو تاسیساتو کې، د درسي کتابونو محتوا، کیفیت او توزیع ته پام د پوهنې وزارت د چارو په سر کې ځای لري. مور په دې باور یو، چې له باکیفیته درسي کتابونو پرته، د ښوونې او روزنې اساسي اهدافو ته رسېدلی نشو.

پورتنیو موخو ته د رسېدو او د اغېزناک ښوونیز نظام د رامنځته کولو لپاره، د راتلونکي نسل د روزونکو په توگه، د هېواد له ټولو زړه سواندو ښوونکو، استادانو او مسلکي مدیرانو څخه په درناوي هیله کوم، چې د هېواد بچیانو ته دې د درسي کتابونو په تدریس، او د محتوا په لېږدولو کې، هېڅ ډول هڅه او هاند ونه سیموي، او د یوه فعال او په دیني، ملي او انتقادي تفکر سمبال نسل په روزنه کې، زیار او کوښښ وکړي. هره ورځ د ژمنې په نوي کولو او د مسؤلیت په درک سره، په دې نیت لوست پیل کړي، چې دن ورځې گران زده کوونکي به سبا د یوه پرمختللي افغانستان معماران، او د ټولني متمدن او گټور غړي وي.

همداراز، له خوږو زده کوونکو څخه، چې د هېواد ارزښتناکه پانگه ده، غوښتنه لرم، چې له هر فرصت څخه گټه پورته کړي، او د زده کړې په پروسه کې د څیرکو او فعالو گډونوالو په توگه، او ښوونکو ته په درناوي سره، له تدریس څخه ښه او اغېزناکه استفاده وکړي.

په پای کې، د ښوونې او روزنې له ټولو پوهانو او د ښوونیز نصاب له مسلکي همکارانو څخه، چې د دې کتاب په لیکلو او چمتو کولو کې یې نه سترې کېدونکې هلې ځلې کړې دي، مننه کوم او د لوی خدای ﷻ له دربار څخه دوی ته په دې سپیڅلې او انسان جوړوونکې هڅې کې بری غواړم. د معیاري او پرمختللي ښوونیز نظام او داسې ودان افغانستان په هیله چې وگړي یې خپلواک، پوه او سوکاله وي.

د پوهنې وزیر

دکتور محمد میرویس بلخي

لړلیک

مخ

سرلیک

لومړی څپرکی

- ۲ د اټومي تیورۍ پراختیا
- ۱-۱: د اټومي تیورۍ د پراختیا تاریخچه ۳
- ۱-۲: د اټوم جوړښت ۴
- ۱-۳: اټومي طیف ۹
- ۱-۴: د بور اټومي تیورۍ ۱۱
- ۱-۵: اوسنی اټومي تیورۍ ۱۷
- ۱-۶: د څو الکتروني اټومونو الکتروني جوړښت ۲۴
- د لومړي څپرکي لنډيز ۲۸
- د لومړي څپرکي پوښتنې ۳۰

دوهم څپرکی

- الکتروني ترتيب او د دوره بي عنصرونو خواص ۳۲
- ۱-۲: د پیریودیک سیستم د جوړښت تاریخچه ۳۳
- ۲-۲: د عنصرونو الکتروني جوړښت ۳۸
- ۲-۳: د عنصرونو خواص او په دوره بي جدول کې دهغوی پر له پسې بدلون ۴۱
- ۲-۴: د انتقالی عنصرونو خواص ۵۰
- د څپرکي لنډيز ۵۴
- د څپرکي پوښتنې ۵۵

دریم څپرکی

- کیمیاوي اړیکې ۵۸
- ۱-۳: د کیمیاوي اړیکو ځانګړتیاوې او د لیویس سمبولونه ۵۹
- ۲-۳: د اوکتیت قانون او د لیویس جوړښت ۶۰
- ۳-۳: د کیمیاوي اړیکو ډولونه ۶۴
- ۱-۳-۳: ایوني اړیکه ۶۴
- ۲-۳-۳: اشتراکي اړیکه ۷۰
- د دریم څپرکي لنډيز ۸۵
- د دریم څپرکي پوښتنې ۸۶

څلورم څپرکی

- د مالیکولونو جوړښت او د هغوی قطییت ۸۸
- ۱-۴: د مالیکولونو د مرکزي اټوم ولانسی قشر ۸۹
- ۲-۴: خطي مالیکولونه (یوه جوړه الکترونونه) ۹۲
- ۳-۴: مسطح مالیکولونه (د الکترونونو درې جوړې) ۹۳
- ۴-۴: څلور سطحی مالیکولونه (څلور جوړې الکترونونه) ۹۴

مخ	لړلیک	سرلیک
۹۹	۴-۵: د اوبو مالیکولي جوړښت.
۱۰۶	د څلورم څپرکي لنډیز.
۱۰۷	د څلورم څپرکي پوښتنې.
		پنځم څپرکی
۱۱۰	د مالیکولونو ترمنځ قواوې.
۱۱۱	۵-۱: د کیمیاوي اړیکو ترمنځ توپيرونه او د مالیکولونو ترمنځ قوه.
۱۱۱	۵-۲: د مالیکولونو ترمنځ د جذب د قواو ډولونه.
۱۲۲	۵-۳: د موادو په فزیکي خواصو باندې د قواو اغیزی.
۱۲۸	د پنځم څپرکي لنډیز.
۱۲۹	د پنځم څپرکي پوښتنې.
		شپږم څپرکی
۱۳۲	د مادې حالتونه.
۱۳۳	۶-۱ جامدات مایعات او گازونه.
۱۳۴	۶-۱-۱: د جامداتو ځینې لومړنۍ لیدنې.
۱۳۴	۶-۱-۲: بلورونه.
۱۴۰	۶-۱-۳: د جامداتو ډولونه.
۱۴۴	۶-۱-۴: د جامداتو خواص.
۱۴۵	۶-۲: مایعات.
۱۴۵	۶-۲-۱: د مایعاتو عمومي خواص.
۱۴۵	۶-۲-۱-۱: د مایعاتو او د گازونو دخپریدلو پرتله.
۱۴۶	۶-۲-۱-۲: براس کیدل او دمایعاتو د براس فشار.
۱۴۷	۶-۲-۱-۳: د مایعاتو د ایشیدو درجه.
۱۴۸	۶-۲-۱-۳: تودوخه او د مادې بدلونونه.
۱۵۰	۶-۲-۱-۴: د مایعاتو کنگل کیدل.
۱۵۱	۶-۳: گازونه.
۱۵۲	۶-۳-۱: دگازي مادې مقدار.
۱۵۲	۶-۳-۲: د بایل قانون.
۱۵۴	۶-۳-۳: د چارلس قانون (په گازونو باندې د تودوخې اغیزه).
۱۵۷	۶-۳-۴: د اوگدرو اصل.
۱۵۸	۶-۳-۵: د ایډیال گازونو قوانین.
۱۶۱	۶-۳-۶: په STP شرایطو کې دیو ایډیال گاز د مولي حجم محاسبه.
۱۷۲	د شپږم څپرکي لنډیز.
۱۷۳	د شپږم څپرکي پوښتنې.

لړليک

مخ

سرليک

اووم څپرکي

- ۱۷۶ کيمياوي تعاملونه.
- ۱۷۷ ۱-۷: د کيمياوي معادلې مفهوم.
- ۱۸۰ ۲-۷: د کيمياوي تعاملونو ډولونه.
- ۱۹۸ د اووم څپرکي لنډيز.
- ۱۹۹ د اووم څپرکي پوښتنې.

اتم څپرکي

- ۲۰۲ د اکسيديشن - ريډکشن تعاملونه.
- ۲۰۳ ۱-۸: د اکسيديشن او ريډکشن تعريف.
- ۲۰۴ ۲-۸: د عناصرونو د اکسيديشن نمبر.
- ۲۰۷ ۳-۸: د اکسيديشن - ريډکشن د تعاملونو ډولونه.
- ۲۰۸ ۴-۸: د Oxidation- Reduction تعاملونو د بيلانس د ترتيب ميتود.
- ۲۱۲ ۵-۸: د Redox تعاملونه په بيلابيلو محيطونو کې.
- ۲۱۶ ۶-۸: د اکسيديشن او ريډکشن کيمياوي تعاملونو د بيلانس ترتيب د پر اکسايډونو.
- ۲۱۸ ۷-۸: د ريډوکس تعاملونو د ترتيب او توازن ځانگړي حالتونه (او نور).
- ۲۲۱ د اتم څپرکي لنډيز.
- ۲۲۲ د اتم څپرکي پوښتنې.

نهم څپرکي

- ۲۲۴ په کيميا کې قوانين او محاسبې.
- ۲۲۵ ۱-۹: د علمي مسايلو بنسټونه.
- ۲۲۶ ۲-۹: د مادې د بقا قانون او يا د کتلې پايښت.
- ۲۲۹ ۳-۹: د ثابتو نسبتونو قانون.
- ۲۲۹ ۴-۹: د متعددو نسبتونو قانون يا د دالتن قانون.
- ۲۳۰ ۵-۹: د معادلتونو قانون.
- ۲۳۴ ۶-۹: د حجمي نسبتونو قانون.
- ۲۳۵ ۶-۹: د اوگډرو قانون.
- ۲۳۷ ۸-۹: نسبتې اټومي کتله.
- ۲۳۹ ۹-۹: نسبتې ماليکولي کتله.
- ۲۴۰ ۱۰-۹: مول (اتوم - گرام او ماليکول - گرام).
- ۲۴۱ ۱۱-۹: د مرکبونو د جوړونکو عناصرونو د سلنې لاس ته راوړل.
- ۲۴۲ ۱۲-۹: تجربي او ماليکولي فورمول.
- ۲۴۶ د نهم څپرکي لنډيز.
- ۲۴۷ د نهم څپرکي تمرين.

سریزه

کیمیا هغه پوهنه ده چې د موادو جوړښتونو، خواصو او بنسټیزو بدلونونو او تغیراتو بحث کوي. دا د طبیعي پوهنو یوه برخه ده چې په پرله پسې پیړیو کې د انسانانو د تجربو او څیړنو په بهیر کې منځته راغلې ده.

کیمیا ډیرې څانګې لري چې یوه یې هم عمومي کیمیا ده. د لسم ټولګي کیمیا د عمومي کیمیا یوه لنډه برخه ده چې په ځانګړې توګه دا لاندې څپرکي او سرلیکونه د په کې مطالعه او څیړل شوي دي:

په لومړۍ څپرکې کې د اټومي تیوري پراختیا، د اټومي تیوري ډیراختیا تاریخچه، د اټوم جوړښت، اټومي طیف، کوانتوم میخانیک او اوسنی اټومي تیوري روښانه شوي دي. په دویم څپرکي کې د پریوډیک سیستم د جوړښت تاریخچه، د عنصرونو الکتروني جوړښت، د عنصرونو خواص او په دوره یي جدول کې د عنصرونو پرله پسې بدلون او د انتقالی عنصرونو د خواصو په اړه بحث شوی دی. په درېم څپرکي کې کیمیاوي اړیکې (chemical Bond) له ټولو ځانګړتیاوو سره یې، د لیویس سمبولونه، د اوکتیت قانون او د لیویس جوړښت روښانه شوي دي.

په څلورم څپرکي کې د مالیکولونو د جوړښت او د هغوی د قطبیت په اړه معلومات وړاندې شوي دي. په پنځم څپرکي کې د مالیکولونو ترمنځ قواوې او د قواوو ډولونه روښانه شوي دي چې د ډای پول – ډای پول د متقابل عمل قوه، د وانډروالس (Vander walls forces) او لندن قواو، هایدروجنی اړیکه او د موادو پر فزیکي خواصو باندې د قواوو اغیزه روښانه شوي دي. په شپږم څپرکي کې د مادې حالتونه (جامد، مایع او گازونه) د گازونو قوانین څیړل شوي دي او په اووم څپرکي کې کیمیاوي تعاملونه وړاندې شوي دي چې د کیمیاوي معادلو د مفهوم، د کیمیاوي تعاملونو د ډولونو په اړه توضیحات ورکړي شوي دي.

په اتم څپرکي کې د اکسیدیشن - ریډکشن تعاملونه، د اکسیدیشن - ریډکشن تعریف، د عنصرونو د اکسیدیشن نمبر، د اکسیدیشن - ریډکشن تعاملونو ډولونه او د oxidation - Reduction د تعاملونو د بیلابیلو او د ترتیب میتودونه روښانه شوي دي.

په نهم څپرکي کې په کیمیا کې قانونونه او محاسبې رانښتي او د کیمیا بنسټیز قوانین روښانه کوي.

د هر څپرکي په پای کې لټاپز او ناحل شوې پوښتنې د زده کوونکو د مشق او تمرین په موخه وړاندې شوي دي چې د هغوی په حل سره زده کوونکي ښه زده کړه وکړي شي. په دې کتاب کې کوشن شوي چې زده کوونکي په مطلبونو کې وردننه او د هغوی په زده کړه کې اسانتیاوې را منځته شي.

د اټومي تیوري پراختیا

اتوم څه شی دی؟ د ساینس کومو پوهانو د اټوم د جوړښت په اړه څیړنې کړې دي او د اټومونو د فعل څرنګوالی، انفعال او د اټومونو جوړښت یې روښانه کړی دی؟ اټومونه له کومو بنسټیزو ذرو څخه جوړ شوي دي؟ د الکترونونو څرنګوالی او حرکت د اټوم د هستې په چاپیریال کې په کوم شکل دی؟ د الکترونونو ځانګړتیاوې د اټوم د هستې په چاپیریال کې په کومو کوانتومو نمبرونو روښانه کیدی شي؟

د دې څپرکي په لوستلو کولی شو چې د اټوم او د اټوم د الکتروني جوړښت په اړه معلومات ترلاسه او پورتنۍ پوښتنې حل کړي شو.

۱-۱: د اټومي تیورۍ د پراختیا تاریخچه

د علومو په تاریخ کې یوه پخوانۍ تیوري وایي چې مواد ترهغه حده په کوچنیو ذرو وېشل کیدی شي چې نور په کوچنیو ذرو د وېش وړ نه وي.

داتیوري دیونانی فیلسوف دیموکریټ (Democritus) په نوم په ۴۰۰ ق م کې پشهاد شوې ده، نوموړي عالم دا ذرې د اټومونو (Atoms) په نامه یادې کړې دي، په هغه وخت کې د دیموکریټ نظریه نورو علماوو ونه منله. په 18 پیړۍ کې د کیمیا پوهانو د دوهم ځل لپاره اټومي تیوري پام وکړ. پوهانو د تعامل کوونکو موادو کتلوي نسبت له یو بل سره د توضیح په اړه په خپلو تجربې څیړنو کې له اټومي تیورۍ څخه استفاده وکړه او له دې تیورۍ سره سم کیمیاوي عنصرونه هریو ټاکلې اټومي کتلې لري.

په 1808 م کال کې دالتن (Dalton) انګلیسي کیمیا پوه د اټومي تیورۍ بنسټ کېښود. له دې تیورۍ سره سم ټول مواد د ډیرو کوچنیو ذرو له اټومونو څخه جوړ شوي دي، دا اټومونه نه پیدا کیدی شي او نه هم بشپړ له منځه تللی شي. د دالتن د تیوري مهم ټکي دا دي:

- 1 - مواد د اټومونو په نوم له هغو وړو ذرو څخه جوړ شوي، چې د وېش وړ نه دي.
- 2 - د کیمیاوي عنصرونو ټول اټومونه سره ورته دي.
- 3 - اټومونه، نه جوړیږي او نه له منځه ځي.
- 4 - د بېلابېلو عنصرو اټومونه یو له بل سره یو ځای شوي او د مرکب مالیکولونه یې جوړکړي دي.

- 5 - د بېلابېلو عنصرو اټومونه بېلابېلې کتلې او بېلابېلو کیمیاوي خواصو لرونکي دي.
- 6 - د یو ټاکلي مرکب په هر مالیکول کې د جوړونکو اټومونو نسبتې شمېراو ډولونه یو شان دي.
- 7 - کیمیاوي تعاملونه د اټومونو ځای پر ځای کیدلو ته وایي او د هغوی د اړیکو جوړښت د مرکبونو په مالیکولونو کې دی چې په دې کیمیاوي تعاملونو کې د عنصرونو اټومونه بدلېږي.

کیمیا پوهانو تر 19 پیړۍ پورې د دالتن اټومي تیوري تحلیل کړه. سره له دې چې د دالتن اټومي تیوري ځینې ټکي؛ د بېلګې په ډول: د اټوم د وېشلو نه وړتیا او د همغه عنصر د اټومونو یو شان والی بې دلیل ثابت شو او پوهانو تأیید نه کړ؛ خو بیا هم د دالتن اټومي تیوري د کیمیا په علم کې ګټوره وه او د کیمیا په برخه کې یو مثبت ګام بلل شوی دی.

د مادې د اټومي جوړښت تیوري چې د کیمیا د پوهانو د علمي تجاریو په اساس منځته راغله په لاندې ډول ده.

1 - اټوم یوناني کلمه ده، چه د tom (دوېش وړ) او A له نفي څخه اخیستل شويدي، اټوم د وېش وړ نه ده.

- 1 - ټول مواد له ډبرو کوچنیو ذرو څخه چې اټوم نومیږي، جوړ شويدي.
- 2 - اټومونه هغه کوچنی ذرې دي چې په کیمیاوي ساده وسایلو نه تجزیه کیږي او د بېلا بېلو عنصرونو اټومونه هر یو د کیمیاوي عنصر په نوم یادېږي.
- 3 - د کیمیاوي عنصرونو اټومونه تل په حرکت کې دي، د تودوخې په زیاتوالي سره، د هغوی د حرکت چټکتیا هم زیاتېږي او دا حرکت د هغوی ترمنځ د تعامل لامل کېږي.
- 4 - د بېلا بېلو عنصرونو اټومونه د کتلې، حجم او خواصو له امله یو له بل سره توپیر لري.

د اټوم اندازه

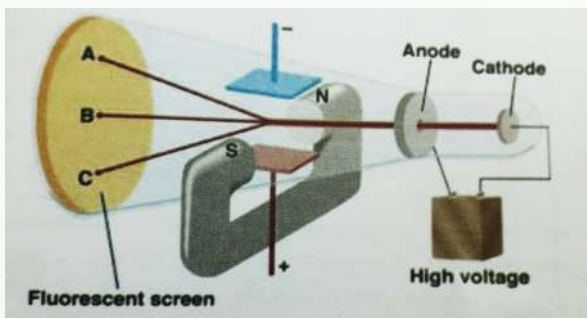
هغه څیړنې چې په 20 پېړۍ کې د رونتگین د وړانگو پربنسټ وشوې، لاس ته راغلل چې د اټوم قطر څه نا څه $2 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ یا $(0,2 \text{ nm})$ دی.

د اټومونو کتله د 10^{-24} g - 10^{-22} g یا 10^{-27} kg - 10^{-25} kg کمیت ترمنځ ده. څرنگه چې دا کتلوي کمیت ډېر کوچنی دی؛ له دې امله اټومي نسبتي کتله د اټومونو لپاره وټاکل شوه چې د $1 \text{ amu} = 1.661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ قیمت پربنسټ ټاکل شوي ده.

۱-۲: د اټوم جوړښت

په 1900م کال کې د فزیک پوهانو ثابته کړه چې اټومونه له ډبرو کوچنیو ذرو څخه جوړ شوي دي.

د تامسن موډل



انگلیسي فزیک پوه تامسن (J.J. Tomson) د کتود د وړانگو انحراف په برېښنايي او مقناطیسي ساحه کې مطالعه کړ (1-1) شکل د هغې دستگاه جوړښت راښيي، چې تامسن په خپلو څیړنو کې کار وېي ده:

(1-1) شکل د تامسن د څیړنو دستگاه

د تامسن د دستگاه توضیح په لاندې ډول ده

۱-۱ شکل د کتود شعاع ترتیب د برقي ساحې په داخلي او مقناطیسي د تیوب د باندې چې برقي او مقناطیسي ساحي د کتودي شعاع د حرکت په لور محور واقع شي. ښيي چې د N او S مقناطیس قطبونه ښيي تشخیص صفحې کتودي شعاع د مقناطیسي ساحي په موجودیت د A په نقطه کې لگېږي او د برقي ساحي په موجودیت د C په نقطه کې لگېږي او د دواړو په نه شتون او یا د خنثی په حالت کې د B په نقطه لگېږي.

تامسن په خپلو څيړنو کې د $\left(\frac{e}{m}\right)$ نسبت يې محاسبه کړ چې $1.76 \cdot 10^{11} \frac{C}{kg}$ کمیت يې پر لاس راوړ، دلته (C) کولمب دی چې د چارج د مقدار بين المللي واحد دی. تامسن پيدا کړه چې په دستگاه کې د گاز د استعمال او هم د الکتروډونو (انود او کتود) ډول نه شي کيدی چې مشخص او معين وي.

پام وکړئ



تامسن دې پایلې ته ورسيد چې دا منفي چارج لرونکي ذرې په ټولو موادو کې ليدل کيږي او دا ذرې يې د الکترونونو (Electrons) په نوم يادې کړي. دا نوم د الکتريک له کلمې څخه اخيستل شوی دی او هغه ذرو ته ويل کيږي چې د هغوی د حرکت په پايله کې د برېښنا جريان رامنځته کيږي.

فعاليت



- 1 - هغه وړانگې چې له کتود څخه د تامسن د تجزيې د تخليې په تيوب کې ځي، کوم لوري ته کيږي؟
- 2 - د کتود وړانگې څه ډول چارج لري؟

مهم ټکی

د الکترون د برقي چارج قيمت د امريکايي پوه مليکان Millikan په واسطه وټاکل شو، نوموړي دا کمیت په (1917 – 1909) کالونو کې د تېلو په څاڅکو کې کشف کړ چې له $1.602 \cdot 10^{-19} C$ سره مساوي دی. دا کمیت د چارج لرونکو ذرو د چارج د لومړني واحد په توگه ومنل شو؛ پردې بنسټ د الکترون کتله عبارت ده له:

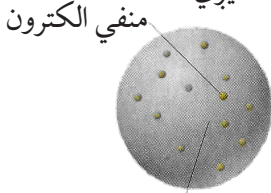
$$1.76 \cdot 10^{11} C / kg = \frac{e}{m}$$

$$m = \frac{e}{1.76 \cdot 10^{11} C / kg} = \frac{1.602 \cdot 10^{-19} C \cdot kg}{1.76 \cdot 10^{11} C}$$

$$m = 9.11 \cdot 10^{-31} kg$$

نو د يو الکترون کتله دهایدروجن د اتوم دکتلې (پروتون) له $9.11 \cdot 10^{-31} kg$ يا $\frac{1}{1840}$ برخې سره مساوي ده. په 1898 کال کې تامسن د څېړنو په پايله کې داسې نظر ورکړ: اتومونه د يو مثبت چارج لرونکي هستې څخه جوړ شوي دي چې په چاپيريال کې يې الکترونونه له منفي چارج سره خپاره

شوي دي. د تامسن اتومي مودل ممیز لرونکي کيک ته ورته جوړښت لري، داسې چې ممیز په کيک کې د الکترونونو په شان د اتومونو د هستو په منځ کې لیدل کېږي.

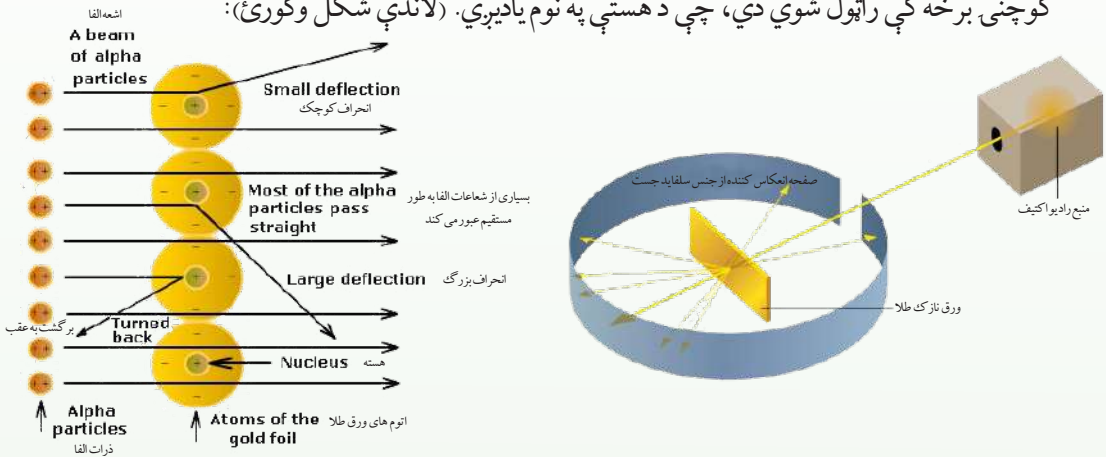


شکل (1-2): د تامسن اتومي مودل

د هستي مثبت چارج لرونکي ساحه

په 1909 م کال کې د رادر فورډ ملګرو کایګر (Geiger) او مرسلین (Merssden) د تامسن پیشنهاد مطالعه کړ او کشف یې کړه چې ذرې د سرو زرو له نازکو پاڼو څخه تیرېږي؛ خو د هغوی $\frac{1}{800}$ برخه بېرته ګرځي او یا خپرېږي.

رادر فورډ په دې هکله داسې نظر ورکړی دی: (چې تقریباً د باور وړنه دی که موږ له 4,5m واټن څخه د سګرټو د قطی پر کاغذي ورقه باندې فیروکړو، دا مرمی به له لګیدو څخه وروسته بېرته وګرځي او پر تاسو به ولګیږي). رادر فورډ پیدا کړه چې کتله او مثبت چارجونه د اتوم د حجم په کوچنی برخه کې راټول شوي دي، چې د هستې په نوم یادېږي. (لاندې شکل وګورئ):



شکل (1-3): د الفا α د ذرو خپریدل د رادیو اکتیف ماده په واسطه او د هغې تیریدل د سرو زرو د پاڼې څخه

د رادر فورډ د تجربې لنډه نتیجه:

که چیرې د الفا (α) ذرې چې مثبت ۲ چارج لري د سرو زرو نازکې پاڼې څخه د تېریدو په وخت کې هستې ته نژدې واقع کېدو یوه اندازه انحراف (کوږ والي) کوي او که د هستې څخه لري وي مستقیم ډول تیرېږي او که د هستې ته مخامخ شی بېرته راګرځي، د دې څخه دا نتیجه ترلاسه کېږي چې هستې د مثبت چارج لرونکي ده او د اتوم د فضا کوچني برخه تشکیله کړي ده.

د α د بخرکو زیاته برخه د اتومونو د هستو د منځ له فضا څخه تیرېږي. پورتنی شکل د اتوم مودل دی، د اتوم رښتني بڼه نه ده. که د اتوم هسته د (0) په اندازه اوسي د اتوم حجم به د یو درسي کوتي له حجم سره برابر وي. هغه اتوم چې قطر یې $10^{-8} m$ وي، هسته به $10^{-15} m$ قطر ولري. رادرفورډ په 1911 م کال کې داسې مودل پیشنهاد کړ چې شمسي نظام؛ داسې چې هسته د لمر په شان په مرکز کې ده او الکترونونه د سیارو په شان د هستې په چاپیریال کې په ټاکلو مدارو کې د ګرځیدلو په حال کې دي.

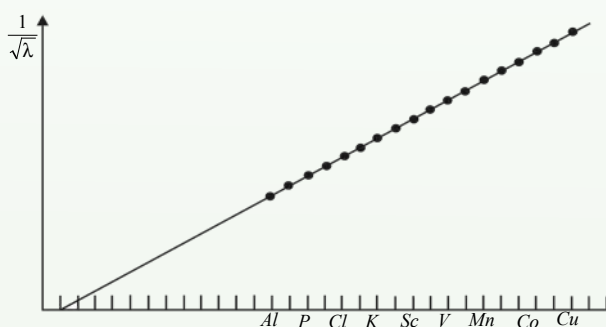
فکر وکړئ!



- 1 - په نازکه طلايي پاڼه باندې د ټکر کوونکو وړانگو له ټکر وروسته کومه پېښه رامنځته شوه؟
- 2 - ولې ځینې بخرکي بېرته ګرځیدلي دي؟
- 3 - ولې د α ځینې بخرکي کاره شويدي؟

اتومي نمبر

په 1913 کال کې انګلیسي فزیک پوه د موزلي (*Moseley*) په نوم د رونتګین وړانګې چې له بېلابېلو فلزونو څخه په کتودي تیوب کې خپرېږي، مطالعه کړې. نوموړي د رونتګین د وړانګو د خپو د اوږدوالي د جذر مربعي معکوس کمیت ($\frac{1}{\sqrt{\lambda}}$) پورې مربوط ګراف د عنصرونو د ترتیبي نمبر په پرېودیک سیستم کې رسم کړ لاندې شکل وګورئ. نوموړی ګراف ښکاره کوي چې د عنصرونو اتومي نمبر د عنصرونو له مهمو ځانګړتیاوو څخه کوم یو منعکس کوي. موزلي داسې نظر ورکړ: دا ځانګړتیا د اتوم د هستې مثبت چارج ښيي او هم دا ذرې له یو عنصر څخه تر بل راتلونکي عنصر پورې د یو واحد په اندازه په متناوب شکل زیاتېږي.



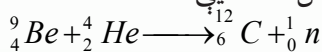
(1 - 4) شکل پراتومي نمبر پورې تړلی ګراف او د هغو د خپو د اوږدوالي د مربع د جذر معکوس د عنصرونو ځای په پرېودیک سیستم کې (افقي محور) د هغو په هسته کې د پروتونونو شمېر ټاکي، موزلي د عنصرونو ترتیبي نمبر په پرېودیک سیستم کې د اتومي نمبر په نوم یاد کړ او (Z) په سمبول یې وښود. په پای کې پوه شو چې په اتوم کې د عنصرونو ترتیبي نمبر د عنصرونو د پروتونونو له شمېر سره سمون لري.

نیوترون

د موزلی د څرگندونو له مخې د عنصرونو اتومي نمبر ، د هغوی د هستې له چارج سره مساوي دی او په هسته کې د پروتونو شمېر ښکاره کوي. (پروتون لاتیني کلمه ده ، د لومړني یا له ټولو څخه پخواني معنا ورکوي)

څرنګه چې د کیمیاوي عنصرونو اتومونه د برېښنايي چارج له کبله خنثی دي نو د عنصر د اتومونو د پروتونونو شمېر د هغو د الکترونونو له شمېر سره مساوي دی.

اتومي کتله د اتوم د هستې د پروتونونو د مجموعي کتلې په نسبت لویه ده د دې توپیر د توضیح لپاره رادرفورډ وړاندوینه وکړه چې د اتوم په هسته کې خنثی ذرې هم شته چې د هغوی د هرې یوې کتله د یو پروتون له کتلې سره سمون لري، خو د چارج له امله خنثی دي ؛ له دې کبله نیوترون (*neutron*) د «خنثی» په نوم یاد شوی دی . چادویک (*chadwick*) په 1932 م کال کې د هستوي تعاملونو په پایله کې نیوترون کشف کړ؛ نوموړي د بیرلیم هسته د α ذرې په واسطه بمباردمان کړه چې په پایله کې یې نیوترون لاس ته راوړ، د تعامل معادله یې دا ده:



په دې معادلې کې ${}^1_0\text{n}$ د نیوترون سمبول، ${}^9_4\text{Be}$ ، ${}^4_2\text{He}$ او ${}^{12}_6\text{C}$ په ترتیب سره د بیرلیم، هیلیم او کاربن د عنصرونو هستې (نوکلیدونه) راښيي.

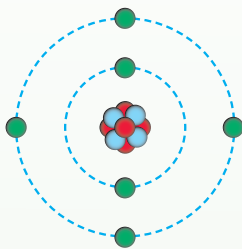
د اتوم اساسي ذرې

د پروتونونو او نیوترونونو مجموعې ته نوکلین (Nucleon) وايي او د کتلې د نمبر په نوم هم يادېږي:

$$\sum P + \sum n = Nuclion$$

لاندي جدول د اتوم د بنسټيزو ذرو ځينې فزيکي خصوصيات راښيي.

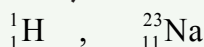
(1-1) جدول د اتوم د بنسټيزو ذرو فزيکي خصوصيات



ذره	چارج په کولمب (C)	نسبتي چارج	کتله په کيلوگرام	نسبتي کتله
پروتون	$1.602 \cdot 10^{-19}$	+1	$1.6726 \cdot 10^{-27}$	1.0073
نیوترون		0	$1.675 \cdot 10^{-27}$	1.0087
الکترون	$-1.602 \cdot 10^{-19}$	-1	$9.1 \cdot 10^{-31}$	$5.4858 \cdot 10^{-4}$

نوکلیدونه او ایزوټوپونه

نوکلیدونه د اتومونو هستې افاده کوي ، د هغو په واسطه د اتوم هسته ښودل کېږي، د عنصرونو نوکلیدونه داسې ښودل کېږي چې نوکلین یې د سمبول په کینه او پورتنی خواکې او اتومي نمبر (د پروتونونو شمېر) یې د سمبول په کینه او لاندیني خواکې لیکل کېږي؛ د بېلګې په ډول:



ایزوتوپونه (Isotops)

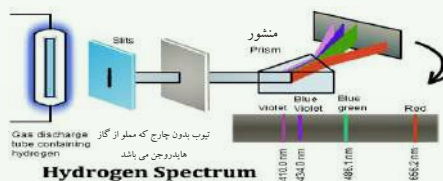
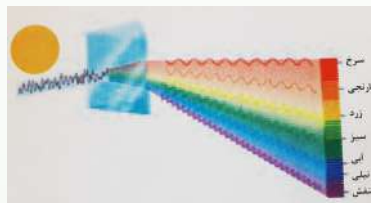
د عین عنصر نیکلویدونه دي چې د پروتونونو شمېر یې یوشان وي؛ خو د هغوی د نوکلیدونو شمېر یو له بل څخه توپیر لري. یعنې د دوی د نوکلیدونو او نیوترونونو شمېر یو له بل څخه توپیر لري. څرنګه چې د عنصرنو کیمیاوي خواص د عنصرنو د اتومونو د هستې پر مثبت چارج اود هغوی په الکتروني جوړښت پورې اړه لري، نو د عنصرنو د ایزوتوپونو کیمیاوي خواص یو شان دي؛ د بېلګې په ډول: د کلورین عنصر ایزوتوپونه $^{35}_{17}\text{Cl}$ او $^{37}_{17}\text{Cl}$ دي چې د هغوی اټومي نمبر 17 او د هغه نوکلیدونو په ترتیب سره 35 او 37 دي او نیوترونونه یې په ترتیب سره 18 او 20 دي د کلورین د دواړو اتومونو کیمیاوي تعاملونه یو شان دي.

کړنه :

الف- د نوموړو نوکلیدونو د نیوترونونو شمېر څو دی؟
 ب- دا نوکلیدونه یو د بل په نسبت په کوم نوم یادېږي؟

۱- ۳: اټومي طیف

د اټومي سپکتر ځانګړتیا او پیدا یښت دا پوښتنې حل کړې دي چې د رادرفورډ د اټومي مودل په مرسته یې حل امکان نه درلود. که د لمر او یا د برېښنايي څراغ رڼا له یو سوري څخه تېره او په یو منشور باندې ولګېږي او له منشور څخه تیارې پردې ته تېرې شي، نو سره زرغونه (رنگین کمان) ساحه ښکاره کېږي چې له جلا رنگه لیکو څخه جوړه شوې ده. د دې رنگونو ټولګې د لیدلو وړ وړانګې له ټولو څپیزو لیکو سره سمون لري چې د پرله پسې سپکتر په نوم یادېږي.

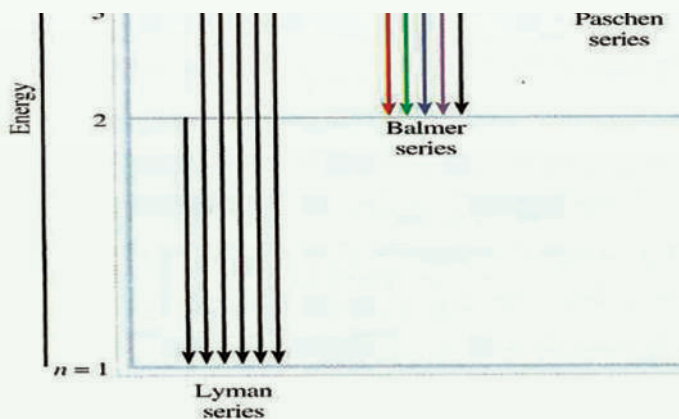


شکل (1-5) اټومي سپکتر

که د برېښنا منع له خالي تیوب څخه سرچینه واخلي چې د هایدروجن ګاز وي، په دې صورت کې هغه سپکتر تولیدوي چې د جلا بېلابېلو رنگه خطونو لرونکي وي، دا ډول سپکترونه د وتونکي اټومي سپکتر (Emission) یاد خطي سپکتر په نوم یادوي، (1-6) شکل، که کیمیاوي مواد په کومه وسیله تحریک شي، د هغوی خطي سپکتر په منشور کې لیدل کېږي؛ د بېلګې په ډول:

مواد کیدی شي چې د تخلیه تیونونو د برېښنا په بهیر او یا د تودوخې په وړانگو تحریک شي، خطي اتومي سپکترونه د لیدلو وړ او د ماورای بنفش سپکترونو په ساحه کې لیدل کیږي، نو کله چې د خراغ په شعله باندې د سوډیم فلز او یا د هغه مرکبونه ور زیات شي، نو رڼا په خپیزو خطونو 590nm وړانگی لگیږي او شغله یې زېره ده. که په تخلیه شوي تیوب کې د هایدروجن گاز واچول شي او د برېښنا په ولتاژ تحریک شي، نو سور گلابي ته ورته رنګ، په کې ولیدل شي. جذبي سپکتر له موادو څخه د سپیني رڼا د تیریدلو څخه لاسته راځي چې د لیدلو په ساحه کې د خپې په ټول اوږدوالي کې شامل دی، هغه رڼا چې د اوږدوالي ټاکلي خپې لري، د موادو په واسطه جذب کیږي چې په دې ساحه کې تور خطونه لیدل کیږي، د جذبي او وتونکي سپکتر د مطالعې په خاطر، د سپکتر متر (Spectro meter) په نوم اله کارول کیږي.

د سپکتر متر لیدنې او څیړنې ښيي چې د هایدروجن سپکتر Emission د څو گروپو له مسلسلو خطونو څخه جوړیږي، د خطونو دا سلسله د هغوی د کشف کوونکو په نوم نومول شوې ده؛ د بېلګې په ډول: د بالمیر (Balmer series) سلسله د یو عالم په واسطه چې بالمیر (Balmer) نومیده کشف شوه چې د سپکتر د لیدلو په ساحه کې لیدل کیږي. په هره یوه سلسله کې د حرکت په پایله کې د سپکتر د لوړې فریکونسي په لور د موادو د مجاورو خطونو فاصله په پوره ډول کموالی پیدا کوي چې بالاخره یو له بل سره یو ځای شوي دي او مسلسل سپکتر (Continuum) یې تولید کړی دی.



(1 - 6) شکل الف) د هایدروجن د اتوم سپکتر، ب) د هایدروجن په اتومي سپکتر کې د بالمیر سلسله

سلسله Lyman, B-Balmer Pa-Pachen, Br-Bracket, Pf-Pfond

د برکیت سلسله د پفونډ او پوښن د سلسلې په واسطه پوښل شوې ده .

پام وکړئ!



- 1 - که چیرې الکترونونه له $(n = 2,3,4)$ قشرونو څخه هستې ته نژدې قشر (لومړنی قشر) ته انتقال شي، له اتوم څخه زیاته انرژي ازادېږي او د وړانگو خواص لري چې د ماورای بنفش په ساحه کې لیدل کېږي، دا ګیلې د لیمن په نوم یادېږي، د نوموړې وړانګې د څپو اوږدوالی $1216.4 - 973$ دی.
- 2 - که الکترون له $(n = 3,4,5)$ قشرونو څخه دوهم قشر ته انتقال شي، د هغه نورې انرژي کمزوري او د لیدود رڼا خواص لري چې د وړانگو دا ګیلې د (Balmer) په نوم یادوي. د نوموړو وړانگو د څپو اوږدوالی $6563.4 - 410$ په منځ کې دی.
- 3 - که الکترونونه $(n = 4,5,6)$ له لوړو سویو څخه د انرژي درېمې سوېې ته انتقال شي، د روښنایي انرژي او د هغه نشر شوي وړانګې یې کمزورې دي او د هغه ځانګړتیاوې د سرو وړانګو لاندې نژدې دي. د روښنایي دا سلسلې د (Poshen) په نوم یادېږي او د نشر شوو شعاعو د څپو اوږدوالی یې $17850.4 - 12820$ دی.
- 4 - په پای کې که د الکترونو انتقال د $(n = 4)$ څخه پورته د انرژي څلورمې سوېې ته ورشي، د هغه د رڼا د وړانګونو نشر شوې انرژي ډیر کمزوري ده او د هغه ځانګړتیاوو د سره رنګ له ساحې څخه لاندې لیدل کېږي، دا رڼایي سلسله د Brackett, Pfund په نوم یادېږي. د ذکر شوو سلسلو ځانګړتیاوې (1 - 6) شکل کې لیدلې شي.

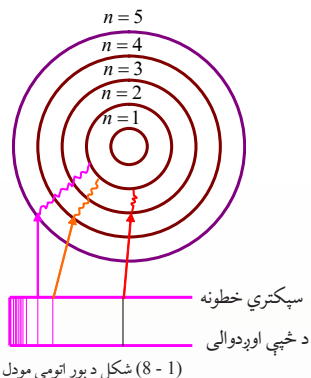
۱- ۴: د بور اټومي تیوري

د اټوم د جوړښت په اړه د بور څېړنې چې د پلانک په کوانتمې تیوري باندې ولاړې دي، په لومړي سر کې زیاتې د بریالیتوب خواته نږدې شوې وي؛ خو له دوولسو کالو وروسته یې دلیله ثابتې شوې؛ لکن موزلي (1889-1915) په خپلو څېړنو کې د اټوم په جوړښت کې د بور له فرضيې څخه ګټه واخیسته. د بور نظریه د اټوم د سپکتر په څېړلو کې مرسته وکړه.

د پلانک له تیوري سره سم، انرژي کوانتایزیشن Quantization کېږي. د سپکترونو د لیکود توضیح لپاره د بور (Boher) په نوم دنمارکي عالم په 1913 م کال کې اټومي موډل پیشنهاد کړ، د بور دا موډل د پلانک کوانتي فرضيې باندې ټینګ وو، د پلانک له تیوري سره سم: هغه ممکنه انرژي چې جذب او یا خپریږي، له ټاکلو قطعو څخه تشکیل شوی ده چې د کوانتوم (Quantum) انرژي په نوم یادېږي او دا کوانتومي انرژي ده.

۱- بور نظر ورکړ: د اټوم دهستې په چاپیریال کې د متحرک الکترون انرژي ټاکلې او معینه ده، د الکترونونو لازمه انرژي د ټاکلې حرکت لپاره د اټوم په قشر (Orbita) کې د هغه د ټاکلې قشر پر شعاع پورې اړه لري. (کوانتوم لاینه کلمه ده چې معنا یې مقدار او یا کمیت دي.)

۲ - هغه الکترونونه چې له هستې څخه په لرې قشرونو کې حرکت کوي، د هغو الکترونونو په نسبت چې هستې ته نژدې په حرکت کې دي، زیاته انرژي لري، څرنگه چې د الکترونونو انرژي کوانتومي ده، له دې امله د اوربیتال شعاع هم کوانتومي ده، د اوربیتالونو شعاع کیدي شي یوازې د ټاکلو قیمتونو لرونکی وي.



(8-1) شکل د بور اټومي موډل

کله چې الکترونونه د اټوم په ټاکلو اوربیتالونو کې د اټوم هستې پر شاوخوا په حرکت واوسي، نه کوانت انرژي جذب او نه یې ازاد وي. که الکترون د هستې له نژدې قشر څخه د هستې لرې قشر ته انتقال شي، کوانت انرژي جذب او برعکس که په ټاکلي مقدار انرژي ازاده کړي، هستې ته نژدې قشر ته انتقال کيږي؛ خو ډیر ژر ازاده شوي کوانت انرژي بېرته جذب او یا جذب شوي انرژي بېرته آزادوي دا انرژي د دوو سویو د انرژي د تفاوت سره مساوي ده چې د بور د معادلې څخه محاسبه کيږي.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = -RH \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

چې په دې فارمول کې RH د ریډبرگ ثابت د H هایډروجن د اټوم د n_1 ، n_2 د انرژي اصلي سویو دي. چې د ریډبرگ د ثابت قیمت $J - 2,18 \times 10^{-18}$ دي. د رڼايي (نورې) فوتونونو له جذب څخه په کافي اندازه او له هغې څخه ډیرې زیاتې تورې لیکې په جذبي سپکتر کې لیدل کيږي: د خطي سپکتر فریکوینسي د ریډبرگ عالم په واسطه توضیح شوه.

$$v = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

په پورتنی معادله کې نیو فریکوینسي R د ریډبرگ ثابت د فریکوینسي لپاره دي چې $R = 3.28 \cdot 10^{15} / s$ ، n_1 او n_2 پوره یا تام کوانتومي عددونه رانښيي.

سوال: د هغه نور فریکوینسي پیدا کړي چې د یو تحریک شوي د هایډروجن اټوم الکترون د دریم سویو انرژي د انرژي لومړي سویو ته انتقال شوی وی څو دي.

حل:

$$v = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 3.28 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$v = 3.28 \cdot 10^{15} \left(\frac{9-1}{9} \right) = 3.28 \cdot 10^{15} \left(\frac{8}{9} \right) = 2.91 \cdot 10^{15} \text{ Cyal} \cdot \text{s}^{-1} = 2.91 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

د کوانتوم له تیوري سره سم د فوتون انرژي عبارت د رڼا یې کوانت له فریکونسي (v) سره دی او

$$E = hv \quad \text{یعنې؛}$$

په پورتنی معادله کې h د پلانک ثابت ($h = 6.63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{sec}$) دي. که چیرې الکترون له

هغه اوربیت څخه چې د E_1 انرژي لرونکی دی، هغه اوربیت ته چې د E_2 انرژي لرونکی دی؛ انتقال شي، یوه اندازه انرژي جذب او یا یې ازاد وي، نوموړې انرژي عبارت ده له.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu \quad E_1 - E_2 = h\nu$$

اضافي معلومات



د الکترون ممکنه حرکتی حالت له هغه حالت څخه عبارت دي چې د زاویوي حرکت د مومنټ د اندازې، د هغه د دوراني یا زاویوي حرکت له قوانینو سره سم ټاکل شوی وي. د دایروي حرکت مومنټ اندازه د هغه حرکت اندازه ده چې د سرعت، کتلې او د دایرې د شعاع د ضرب له حاصل

$$P = mvr \quad \text{سره مساوي کيږي:}$$

د الکترون د زاویوي حرکت د کچې مومنټ له صحیح او پوره مضروبو $\frac{h}{2\pi}$ سره مساوي دی چې ثابت کمیت بڼی، په دې ځای کې صحیح او پوره مضروب اصلي گوانتوم نمبر (n) دي چې $1, 2, 3, \dots$ او نور قیمتونه ځانته اختیاري:

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad \text{-----1}$$

د بور له نظریو څخه کولی شو داسې پایله واخلو چې الکترون د اتوم د هستې په چاپیریال کې د دوو قوو لاندې حرکت کوي چې عبارت له مرکز څخه د فرار قوه او د ذرو تر منځ الکتروستاتیکي د دفعې او یا د جذب قوه ده:

$$F = \frac{mv^2}{r} \quad \text{له مرکز څخه د فرار قوه} \quad \text{-----2}$$

$$F = \frac{kze^2}{r^2} \quad \text{د کولمب د جذب یادفعي قوه} \quad \text{-----3}$$

څرنګه چې د 2 او 3 معادلو کینې خواوې سره مساوي دي، نو بڼې خواوې یې هم سره مساوي کيږي:

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{kze^2}{r^2} \quad \text{-----4}$$

په پورتنی فورمول کې m کتله او V د الکترون سرعت دی، z د هستې چارج، e د الکترون چارج او r د اتوم شعاع راښيي.

په لومړۍ معادله کې دوه مجهول کیمتونه دي چې v او r دي، د دوو مجهوله لومړۍ درجو معادلو د حل پر بنسټ، دا مجهول کیمتونه کولی شو داسې پیدا کړو:

د r قیمت له څلورمې معادلې څخه په لاس راوړو او په لومړۍ معادله کې یې دهغه پر ځای ږدو:

$$r \cancel{\frac{mv^2}{r}} = \frac{kze^2}{r^2} \cancel{r^2}$$

$$rmv^2 = kze^2$$

$$r = \frac{kze^2}{mv^2} \quad \text{-----5}$$

$$mv\left(\frac{kze^2}{mv^2}\right) = \frac{nh}{2\pi}$$

$$vnh = kze^2 \cdot 2\pi \quad V = \frac{kze^2 \cdot 2\pi}{nh} \text{-----6} \quad \text{سرعت}$$

له شپږمې معادلې څخه د V قیمت په پنځمې معادلې کې معامله کوو چې r ترلاسه کوو:

$$r = \frac{kze^2}{m\left(\frac{kze^2}{nh}\right)^2} \quad \text{یا}$$

$$r = \frac{kze^2}{1} = \frac{n^2 h^2}{mk^2 z^2 \cdot 4\pi^2 \cdot e^2 \cdot e^2 \cdot 4\pi^2}$$

$$r = \frac{n^2 h^2}{mkze^2 4\pi^2} \text{-----7}$$

که چیرې د الکترونونو حرکتی او پوتنشیالي انرژي له $E_k = \frac{1}{2}mv^2$ او $E_p = \frac{-kze^2}{r}$ سره جمع کړو، د الکترون مجموعي انرژي لاسته راځي:

$$E = E + E_p = \frac{1}{2}mv^2 + \left(-\frac{kze^2}{r}\right)$$

$$E = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{kze^2}{r} \text{-----8}$$

که چیرې د څلورمې معادلې دواړه خواوې په $\frac{1}{2}r$ کې ضرب کړو، په دې صورت کې

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{kze^2}{r^2} \quad \text{حاصلیږي چې:}$$

$$\frac{1}{2} \frac{mv^2}{r} = \frac{kze^2}{r^2} \cdot \frac{1}{2}$$

$$\frac{1}{2}mv^2 = \frac{kze^2}{2r} \text{-----9}$$

اوس د $\frac{1}{2}mv^2$ قیمت په 8 معادله کې معامله کوو، حاصلیږي چې:

$$E = \frac{kze^2}{2r} - \frac{kze^2}{r}$$

$$E = \frac{kze^2 - 2kze^2}{2r} = \frac{-kze^2}{2r}$$

$$E = -\frac{1}{2} \cdot \left(\frac{kze^2}{r}\right) \text{-----10}$$

د r قیمت له اووچې معادلې څخه په لسمې معادلې کې معامله کوو، حاصلیږي چې:

$$E = \frac{-1(-kze^2)}{2} \cdot \frac{mkze^2 4\pi}{1 \quad n^2 h^2}$$

$$E = \frac{-(-k^2 z^2 e^4 \cdot 2\pi^2)}{n^2 h^2} \dots \dots \dots -11 \quad \text{دلته } n = 1, 2, 3 \dots \dots$$

پوښتنه: د هایډروجن د اتوم $n = 1$ کوانتوم لپاره د انرژي قیمت د لاندې فارمول په واسطه

$$E = \frac{-z^2 \cdot e^4 \cdot k^2 \cdot 2\pi^2 \cdot m}{n^2 \cdot h^2} \quad \text{محاسبه کړي.}$$

حل:

$$E = - \frac{(1)^2 (1,62 \cdot 10^{-19} \text{ c})^4 (9 \cdot 10^9 \cdot \text{c})^2 \cdot (2)(3,14)^2 (9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg})}{(1)^2 (6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})^2}$$

$$= -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 2,18 \cdot 10^{-11} \text{ erg}$$

فعالیت



له شپږمې معادلې څخه لاسته راغلل چې د هایډروجن د اتوم د الکترون چټکتیا ($n = 1$) مساوي 2200 km / sec ده او د 7 معادلې پربنسټ محاسبه شوي دي چې د هایډروجن د اتوم شعاع ($n = 1$) 0.053 nm ده. دا عبارت سم دی او یا ناسم؟ په دې اړه فکر وکړئ او پورتنی کمیتونه د محاسبې پربنسټ پیدا کړئ.

پام وکړئ



که چیرې د برق اندازه یو کولمب او د چارجونو د ترمنځ فاصله 1 m وي، هغوی یو بل په $9 \cdot 10^9 \text{ N}$ قوه جذب او یا دفع کوي. نو د K قیمت په لاندې ډول محاسبه کيږي:

$$F = K \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

$$K = \frac{F \cdot r^2}{q_1 \cdot q_2} = \frac{9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2}{\text{C} \cdot \text{C}} \Rightarrow k = 9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}$$

لاندي توضیحاتو ته پام وکړئ.

د بور د لومړۍ قاعدې پر اساس کیدای شي چې د الکترون حرکي چټکتیا څرگنده کړي شي، په دوهمه قاعده کېدای شي، دا مطلب څرگند شي چې الکترون پرته له دې چې انرژي جذب او یا آزاده کړي، په یو قشر کې د څپیز حرکت په حال کې دی او که الکترون ته انرژي ورکړل شي، د هستې له

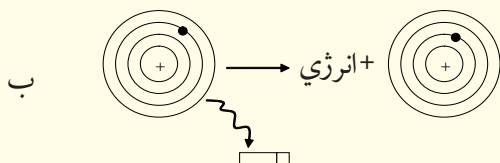
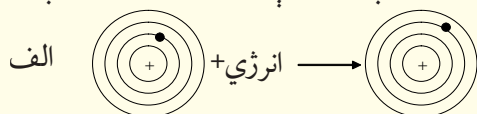
نژدې قشر څخه، د هستې لرې قشر ته انتقالیږي، خو که چیرې له الکترون څخه انرژي واخېستل شي، هستې ته نژدې لاندینو قشرونو ته سقوط کوي، خو جذب شوي انرژي په $10^{-8} - 10^{-10}$ ټاڼیه کې بیرته ازاده او یا ازاده شوي انرژي بیرته په $10^{-8} - 10^{-10}$ ټاڼیه کې جذبوي چې خپل اصلي موقعیت ته بیرته ځي او الکترونونه په دایروي مدارونو کې د هستې په چاپیریال کې د حرکت په حال کې دي.

فعالیت



لاندې شکل ته څیر شئ، له شکل څخه لاندې جملو کې د نامناسبو کلمو لاندې خط

وباسي او جملې سمې کړئ:



(1 - 9) شکل اتومونه د الکترون اخېستلو او یا ورکولو په بهیر کې

په الف شکل کې الکترون (د انرژي په اخیستلو د انرژي له لاسه ورکولو کې) د انرژي (پورته بڼکته) سوږو ته انتقال شوی دی.

د ب په شکل کې الکترون (د انرژي په اخیستلو انرژي له لاسه ورکولو کې) د انرژي (پورته/ بڼکته) سوږو ته انتقال شوی دی.

اضافي معلومات



د بور تیوري ته په 1916 م کال کې د زومیر فیلډ په نوم یو عالم پراختیا ورکړه، نوموړي داسې نظر ورکړ: د کوانتوم هر یو نمبر د کروي اوربیتونو انرژي ټاکلې ده او هم کیدای شي چې ځینې بیضوي قشرونه د همدې اصلي کوانتوم نمبرونو په نوم و نومول شي چې دا نمبر کوانتم د (n) په توري ښودل کیږي او دوهم کوانتوم نمبرونه هم په کې شامل کړل شي چې د قشرونو بیضوي شکل (مختلف المرکز) ټاکي او په l ښودل کیږي، د ټولو کوانتوم نمبرونو په اړه به معلومات وړاندې شي.

فعالیت



الف- د انرژي د بدلونونو کمیت چې یو الکترون د انرژي له لومړي سوږي څخه د انرژي دوهمې سوږې ته انتقال شي، څومره دی؟

ب- د انرژي د بدلونونو کمیت کله چې یو الکترون له دوهمې سوږې څخه لومړي سوږې ته سقوط کوي، څومره به وي؟

پورتنیو تیوريو د اتوم د الکتروني جوړښت په اړه ضروري معلومات نه شول ورکولي، نو نورې تیوري منځته راغلې چې لاندې مطالعه کېږي:

۱- ۵: اوسنی اتومي تیوري

بنايي حيرانکونکې وي. چې د بور نظريه له خپلو برياليتوبونو سره ، له نشر څخه لس کاله وروسته رد شوه، سره له دې چې د بور نظريې وکولی شول د يو الکتروني اټوم سپکتر روښانه کړي ؛ خو الکتروني اټومونو د سپکتر په روښانولو بريالي نه شو. په 1930 - 1920 کالونو کې په نظري فزيک کې دوې پوښتنې منځته راغلي:

1 - لومړۍ پوښتنه د نور د طبيعت په اړه د دوو بېلابېلو نظرونو پورې اړه لري چې «څپيزه او د نور فوتوني طبيعت نظريه» ده.

2 - دوهمه پوښتنه د رڼا او انرژي د ټاکلي کچې له کوانتومي پديدې څخه عبارت ده چې بايد هغه د يو هېرې شوي مسألې په بڼه د نيوتن په ميخانيک کې ور دننه کړه.

د همدې لامل پر بنسټ د ميخانيک نوي او معاصره تيوري رامنځته شوه، له دې تيوري سره سم: رڼا هم څپيز خواص لري او هم ذروي.

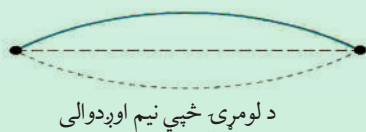
څپيز او ذروي طبيعت

لومړي سړي چې د معاصر څپيز ميخانيک په اړه مثبت گام کيښود، په 1924 م کال کې د دي بروگلي (*De - Broglie*) په نوم عالم وو. په پخوانيو وختونو کې پوهانو نظر درلود چې الکترومقناطیسی څپريدنې له مطلقو څپو څخه عبارت دي (سره د دې چې انشتاين ويلي دي) «په ځينو تجربو کې الکترومقناطیسی څپې ذروي يا فوتوني خاصيت هم له ځان څخه بڼي».

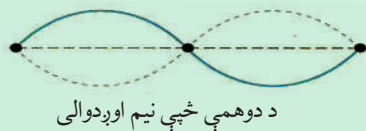
پام وکړی

څپيزې څپريدنې د مايکر ذرو کريدل او ننوتل دي، د دې دوو پديدو اغېزو د پوهيدلو لپاره اړينه ده چې هرې ذرې ته نسبت ورکول شي چې د څپو اوږدوالی زده کړي شي.

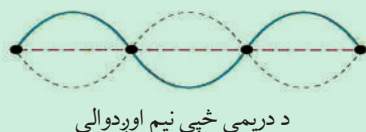
(1 - 10) شکل دسيسټم تصوير د اهتزاز په حالت کې



د لومړۍ څپې نيم اوږدوالی



د دوهمې څپې نيم اوږدوالی



د دريمې څپې نيم اوږدوالی

دی- بروگلی د انشتاین دانرژیکي معادلو ته په پام سره، د فوتونو د خپو اوږدوالي په لاندې ډول ترلاسه کوو:

$$E = h \cdot \nu \quad , \quad \nu = \frac{E}{h} \quad \lambda \nu = C \quad , \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

د انشتاین د نسبیت د تیوري پر بنسټ کیدای شي چې د رڼا د حرکت کچه، چټکتیا او انرژي تر منځ اړیکه له لاندې معادلو سره سم محاسبه کړای شي:

$$E = mC^2 \quad \frac{E}{C} = mC$$

څرنگه چې د حرکت د کچې مومنټ د کتلې او چټکتیا د ضرب حاصل دی؛ یعنې:

$$P = mC$$

$$\text{له دې کبله چې } P = \frac{E}{C} \text{ هم ده، کیدای شي ولیکل شي چې: } \frac{h}{\lambda} = \frac{E}{c} = p$$

د یوې ذرې د حرکت کچه چې کتله یې m او چټکتیا یې V وي؛ نو $p = mv$ کیدی شي:

$$\frac{h}{\lambda} = mv \quad \lambda = \frac{h}{mv}$$

وروستنۍ معادله د کتلې، د خپې د اوږدوالي او چټکتیا په منځ کې اړیکه رابښيي، ټولې ذرې د حرکت د اندازو مومنټ لرونکي ($p = mv$) دي او د خپې اوږدوالي یې $\lambda = \frac{h}{mv}$ فورمول په واسطه محاسبه کیدی شي.

سوال: د یو راډیو د موج اوږدوالي چې فریکونسي $\nu = 102,5 \text{ MHz}$ وي پیدا کړي.

حل:

$$\nu = \frac{C}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{C}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{102,5 \cdot 10^6 \text{ Hz}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s} \cdot 10^{-6}}{102,5 / \text{s}} = 2,9 \text{ m}$$

فعالیت



په لاندې جدول کې د ذرو ځینې ځانګړتیاوې لیکل شوي دي. د ذرو د خپو اوږدوالي چې د پورتنی فورمول پر بنسټ لاس ته راغلي دي، هم په اړوند ستون کې لیکل شوي دي، تاسې هم د محاسبې په واسطه د هغوی ځوابونه ترلاسه کړئ او د جدول له ځوابونو سره یې پرتله کړئ.

جدول (1-2) د بنسټيزو ذرو ځانگړتياوي.

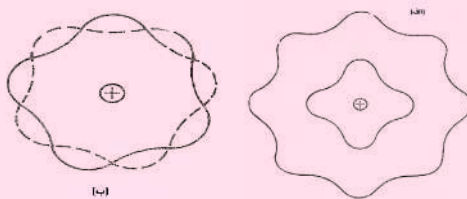
ذره	کنله په گرام	چټکتيا $\frac{\text{cm}}{\text{s}}$	د خپې اوږدوالی	د زده کوونکي پيدا کړي پایلي
الکترون 300k	$9,1 \cdot 10^{-28}$	$1,2 \cdot 10^7$	61 \AA	
الکترون د 1ev انرژي	$9,1 \cdot 10^{-28}$	$5,9 \cdot 10^7$	12 \AA	
الکترون د 100ev انرژي سره	$9,1 \cdot 10^{-28}$	$5,9 \cdot 10^7$	$1,2 \text{ \AA}$	
د هیلیم اټوم 300k	$6,6 \cdot 10^{-24}$	$1,4 \cdot 10^5$	$0,1 \text{ \AA}$	
د 300k، ... اټوم	$2,2 \cdot 10^{-22}$	$2,4 \cdot 10^4$	$0,12 \text{ \AA}$	

په هره کچه چې د ذرو کتله لویه او چټکتیا زیاته وي، په هماغه کچه یې د خپې اوږدوالی لنډ وي، نو که له یو کرسټالی جسم سره د الکترونونو یو گیاهی ټکر وکړي، کېږي او یا بېرته راگرځي.

پام وکړئ



د کوچنیو ذرو (فوتونونو، الکترونونو، نیوترونونو... او نورو) اغیزه دوه گونی طبیعت لري، په ځینې آزمایشونو کې یې ذروي خواص او په ځینو نورو آزمایشونو کې د هغوی خپیز خواص لیدل کېږي؛ نو کوچنی ذری خپیز او ذروي «دواړه ډوله» خواص لري.



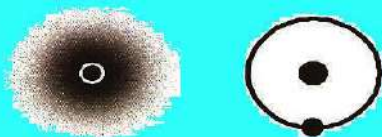
(1 - 11) شکل د الکترون څپه یي طبیعت

فعالیت



لاندي کوم یو شکل د الکترون له پاره خاص مسیر ټاکي او کوم یو یې ځانگړی مسیره

شي ټاکلی؟



(1 - 12) شکل د الکترونونو خاص مسیره

څلورواړه کوانتومي نمبرونه د یوې ریاضیکي پایلې په بڼه ځان ښکاره کوي او د اتومونو څرنګوالي او الکتروني انرژي ټاکنې.

۱ - اصلي کوانتوم نمبر (The Principle Quantum Number)

اصلي کوانتوم نمبر د الکتروني ورېځې جسامت، د اتوم شعاع او د الکترونونو انرژي يعنې د الکترونونو انرژیکي سطحه د هستې له کبله ټاکنې چې تام طبیعي ټاکلي عددي قیمتونه ($n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots$) ځانته غوره کولې شي او د (n) په توري ښودل کېږي، هر څومره چې د Π قیمت کوچنی وي، په هماغه کچه الکترون ډېره کمه انرژي لري او هستې ته نژدې وي، اصلي کوانتوم نمبر له نورو کوانتوم نمبرونو څخه مهم دي؛ ځکه د هایدروجن د اتوم د الکترون انرژي کمیت اود نورو اتومونو د الکترون انرژي کمیت رابښي او د لاندې فورمول په واسطه محاسبه کېدای شي چې په هغه کې n هم شامل دی:

$$E = \frac{-2\pi^2 me^4 z^2}{n^2 h^2}$$

۲ - فرعي کوانتوم نمبر يا زاويوي حرکت

د بور له نظريې سره سم یو اصلي مدار یا الکتروني قشر د الکترون د ګرځېدلو حالت د هستې په چاپیریال کې په دایروي دورو کې دی او عمومي حالت یې له بیضوي څخه عبارت دی چې هسته د بیضوي په یوه محراق کې ځای لري. په یو بیضوي شکله مدار کې، د الکترون چټکتیا ثابتې او ټاکلې نه ده، د هغه حرکتی انرژي بدلون مومي او د انرژي بدلونونه یې کوانتومي دي، پر دې بنسټ د الکترونونو لپاره یوازې ځینې ځانګړې بیضوي مدارونه مجاز دي، په دې ترتیب دوهمې کوانتوم نمبر د زاويوي حرکت کچه او یا زاويوي حرکت د کچې مومنټ څرګندوي چې د l په واسطه ښودل کېږي او د مدارو د بیضوي والی ضریب ټاکنې. څرنګه چې الکترون دورانی حرکت هم لري؛ له دې کبله حرکتی انرژي هم لري چې د دورانی حرکت څخه لاسته راځي؛ نو د حرکت د کچې مومنټ ($p = mv$) ټاکلې کچه لري او د الکترون د انرژي له مجموعې سره مساوي دی؛ پردې بنسټ که چیرې د الکترون د زاويوي حرکت د مومنټ کچې نظریه د l د اوربیتالو د حرکتو د کچو مومنټ د n د اندازو له لوري منحصر شي. نظري او تجربی تیوري ښکاره کوي چې l کولی شي د تامو عددونو ټول قیمتونه د صفر او $n-1$ ترمنځ تام قیمتونه د صفر او $n-1$ په شمول ځانته غوره کړي:

$$l = 0 \text{ --- } n - 1$$

که $n = 1$ وي، l یو قیمت غوره کوي چې هغه صفر دی. همدارنګه، که $n = 2$ ، l هم دوه قیمتونه لري چې 0 او 1 دي... او که $n = 5$ وي، l هم پنځه قیمتونه لري چې 0, 1, 2, 3, 4 دي.

۳- مقناطیسی کوانتوم نمبر

زاویوي حرکت یا د یو الکترون د دوراني حرکت د کچې مومنت په هر اتوم کې کیدای شي چې دایروي سیستم له برېښنا بهیر سره چې په هغه کې جریان لري، تشبه شي؛ څرنگه چې د برېښنا بهیر د دورې په دننه کې منځ ته راځي او مقناطیسی ساحه په دورې کې جوړوي؛ د دې کبله ویلای شو چې د الکترون تحریکیدل په یو دایروي مدار کې مقناطیسی ساحه هم تولیدولی شي چې مقناطیسی کوانتوم نمبر ml یې ټاکي، له بله پلوه د زاویوي حرکت د مومنت له کچې څخه ml حاصلیږي، نو د هغه کچه له اوربیتالي کوانتوم نمبر له قیمت سره اړیکه لري. تیوري او عمل څرگندوي چې ml کولی شي ټول تام عددي قیمتونه د صفر او l او صفر، $-l$ تر منځ د صفر، l او $-l$ په شمول ځانته غوره کړي او د ml د قیمتونو تعداد عبارت د $ml = 2l + 1$ دي، چې د ml د قیمتونو اندازه د اوربیتالونو تعداد په فرعي سوبو کې هم ټاکي.

$$ml = +l \text{ --- } 0 \text{ --- } -l$$

۴- د سپین کوانتوم نمبر

الکترون د خپل دوراني حرکت په بهیر کې دمقناطیسی ساحې له جوړولو څخه پرته کوچنی د مقناطیس په شان هم عمل کوي؛ نو ویلی شو چې الکترون د $Spin$ حرکت لري، $Spin$ کلمه د تویدلو معنا لري، دا مقدار د بنسټیزو ذرو لپاره پوره، ټاکلی او مشخص دی، الکترون، پروتون او نیوترون د سپین قیمت $spin = \pm \frac{1}{2}$ دی.



شکل: (1- 13) د الکترونونو سپین

پام وکړئ

څرنگه چې د ml قیمت د l په واسطه ټاکل کیږي؛ له دې امله د l, n او ml ترمنځ باید ځانگړې اړیکې وي؛ د بېلگې په ډول: په ثابت او بنسټیز حالت کې؛ یعنې د $ml = 0, l = 0, n = 1$ دي چې یو قیمت ځانته غوره کولی شي، همدارنگه د l قیمتونه د ml د قیمتونو ټاکونکي دي چې مخکې یې یا دونه شوې ده، د $ml = 2l + 1$ دي، یعنې:

$$ml = 2l + 1$$

$$l = 0$$

$$ml = 2 \cdot 0 + 1 = 1$$

$$ml = +1 \text{ --- } 0 \text{ --- } -1$$

$$ml = 0$$

همدارنگه د ml, l, n له هر قيمت سره د *Spin* قيمت عبارت له $+\frac{1}{2}$ او $-\frac{1}{2}$ دی.

$$S = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$

که $l = 1$ وي ml درې قيمتونه لري چې عبارت له $-1, 0, +1$ دي.

$$l = 1$$

$$ml = 2l + 1 \Rightarrow ml = 2 \cdot 1 + 1 = 3$$

$$ml = +1 \text{ --- } 0 \text{ --- } -1$$

$$ml = +1, 0, -1 \Rightarrow ml = +1 \text{ --- } 0 \text{ --- } -1$$

ستاسې د زیاتې زده کړې لپاره



Orbital لاتیني کلمه ده او د خالی معنا لري، په دې ځای کې هم په همدې مفهوم کارول شوي ده او د اتوم د هستې له چاپیریال له هغې برخې څخه عبارت دی چې په هغو کې د الکترونونو احتمالي شتون 95% وي، د دې احتمال هم شته چې الکترون د وخت په یوه شېبه کې د هستې د فضايي ساحې له حدودو څخه د باندې ځای ولري چې 5% یې احتوا کوي.

اصلي او فرعي قشرونه

له هر اصلي کوانتم نمبر سره یوه اصلي انرژیکي سويه سمون لري چې دا سويه د انگرېزي ژبې د الفبا په لویو تورو بنودل کېږي؛ لکه:

n =	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

فعالیت



د بور د مودل په نظر کې نیولو سره

$n =$	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

سلسله رسم او توضیح کړئ.

له هر فرعي کوانتم نمبر سره د ټاکلې فرعي انرژیکي سوبه سمون لري چې دا فرعي سوبه د انگرېزي ژبې د الفبا په کوچنیو تورو ښودل کېږي؛ لکه:

فرعي کوانتوم نمبر	0	1	2	3	4	...
فرعي سوبه s	p	d	f	g

د هرې فرعي سوبې د اوریتالونو شمېر د ml له اړوند قیمتونو سره سمون لري، په هر اوریتال کې یوازې دوه الکترونونه ځای لري چې د هغوی له سپین لوري سره مخالف دي.

که چیرې د الکترونونو تاویدل د خپل محور په چاپیریال کې د ساعت له عقربې سره سمون ولري، د هغه د سپین قیمت $\frac{1}{2}$ دی او که د ساعت د عقربې په مخالف لوري کې تاو شوی وي؛ نو د هغه د سپین قیمت $\frac{1}{2} +$ دی.

اوریتالونه په صندوقچو باندې ښودل کېږي. د اوریتالونو شمېر په هره اصلي انرژیکي سوبه کې له n^2 سره سمون لري او د الکترونونو اعظمي شمېر په هره اصلي انرژیکي سوبه کې له $2n^2$ سره سمون لري.

فعالیت



د لاندې جدول تش ځایونه پوره او سم کړئ.

اصلي قشر	اصلي کوانتوم نمبر (n)	$2n^2$	د الکترونو مجموعي تعداد
K	n=1	$2(1)^2$	2
L	n=2	-----	-----
M	n=3	-----	-----
N	n=4	-----	-----
O	n=5	-----	-----

د الکترونونو د انرژي حالت په اعدادو او تورو ښودل کېږي، داسې چې د هغوی اصلي کوانتم نمبر د عدد په واسطه او دا عددونه د هغه تورې کینې خواته لیکل کېږي چې د انرژي فرعي سوبې رابښي او له یو ټاکلي فرعي کوانتم نمبر سره سمون لري؛ د بېلګې په ډول: $3p$ ښکاره کوي چې الکترونونه په درېمه اصلي سوبه کې د p په حالت کې دي او د الکتروني وریڅې

شکل يې ډمبل په شان دی. د s اوربیتال د الکتروني ورېخې شکل کروي دی، د d او f اوربیتالونو د الکترونو ورېخو شکل پیچلی دی، د سل پانې او یا مرسل د گلونو د پاڼو په شان یو د بل له پاسه وي.

لاندي جدول د خلور گوني کوانتوم نمبرونو ترتيب او د هغوی اوربیتالونه ښيي. (3 - 1) جدول: د خلور گونو کوانتوم نمبرونو ترتيب او د هغوي اوربیتالونه:

n	l	خلور گوني کوانتوم نمبرونه		انرژيکي حالت	د اوربیتالونو شمېر	د الکترونونو شمېر	n + l
		ml	s				
1	0	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	s	1	2	1
2	0	0	// //	s	1	2	2
	1	+1 0 -1	// //	p	3	6	3
3	0	0	// //	s	1	2	3
	1	+1, 0, -1	// //	p	3	6	4
		+2, +1, 0, -1, -2	// //	d	5	10	5
4	0	0	// //	s	1	2	4
	1	+1, 0, -1	// //	p	3	6	5
	2	+2, +1, 0, -1, -2	// //	d	5	10	6
	3	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3		f	7	14	7

فعالیت

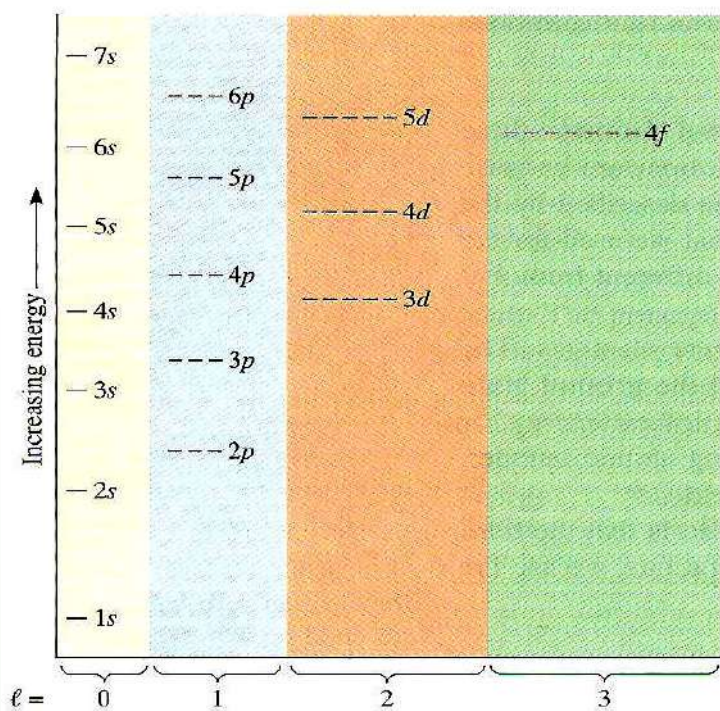


که $n = 5$ وي د s, ml, l اړوند قیمتونه، انرژيکي حالت، د اوربیتالونو تعداد، د الکترونونو تعداد O د قشر $n + l$ پیدا او په یو جدول کې یې ترتیب کړئ.

۱-۶: د څو الکتروني اتومونو الکتروني جوړښت

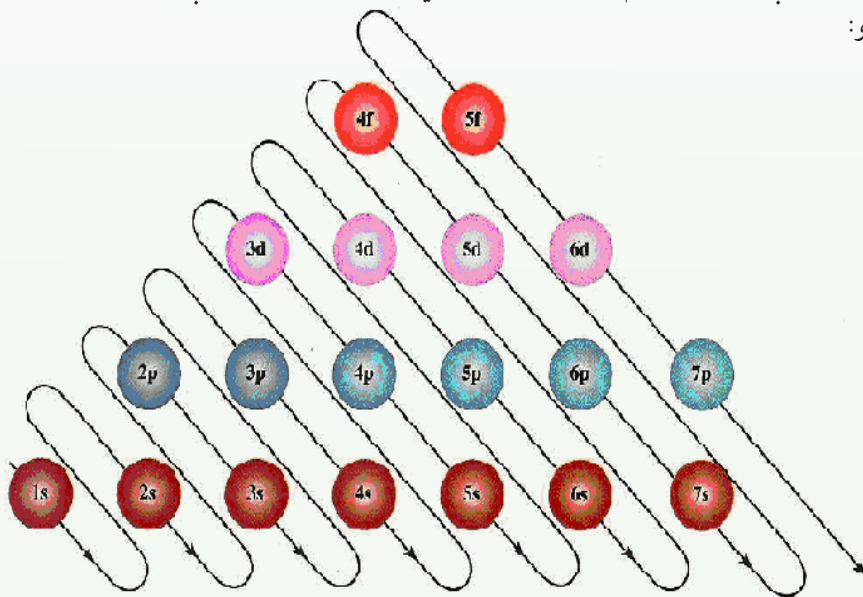
په الکترونونو د انرژيکي سويو د اوربیتالونو ډکيدل

الکترونونه په لومړۍ پړاو کې د انرژيکي سويو هغه اوربیتالونه نیسي چې په انرژيکي ټيټه سطحه کې وي. په دې هکله ډېرې قاعدې شته چې دا قاعدې او اړوند گرافونه یې په لاندي ډول شرحه کېږي:



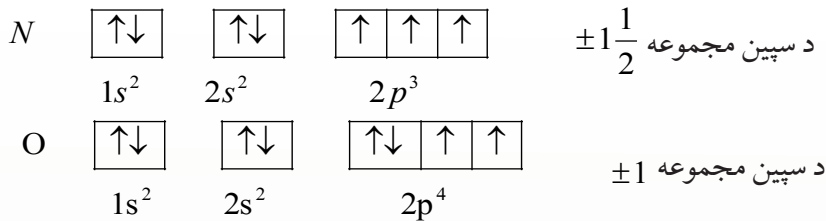
(1 - 7) شکل: د اوربیتالونو د انرژیکي سوپي گراف

د لاندې سلسلې په بنسټ هم کولی شو د انرژیکي سوپو په اوربیتالونو کې د الکترونونو وېشل تر سره کړو:



د هوند قاعده (Hund Rule)

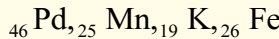
الکترونونه د عین فرعي سویو اوربیتالونه داسې ډکوي چې د هغو د $Spin$ عددي قیمتونو مجموعه لوړ وي. په بل عبارت، الکترونونه د فرعي سویو اوربیتالونه لومړی په طاقه بڼه او په هم جهته $Spin$ سره ډکوي، خو که الکترونونه زیات وي، د هغوی جوړه کیدل په اوربیتالونو کې له مخالف جهته $Spin$ سره پیل کیږي؛ د بېلگې په ډول: په نایتروجن او اکسیجن کې دا مطلب توضیح کیږي:



فعالیت



د لاندې عناصرو الکتروني جوړښت د هغه له اوربیتالونو سره ولیکئ او د هغوی د سپین مجموعه را پیدا کړئ:



د کلچکوفسکی قاعده Klechkows skyis Rule

د الکترونونو په واسطه د ځینو عناصرو د اتومونو د الکتروني سویو ډکیدل داسې ترسره کیږي چې له مخکینو فرعي سویو اوربیتالونو د الکترونونو په واسطه نه دي ډک شوي؛ خو الکترونونه د راتلونکو انرژیکي سویو اوربیتالونو نیولي دي، د بېلگې په ډول: د $4S$ اوربیتال هغه وخت له الکترونونو ډکېږي چې لاتراوسه پوري $3d$ اوربیتالونه په الکترونونو نه دي نیول شوي. په همدې ترتیب $5s$ مخکې له $4d$ او $4f$ څخه او هم $6s$ مخکې له $4f$ او $5d$ څخه له الکترونونو ډکېږي، په دې اړه کلچکوفسکي یوه قاعده وضع کړه چې په لاندې ډول ده:

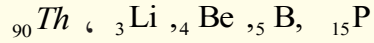
الکترونونه لومړی د هغوی په انرژیکي سویو اوربیتالونو کې ځای پر ځای کیږي چې د اصلي کوانتم (n) او د فرعي کوانتم نمبر (l) ($n+l$) د قیمتونو مجموعه یې کوچنی وي، که چیرې د دوو یا څو سویو ($n+l$) سره مساوي وي؛ نو الکترونونه لومړی د انرژیکي سویو هغه اوربیتالونه ډکوي چې د هغه د n عددي قیمت کوچنی وي، یعنې $l \leq n-1$ رعایت کیږي، دا لاندې سلسله وگورئ:

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	انرژیکي سویو
1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6	7	7	7	n+l

لومړی فعالیت



د لاندې عناصرو د اټومونو الکتروني او اوربیتالي جوړښت د کلچکوفسکي د قاعدې پر بنسټ ولیکئ او ترتیب یې کړئ:



دوهم فعالیت



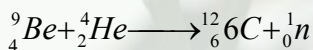
د لاندې جدول تش ځایونه په مناسبو عددونو ډک کړئ:

عنصر	د الکترونو شمېر	الکتروني جوړښت		
		لومړی سويه	دوهمه سويه	درېمه سويه
H		1		
He	2	2		
Li		2	1	
C	6	2	4	
Ne	10		8	
Mg	12	2	8	2
S	16	2	8	
Ar	18	2		8



د لومړي څپرکي لنډيز

- د ديموکرات په نوم يوه يوه په 400 ق، م کال کې داسې نظر ورکړ: مواد کيدی شي چې په داسې کوچنيو ذرو ووېشل شي چې نور د هغوی د وېشلو امکان نه وي، نوموړي دا ذره د اتوم په نوم ياد کړه. اتوم يوناني کلمه ده چې له *tom* (وېشل) او *A* (نفې) څخه اخېستل شوې ده.
- دالتن په 1808 م کال د اتومي تيوري بنسټ کېښود، له دې تيوري سره سم مواد د اتومونو په نوم له کوچنيو ذرو څخه جوړ شوي دي.
- نوي اتومي تيوري وړاندې کوي دا چې!
اتومونه کوچنی ذرې دي چې د کيميا په ساده وسايلو نه تجزيه کيږي او د اتومونو مجموعه چې عين چارج ولري، د کيمياوي عنصر په نوم ياديږي.
- اتومونه تل د حرکت په حال کې دي، د تودوخې په زياتوالي د هغوی د حرکت چټکتيا زياتيږي او دا حرکت يو له بل سره د هغوی د تعامل لامل گرځي.
- د بېلابېلو عنصرونو اتومونه د کتلې، حجم او خواصو له کبله يو له بل څخه توپير لري
- د عنصرونو اتومونه له دوو برخو څخه، هستې او الکتروني قشر، څخه جوړ شوي دي. تامسن د تجربو پر بنسټ په اتوم کې الکترونونه کشف کړل.
- د رادرفورډ د څېړنو پر بنسټ د اتوم د هستې کتله او چارج يې محاسبه کړ او پيدا يې کړل چې د اتوم په هسته کې مثبت چارج لرونکې ذرې شته، نوموړي دا ذرې د پرتونونو په نوم يادې کړي.
- چادويک د اتوم په هسته کې نيوترونونه کشف کړل. نوموړي له لاندې هستوي معادلې سره سم، نيوترونونه تر لاسه کړل:



- د پرتونونو او نيوترونونو مجموعه د نوکليون په نوم ياد وي.
- د الکترونونو چټکتيا کيدای شي د $v = \frac{kze^2 2\pi}{nh}$ فورمول په واسطه محاسبه شي. او د $r = \frac{n^2 h^2}{mkze^2 4\pi^2}$ د فورمول پر بنسټ د اتوم شعاع پر لاس راځي
- د الکترون د څپو اوږدوالی د دې-بروگلي د فورمول پر بنسټ په لاندې ډول تر لاسه کيږي:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

• د الکترونونو څرنګوالی او حالت کیدای شي چې د څلور کوانتومي نمبرونو په واسطه وټاکل شي

1 - اصلي کوانتوم نمبر: دا کوانتوم نمبر د الکتروني وریځې جسامت، د اتوم شعاع او د الکترونونو انرژیکي سویه د هستې په پرتله په بېلابېلو قشرونو کې راښيي.

2 - فرعي کوانتوم نمبر: دا نمبر د الکترونونو څرنګوالی د اتوم د هستې په چاپیریال کې په کوارډیناتونو کې ټاکي او د تامو عددونو ټاکلي او پوره قیمتونه د صفر او $n-1$ ترمنځ $n-1$ ($l = 0, 1, 2, \dots, n-1$) ځانته غوره کوي.

3 - مقناطیسي کوانتوم نمبر: دا کوانتوم نمبر د الکترونونو څرنګوالی او مقناطیسي خاصیت د اتوم د هستې په چاپیریال کې ښکاره کوي او د قیمتونو شمېرې $ml = 2l + 1$ دی چې دا قیمتونه تام عددونه دي او l او $ml = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$ څخه لاسته راځي.

د الکترونونو تحریک په دایروي مدارونو کې مقناطیسي ساحه تولیدوي چې هغه مقناطیسي کوانتوم نمبر ټاکي.

4 - د سپین کوانتوم نمبر: سپین (*spin*) لاتیني کلمه ده چې د تاویدو معنا لري، په دې ځای کې هم په همدې مفهوم کارول شوې ده او د الکترونونو تاویدل د خپل محور په شاوخوا باندې چې د سپین کوانتوم نمبر په نوم یاد شوي اود مایکرو ذرو قیمتونه $ms = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ ځانته ټاکلی شي.

• اوربیتال (*Orbital*): لاتیني کلمه ده او دځالې معنا لري، په دې ځای کې هم په همدې مفهوم کارول شوې ده او د اتوم د چاپیریال هغه برخه ده چې د الکترون احتمالي شتون په کې 95% دی.

• د پاولي قاعده: په یوه اتوم کې دوه الکترونونه نه شي کولی چې یو شان څلور کوانتوم نمبرونه ولري.

• د هوند قاعده: فرعي عین انرژیکي سویو اوربیتالونه له الکترونونو داسې ډکېږي چې د سپین د عددي قیمتونو مجموعه یې اعظمي وي.

د کلچکوفسکي قاعده: الکترونونه لومړی د هغو انرژیکي سویو په اوربیتالونو کې ځای پرځای کېږي چې د اصلي کوانتم نمبرونو (n) او د فرعي کوانتوم نمبر (l) د عددي قیمتونو مجموعه ($n+l$) یې کوچنی وي، که چېرې د دوو یا څو سویو ($n+l$) سره مساوي وي، د هغو سویو اوربیتالونه له الکترونونو ډکېږي چې د n قیمت یې کوچنی وي.

پوښتنې

څلور ځوابه پوښتنې

- 1 - د یوې مادې کوچنۍ ذره لومړی ځل کوم عالم د اتوم په نوم یاده کړه؟
الف- دالتن ب- دیموکرات ج- ارسطو د- رادرفورد
- 2 - د اتوم کلمه له لاندې کومو کلمو څخه اخیستل شویده؟
الف- tom (تقسیم) ب- A (نه) ج- الف او ب دواړه سم دي د- هیڅ یو
- 3 - د اتومي تیوري بنسټ ایښودونکی څوک دی؟
الف- ارسطو ب- دیموکرات ج- رادرفورد د- تامسن
- 4 - د اتوم د هستې د ځانگړتیاوو کشف کوونکی کوم یو دی؟
الف- موزلي ب- چادویک ج- رادرفورد د- سوي
- 5 - د کومو فورمولونو پر بنسټ کیدای شي چې د الکترون چټکتیا د اتوم د هستې په چاپیریال

باندې محاسبه شي:

$$\text{الف- } v = \frac{kze^2 2\pi}{nh} \quad \text{ب- } v = \frac{h}{mv} \quad \text{ج- } r = \frac{n^2 h^2}{mkze^2 4\pi^2} \quad \text{د- هیڅ یو}$$

6 - که چېرې $n = 3$ وي ، د l قیمتونه عبارت دي له:

الف- درې قیمتونه ، ب- دوه قیمتونه ، ج- یو قیمت ، د- ټول ناسم دي.

- 7 - هغه عنصر چې د 26 اتومي نمبر لرونکی دی د سپین د کومو عددي قیمتونو مجموعې لري.

$$\text{الف- } -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2} \quad \text{ب- } \pm 2 \quad \text{ج- } \pm 3 \quad \text{د- } \pm 1$$

8 - که $l = 3$ وي ، د ml قیمتونه عبارت دي له:الف- درې قیمتونه ، ب- دوه قیمتونه ، ج- اوه قیمتونه ، د- د ml قیمت په l اړه نه لري.

- 9 - د الکترون د خپې اوږدوالی د کومو لاندې فارمولونو په واسطه لاس ته راځي ؟

$$\text{الف- } \lambda = \frac{kze^2 \pi}{nh} \quad \text{ب- } \lambda = \frac{h}{mv} \quad \text{ج- } \lambda = \frac{nh}{mkze^2 4\pi} \quad \text{د- ټول}$$

- 10 - پروتون د اتوم کوم ډول ذره ده؟

الف- منفي ذره ب- مثبت ذره ج- خنثی ذره د- مثبت او منفي چارج لرونکې ذره

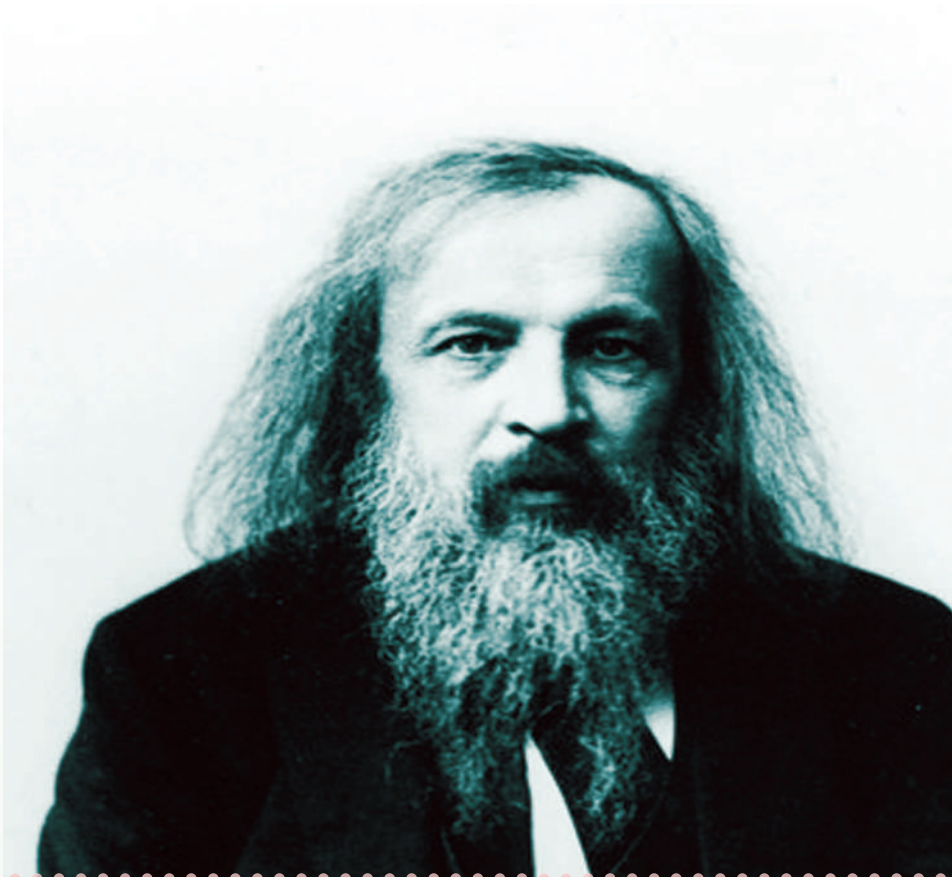
سمې او ناسمې پوښتنې: لاندې سمې جملې په (س) او نا سمې جملې په (نا) نښانې کړئ

- 1 - مواد د اتوم په نوم له ډېرو کوچنیو ذرو څخه جوړ شوي دي. ()
- 2 - تامسن په خپلو څېړنو کې د موادو د چارج نسبت پر کتلې ($\frac{e}{m}$) پیدا کړ چې 1.76 C/kg کمیت یې ترلاسه کړ. ()
- 3 - چادویک *Chadwick* په 1932م کال کې د هستوي تعاملونو په پایله کې پروتون کشف کړ
- 4 - په یو اتوم کې دوه الکترونونه کولی شي چې یو شان څلور کوانتوم نمبرونه ولري. ()
- 5 - د کوانتوم له تیوري سره سم د فوتون انرژي عبارت د نور د کوانټ انرژي د γ د فریکونسي لرلوسره ده چې $E = hv$ کېږي. ()
- 6 - د پلانک له تیوري سره سم انرژي کوانتایزیشن (*quantization*) کېږي. ()
- 7 - د بېلا بېلو عنصرونو اتومونه د کتلې، حجم او خواصو پر لحاظ یو له بل څخه توپیر نه لري.
- 8 - د اتوم د شاوخوا فضا هغه برخه چې د الکترون د شتون احتمال په کې 95% وي، د اوربیتال په نوم یادېږي. ()
- 9 - اصلي کوانتوم نمبر د اتوم د هستې په شاوخوا د الکترونونو د وضعیت په کوارډیناتونو کې ټاکي. ()

تشریحي سوالونه :

- 1 - ثبوت کړئ چې $\lambda = \frac{h}{mv}$ دی.
- 2 - اصلي کوانتوم نمبر لاند څرگند کړئ.
- 3 - ثبوت کړئ چې $r = \frac{nh}{kze^2 4\pi^2}$ دي.
- 4 - که چیرې د یو عنصر اتومي نمبر 82 وي، د هغه الکتروني جوړښت ولیکئ او د عنصر ځای په پیریود او گروپ کې وټاکئ .
- 5 - د هایدروجن اتوم د الکترون څپو اوږدوالی محاسبه کړئ، که چیرې چټکتیا یې $v = 2200 \text{ km/sec}$ او $(n = 1)$ وي.

د عنصرونو الکتروني جوړښت او دوره يي خواص



د هر عنصر د خواصو مطالعه به په جلا ډول ستوزمن کار نه وي؟ ولې د عنصرونو دوره يي جدول ترتيب او منځته راغی؟ د مندلیف د جدول د عنصرونو د اتومونو د کومو پارامترونو پر بنسټ ترتيبلی شي؟ د عنصرونو الکتروني جوړښت د جدول په ترتيب کې څه رول لري؟ د مندلیف د جدول بلاکونه، گروپونه او پيريودونه د عنصرونو د اتومونو د کومو بنسټيزو فکتورونو پر بنسټ ترتيب او تنظيم شوي دي؟ د پورتنیو پوښتنو او هغوی ته ورته پوښتنو د حل تر لاسه کولی شئ د مندلیف جدول او د عنصرونو د پرله پسې خواصو په اړه په دې څپرکي کې مفصل معلومات لاسته راوړئ.

۲-۱: د پیریودیک سیستم د جوړښت تاریخچه

په طبیعت کې 92 عنصره په طبیعي ډول او نور پاتې دانسانانو له خوا په مصنوعي ډول کشف شوي دي، د عنصرونو په خواصو او مشخصاتو پوهیدل په جلا ډول ستونزمن کار دی، له دې امله کیمیا پوهانو کوشش وکړ تر څو عنصرونه په یو جدول کې داسې تنظیم کړي چې د هغوی د یوه د خواصو په هکله پوهه، د هغوی د یوشمېر نورو په خواصو هم پوه شي.

په 1865 م کال یو انګلیسي کیمیا پوه د نیولیندز (*Newlands*) په نوم د خپل وخت کشف شوي عنصرونه د هغوی د نسبتي کتلې د پرله پسې زیاتوالو پر بنسټ په افقي قطارونو کې ترتیب کړل، دلته ولیدل شو چې اتم نمبر عنصر د لومړي نمبر د لاندې چې سره یوشان خواص لري، ځای ونیو او په همدې ترتیب نهم نمبر د دوهم نمبر د لاندې او داسې نور ځای ونیوه، همدارنگه یې د یوشان خواصو لرونکي عنصرونه په یوه عمودي ستنې کې ځای پر ځای کړل (چې نن ورځ دا سیستم د نیولیندز د اوکتا په نوم یادېږي) د نیولیندز جدول په لاندې ډول دی:

(2 - 1) جدول د نیولیندز اوکتا



1	2	3	4	5	6	7
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

نیولیندز خپل کیمیاوي اوکتا (*octave*) د موزیک له اوکتایدونو سره پرتله کړل او هغه یې د (*octave*) د قانون څرګند شوي قانونمندی په نوم یاد کړه، د نیولیندز پرتله کول بی دلیل او ناکامه وموندل شوه او دنوموړي عالم تیوري له نظر ولویده.

په 1869 م کال مندلیف (*D.M. Mendeleev*) روسي عالم د ورته مفکوري وړاندیز وکړ، نوموړي هم د خپل وخت کشف شوی عنصرونه د هغوی د نسبتي اټومي کتلې د پرله پسې زیاتوالي پر بنسټ په افقي قطارونو (*Period*) کې ترتیب او په عمودي ستونونو (*Group*) کې یو ځای کړل، نوموړي دا ډول ترتیب شوی جوړښت د عنصرونو د پیریودیک سیستم په نوم یاد کړ. د مندلیف دا ترتیب شوي سیستم د نیولیندز له سیستم څخه بشپړ دی چې یوه برخه یې لاندې لیدل کېږي: (دا جدول په (1871) م کال کې ترتیب شوی دی)

1 - د مایر *L. moier* په نوم جرمني عالم په 1864 م کال کې 27 عنصره د هغوی د اټومي کتلې د زیاتوالي پر بنسټ ترتیب کړل او وروسته یې هغه د تناوب پر بنسټ په نهو ګروپونو تقسیم کړل چې هر یو ګروپ یې درې عنصرونه درلودل او په (1870) کال کې یې ادعا وکړه چې

مندلیف ته ورته جدول یې ترتیب کړی دی.

(2 - 2) جدول د مندلیف پیریودیک سیستم

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1							
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
4	K 39	Ca 40	-44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56, Co 59 Ni 59, Cu 63
5	(Cu 63)	Zn 65	-68	-72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	?Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	-100	Ru 104, Rh 104 Pd 105, Ag 108
7	(Ag 108)	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	?Di 138	?Ce 140	—	—	—	—
9	—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er 178	?La 180	Ta 182	W 184	—	Os 195, Ir 517 Pt 198, Au 199
11	(Au 199)	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	—	—	—
12	—	—	—	Th 231	—	U 240	—	—

د دوره یې جدول په ترتیب کې د مندلیف نړیوالی

1 - مندلیف اوږدې سلسلې او یا لوی پیریودونه په خپل جدول کې د عنصرونو لپاره وټاکل، چې د لیردوونکو (Transational) عنصرونو په نوم یادېږي، د هغو دټاکلو لامل دا و چې Fe, Mn, Ti په زیات ډول د غیر فلزونو Si, P, S د عنصرونو لاندې تنظیم کېدای نشي (د نیولیندز د اوکتای پورتنی شکل وگورئ).

2 - مندلیف په خپل ترتیب شوي جدول کې تشې حجرې د نړۍ د ناکشفو عنصرونو لپاره پراېښي وې، نو دلته یې پام و چې ارسنیک As په طبیعي بڼه V گروپ ته وتړل شو. نوموړي عالم دوه حجرې د جست Zn او ارسنیک ترمنځ تشې پریښودلې وې.

3 - کله چې د عنصرونو ځای په لومړي پیریودیک سیستم کې د هغوی د اتومي کتلې پریښت په گروپونو کې د یو گروپ عنصرونو د کتلې له خوا صو سره سمون نه درلود، دلته به مندلیف د دې ډول عنصرونو لپاره نوي نسبتي اتومي کتلې وړاندیز وکړ د (Cr, In, Pt, Au) عنصرونو ته نوي اتومي کتله وړاندې شوې ده چې د مندلیف په جدول کې د دې عنصرونو اړوند ځای په ځای کېدل یې تأییدوي.

4 - مندلیف د عنصرونو د کشف وړاندیز کړی وه چې له کشف څخه وروسته د مندلیف د جدول په ځینې تشو ځایونو کې دهغوی کېمیاوي خواصو ته په پام سره ځای پرځای شول. له ده سره سم د مندلیف په پیریودیک جدول باندې باور خورا زیات او ترتیب ته یې صحیح بڼه ورکړل شوه.

فعالیت



د عنصرونو درې بعدي جدول څرنگه جوړولی شو؟
لومړی پړاو: په پیل کې د عنصرونو اصلي گروپونه د مقوا کاغذ پر مخ ولیکئ او د عنصرونو هر گروپ له مقوا څخه جلا کړئ.

	IA	VIIIA						
1	H	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra						

دوهم پړاو: د لومړي گروپ د څنډې برخه د اتم گروپ له څنډې سره ونښلوی، یو اته ضلعي جوړښت لاسته درځي؛ حتی کولی شئ چې د هر عنصر حجره په بېلابېلو رنگونو وښیئ.
درېم پړاو: د فرعي گروپونو عنصرونه هم په یو مقوا کې په گروپونو او پیرودونو په ترتیب سره ولیکئ او د دوهمې مرحلې په شان عمل وکړئ، دلته به لس ضلعي لاسته درشي.

IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg

څلورم پړاو: د لټنایدونو او اکتینایدونو د سلسلو عنصرونه د مقوا په مخ ولیکئ او د پورتنیو پړاونو لاسته راغلي مواد په ترتیب سره یوې ښښه یي تختي کې ونښلوی، بیا لاس ته راغلی ترتیب را څرگند کړئ.

د مندلیف له پیرودیک قانون سره سم، د عنصرونو خواص او د هغوی پرله پسې بدلون په پیرودونو کې د هغې له نسبتي اتمي کتلې سره اړیکي لري او دهغوی ځای په پیرودونو کې ټاکي. کله چې نجیبه گازونه (د VIII اصلي گروپ عنصرونه) کشف شول، په دې وخت په پیرودیک سیستم کې د عنصرونو د ځای پر ځای کیدلو شخړه د هغوی د اتمي کتلې د پرله پسې زیاتوالي په پام کې نیول هم له مینځه ولاړل. نجیبه گازونه د نوو کشفونو له ډلې څخه او وروسته د مندلیف د جدول له ترتیب څخه وو، دا عنصرونه یې د هلو جنونو او فعالو فلزونو (الکلی فلزونو) د I اصلي گروپ ترمنځ ځای پر ځای کړي دي.

د جدول ښی خواته چې صفری (VIII) جلا گروپ زیات شوی دی، د دې گروپ یو عنصر چې

ارگون (Ar) دی، اتومي نسبتې کتله يې د هغه له وروستي عنصر څخه چې پوتاشيم دی او I اصلي گروپ کې ځای لري، لويه ده ($K = 39.amu, Ar = 40 amu$)؛ نو بايد ارگون د پوتاشيم په حجره کې ځای ولري؛ نو برعکس بايد په صفري گروپ کې له نجيبه گازونو سره ځای پر ځای وي؛ خو دلته مندليف د نسبتې اتومي کتلې له زیاتوالي څخه د خپل جدول په ترتيب کې گټه وانه خپستله؛ نو د هغوی د کېمياوي او فزيکي خواصو تشابه يې په پام کې ونيوله او عنصرونه يې په عين گروپ کې ځای په ځای کړل، چې K په اول اصلي گروپ کې او Ar په صفري ($VIII$ اصلي) گروپ کې له نجيبه گازونو سره ځای لري چې خپله هم په ترتيب سره فعال فلز او نجيبه گاز دی، د دې سلسلې د جوړېدو بله بېلگه د ايودين او تلوريم له ځای څخه عبارت دی؛ که چيرې په پيريوديک سيستم کې د عنصرونو د ځای پر ځای کيدلو معيار د عنصرونو نسبتې اتومي کتله وي، نو بايد تلوريم د برومين لاندې د هلو جتونو او ايودين به د سلفر او سلينيم لاندې ځای درلوده، خو د تلوريم او ايودين کېمياوي خواص د دوی ځای پر ځای کيدلو باندې معکوس حکم کوي.

پام وکړئ:



نوموړې پرابلمونه د مندليف په جدول کې د موزلي (*Moseley*) په نوم عالم په 1916 کال کې حل کړه. نوموړي وښودله چې اتومي نمبر (د پروتونونو شمېر) له نسبتې اتومي کتلې څخه په لوړ مفهوم د عنصرونو په پرله پسې ترتيب کې په دوره يې بڼه لري، نوموړي عالم د رونتگين د وړانگو د څپو د اوږدوالي د مربع جذر معکوس کمیت په پيريوديک سيستم کې د عنصرونو ترتيبې نمبر سره اړيکه يې د گراف په بڼه روښانه کړه او ويې ويل چې د عنصرونو ترتيبې نمبر د دوی مهمه ځانگړتيا ښکاره کوي، دا خاصیت د اتوم د هستې چارج له خپل ځانه څخه راښيي او هم دا ذرې د يو عنصر خپل وروستي عنصر څخه د مندليف د جدول په پيريودونو کې د يو واحد په کچه په پرله پسې بڼه زیاتېږي. د موزلي دا کشف د مندليف د جدول د ترتيب په وروستيو پړاوونو او د عنصرونو د پيريوديک سيستم په ټينگښت کې لوی خدمت وکړ او عنصرونه يې په پيريوديک سيستم کې د هغوی د اتومي نمبر د پرله پسې زیاتوالي پر بنسټ ځای په ځای کړل.

هغه عنصرونه چې په پيريوديک سيستم کې يو له بل لاندې په عمودي شکل په ستونونو کې ځای لري، يوشان کېمياوي خواص لري. د مندليف د جدول عمودي ستونونه د گروپونو (*Groups*) په نوم او افقي قطارونه يې د پيريودونو (*Periods*) په نوم يادوي. د جدول په اوږدو پيريودونو کې انتقالی فلزونه (*Transitional Elements*) ځای پر ځای شوي دي.

د مندليف جدول د عنصرونو په سلسله کې د عنصرونو د کېمياوي خواص ورته والی د څو

عنصرونو تر منځ وروسته بېرته تکرارېږي؛ د بېلگې په ډول: له نجیبه گازونو اتومي نمبرونه 2, 10, 18, 36, 54 او 86 دي؛ نو ورته کېمیایو خواص د پورتنیو لیکل شوو عددونو له منځونو څخه وروسته بیا لیدل کېږي. وروسته له نجیبه گازونو څخه، فعال کېمیایو فلزونه (لومړی ګروپ) ځای لري چې د M^+ ایونونه تشکیلوي او له القلي عنصرونو (Li, Na, K, Rb, Cs او Fr) څخه عبارت دي. له هر نجیبه غاز څخه مخکې فعاله غیري فلزي عنصرونه ځای لري چې د Y^- ایون جوړوي او له هلو جنونو (At, I_2, Br_2, Cl_2, F_2) څخه عبارت دي. وروسته له فعالو القلي فلزونو څخه ځمکنی القلي فلزونه (Be, Mg, Ca, Sr, Ba او Ra) ځای لري چې $IIIA$ ګروپ یې تشکیل کړی دی، په همدې ترتیب له هلو جنونو (VII) څخه د مخه VIA عنصرونه (O, S, Se, Te او Po) ځای لري چې د هغوی ولانس (2) دی او د هغوی خواص له غیر فلزونو څخه تر فلزونو (د پورته څخه ښکته خواته په پرله پسې بڼه) بدلېږي.

په III, IVA او VA اصلي ګروپونو کې هغه عنصرونه شامل دي، کوم چې ډېر کم یو بل سره یوشان خواص لري، د دوی خواص خپل اړوند ګروپ پورې اړه لري او له پورته خوا څخه ښکته خواته یې فلزي خاصیت زیاتېږي، دوی ټاکلي ولانسونه ځانته غوره کوي.

عنصرونه د کېمیایو خواصو او د هغوی بدلونونو ته په پام سره په اوو پېرودو ($Period$) یا سلسلو وېشل شوي دي چې په لومړي پېرود کې دوه عنصره، په دوهم او دریم پېرود کې 8, 8 عنصره، په څلورم او پنځم پېرود کې 18, 18 عنصره، په شپږم او اووم پېرود کې 32, 32 عنصره شتون لري د عنصرونو شمېر په پېرودونو کې د نجیبه گازونو د اتومي نمبر د توپیر پر بنسټ (وروستی له مخکې څخه منفي) او یا په لاندې فورمولونو ترلاسه کېږي:

$$\text{په طاق پېرود کې د عنصرونو شمېر} = \frac{(n+1)^2}{2}$$

$$\text{په جفت پېرود کې د عنصرونو شمېر} = \frac{(n+2)^2}{2}$$

په څلورم او پنځم پېرود کې د IIA او $IIIA$ د ګروپونو تر منځ په هر پېرود کې (د s او p د بلاک د عنصرونو تر منځ) لس فلزي عنصرونه ځای لري چې څه نا څه یو بل ته د ورته خواص لري او د لېږدونکو ($Transitional$) عنصرونو په نامه یادېږي. په شپږم او اووم پېرود کې له لېږدونکو فلزونو څخه پرته د f عنصرونه هم شته چې ځانګړې سلسلې د $Lanthanides$ او $Actinoides$ په نوم یې جوړې کېږي. د دې سلسلو عنصرونه یو بل ته ډېر زیات ورته خواص لري او هره سلسله 14، 14 عنصرونه لري.

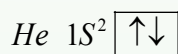
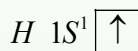
جدول دورہ یی عنصرنو دہر نوی او وروستی جدول (3 - 2)

IA	Metals																Nonmetals					0												
1	IIA		Metalloids										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	2																
1 H 1.0	2 Li 1.0	3 Be 1.5	4 B 2.0	5 C 2.5	6 N 3.0	7 O 3.5	8 F 4.0	9 Ne	10 Na 1.0	11 Mg 1.2	12 Al 1.5	13 Si 1.8	14 P 2.1	15 S 2.5	16 Cl 3.0	17 Ar	18 K 1.0	19 Ca 1.3	20 Sc	21 Ti 1.4	22 V 1.5	23 Cr 1.6	24 Mn 1.6	25 Fe 1.7	26 Co 1.7	27 Ni 1.8	28 Cu 1.8	29 Zn 1.6	30 Ga 1.7	31 Ge 1.9	32 As 2.1	33 Se 2.4	34 Br 2.8	35 Kr
37 Rb 0.9	38 Sr 1.0	39 Y 1.2	40 Zr 1.3	41 Nb 1.5	42 Mo 1.6	43 Tc 1.7	44 Ru 1.8	45 Rh 1.8	46 Pd 1.8	47 Ag 1.6	48 Cd 1.6	49 In 1.6	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe	55 Cs 0.8	56 Ba 1.0	57 La 1.1	58 Ce 1.1	59 Pr 1.1	60 Nd 1.1	61 Pm 1.1	62 Sm 1.1	63 Eu 1.1	64 Gd 1.1	65 Tb 1.1	66 Dy 1.1	67 Ho 1.1	68 Er 1.1	69 Tm 1.1	70 Yb 1.0	71 Lu
87 Fr 0.8	88 Ra 1.0	89 Ac 1.1	90 Th 1.2	91 Pa 1.3	92 U 1.5	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am 1.3	96 Cm 1.3	97 Bk 1.3	98 Cf 1.3	99 Es 1.3	100 Fm 1.3	101 Md 1.3	102 No 1.3	103 Lr 1.5	86 Rn																	

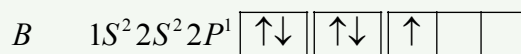
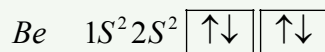
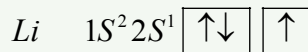
د لیردونکو فلزی عنصرنو د پیریودیک جدول فرعی گروپونه تشکیل کری دی.

۲-۲: د عنصرنو الکترونی جوړښت

هایدروجن یو الکترون لري. هیلیم دوه الکترونونه لري چې د مندلیف د جدول لومړی پیریود یې جوړ کړی دی. د نوموړو عنصرنو الکترونونه د ښکته انرژیکي سوپې نیولی دي چې د دهغوی الکترونی جوړښت دا دی:

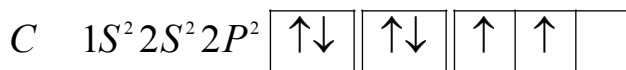


دلته د فرعی انرژیکي سوپې کینې خواته عدد اصلي کوانتوم نمبر او پورتنی عددونه د فرعی انرژیکي سوپې د الکترونونو شمېر دهغوی په اوریبتالونو کې راښيي. لیتیم درې الکترونونه، بیریلیوم (Be) 4 الکترونه او بورون (B) 5 الکترونه لري چې د نوموړو عنصرنو الکترونی جوړښت دا دی:

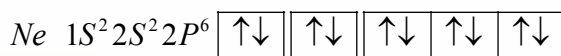
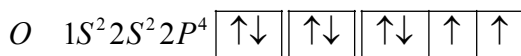


کاربن 6 الکترونونه لري چې پنځم او شپږم الکترون یې د هوند له قاعدې سره سم د P دوه

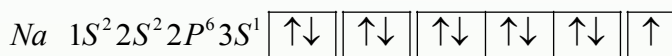
اوربیتالونه په طاق ډول له هم جهته سپین سره (د هغو د سپین مجموعه $1 \pm$ ده) ځای نیولی چې الکتروني جوړښت یې دا دی:



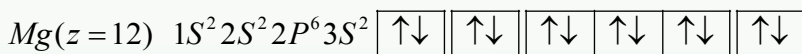
په همدې ترتیب، د اکسیجن الکتروني جوړښت $Z = 8$ فلورین $Z = 9$ او نیون $Z = 10$ دا دی:



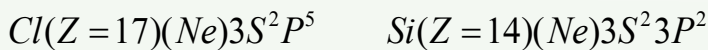
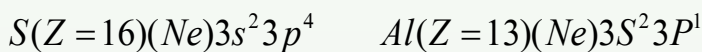
د Ne عنصر د L مشبوع قشر (L-shell) لري، له نیون (Ne) څخه وروسته عنصر Na دی چې د مندلیف د جدول د درېم پیریود لومړنی عنصر دی، الکتروني جوړښت یې دا دي:



گورو چې سوډیم درېمه د M سوبه کارولې ده او دهغې د $3S$ فرعي سوبې له الکترونو څخه په ډکډو پیل کړی دی: له سوډیم نه وروسته عنصر Mg دی ($Z = 12$) چې د هغه الکتروني جوړښت دا دی:



د لاندې شپږو عنصرونو الکترونونه په $3P$ فرعي قشر کې ($3p - \text{Sub Shell}$) لیدل کېږي، د نوموړو عنصرونو الکتروني جوړښت دا دی:



په پورتنیو الکتروني جوړښتونو کې لیدل کېږي چې د $1S^2 2S^2 2P^6$ جوړښت د Ne د الکتروني جوړښت معادل دی، نو د دې الکتروني جوړښت پر ځای د نیون سمبول (Ne) لیکل کېږي.

خلورم پیريود په K ($Z = 19$) او Ca ($Z = 20$) سره پیل او په Kr ($Z = 36$) پای ته رسېږي، د K او Ca الکتروني جوړښت دا دی:

$$(Z = 19)K(Ar)4s^1$$

$$(Z = 20)Ca(Ar)4s^2$$

له هغې وروسته چې $4s$ فرعي سوبه ($4s$ -sub shell) له الکترونونو ډکه شي، د $3d$ فرعي سوبې ډکیدل پیل کېږي چې د Sc ($Z = 21$) له $3d$ فرعي سوبې څخه عبارت ده او د $3d$ د لسو عناصرونو اوربیتالونه Sc (په شمول) له الکترونونو ډکېږي چې د هغه وروستنی عنصر Zn ($Z = 30$) دی، کله چې د عناصرونو د $3d$ سوډالکترونو په واسطه د ډکیدو په حال وي، د داسې عناصرونو کیمیاوي خواص په هغه کچه چې د لیدلو وړ وي، نه بدلیږي. د لس عناصرونه چې د هغوی د $3d$ فرعي سوبو اوربیتالونه د الکترونونو په واسطه د ډکېدو په حال کې دي، یو بل ته د ورته کیمیاوي خواص لري او د انتقالی عناصرونو په نوم یادېږي. د شپږ عناصرونو له گالیم ($Z = 31$) څخه تر Kr ($Z = 36$) پورې د P فرعي سوبې اوربیتالونه یې له الکترونونو د ډکیدو په حالت کې دي (د هغوی د M اصلي قشر د الکترونونو په واسطه د ډکیدو په حالت کې دي).

پنځم پیريود له دوهم اوږد پیريود څخه عبارت دی چې په Rb ($Z = 37$) پیل او په زیون Xe ($Z = 54$) پای ته رسېږي، د انتقالی عناصرونو دوهمه سلسله په دې پیريود کې ځای لري.

شپږم پیريود په Cs ($Z = 55$) پیل او د Rn ($Z = 86$) په عنصر پای ته رسیدلی دی چې په دې پیريود کې د f څوارلس (14) عناصرونه هم ځای لري، دا پیريود له Ce ($Z = 58$) څخه پیل او پر Lu ($Z = 71$) پای ته رسېږي، دا هغه عناصرونه دي چې د هغوی د f د فرعي سوبو اوربیتالونه د الکترونونو په واسطه د ډکیدو په حال کې دي او د ځمکې د نادر فلزونو له ډلو څخه دي، دا عناصرونه د کیمیاوي خواصو له کبله یو بل ته سره ډېر ورته له d انتقالی عناصرونو څخه دي، چې له La څخه وروسته په پیريود کې ځای لري؛ له دې امله دا سلسله د (*Lanthanoides*) په نوم یاده شوي ده، هغه عناصرونو چې له Lu ($Z = 71$) څخه تر Hg ($Z = 80$) پورې د انتقالی عناصرونو درېمه سلسله تشکیل کړي ده، د هغوی د $5d$ فرعي سوبې اوربیتالونه له الکترونونو څخه د ډکیدو په حال کې دي.

اووم پیريود چې تر اوسه د مندلیف جدول د عناصرونو وروستی پیريود دی، په Fr ($Z = 87$) پیل کېږي، وروستنی طبیعي عنصر (یورانیم) هم په دې پیريود کې ځای لري، 14 فلزي عناصرونه د f هم په دې پیريود کې ځای لري چې د $5f$ فرعي سوبې اوربیتالونه یې له الکترونونو څخه د ډکیدو په حال کې دي، دا عناصرونه له Th ($Z = 90$) څخه پیل او د Lr ($Z = 103$) پر مصنوعی عنصر پای ته رسېږي؛ څرنګه چې دا عناصرونه په پیريود کې د Ac ($Z = 89$) عنصر پسې ځای لري؛ نو د دې سلسلې عناصرونه چې یو له بل سره ورته خصوصیات لري، د (*Actinoides*) د سلسلې په نوم یادېږي.

نوټ: له یو انرژیم څخه وروسته عنصرونه مصنوعي او راډیو اکتیف دي.

۲-۳: د عنصرونو خواص او په دوره یې جدول کې د هغوی متناوب بدلون

د عنصرونو د اتومونو ځینې مهم خواص په پیرویونو او گروپونو کې یو د بل په پرتله، په پرله پسې ډول بدلیږي چې د عنصرونو د خواصو پرله پسې بدلون د مندلیف جدول کې په لاندې ډول روښانه کیږي:

۲-۳-۱: د ایونایزیشن انرژي او د هغې پرله پسې بدلون د مندلیف په جدول کې

د ایونایزیشن انرژي: هغه مقدار انرژي ده چې د یو اتوم - گرام څخه د یو الکترون د لرې کولو لپاره لایتناهي فضا ته اړتیا ده، د ایونایزیشن د انرژي کچه د جلا شوي الکترون او د آزاد شوي الکترون د انرژي له توپیر سره مساوي ده، (د آزاد الکترون انرژي صفر فرض شوې ده) په عمل کې د ایونایزیشن د انرژي اصطلاح لومړني، دوهمې، دریمې او نورو الکترونونو د پاره کاروږي. داسې چې د لومړني الکترون د ایونایزیشن انرژي له هغه انرژي څخه عبارت ده چې د لومړني الکترون د جلا کولو لپاره ضروري وي، نو دا الکترون د انرژي په لوړه سطحه نورو الکترونونو په پرتله شته د اتوم لومړي الکترون د دوهم څخه او دوهم د درېم انورونو په پرتله په کمه انرژي جلا کیږي او د ایونایزیشن انرژي یې ډېره کمه ده؛ یعنې: $E_1 < E_2 < E_3 < \dots$ لاندې جدول د لومړي، دوهمي، د ایونایزیشن انرژي را ښيي:

(2-4) جدول د لومړي اصلي گروپ د عنصر داتومونو د لومړني، دوهمي ایون دایونایزیشن د انرژي اندازه:

I اصلی گروپ	11 Na	5.1 ev	47 ev	72 ev	99 ev
II اصلی گروپ	12 Mg	7.6 ev	15 ev	80 ev	109 ev
III اصلی گروپ	13 Al	6.0 ev	18.8 ev	2814 ev	120 ev

د سوډیم لومړي الکترون، د Mg لومړني او دوهم الکترون او د المونیم درې الکترونونه په آسانی سره جلا کیږي.

ضروري معلومات



د هایډروجن د اتوم د ایونایزیشن انرژي 13.6 eV ده او دا انرژي ځکه لږ څه زیاته ده چې الکترون هستې ته نژدې ده او د هستې د کشش قوه ور باندې اغېز کوي.

اضافي معلومات :

د گروپونو په حدود کې د ایونایزیشن انرژي له پورته څخه ښکته کمیږي. برعکس، له ښکته څخه پورته زیاتیږي. لامل یې دا دی چې په عین گروپ کې د عنصرونو الکترونونه له هستې څخه لرې کیږي. په لومړني اصلي گروپ کې د ایونایزیشن انرژي له پورته څخه ښکته کمیږي او برعکس له

بنکتنی خوا څخه پورتنی خواته زیاتیږي.

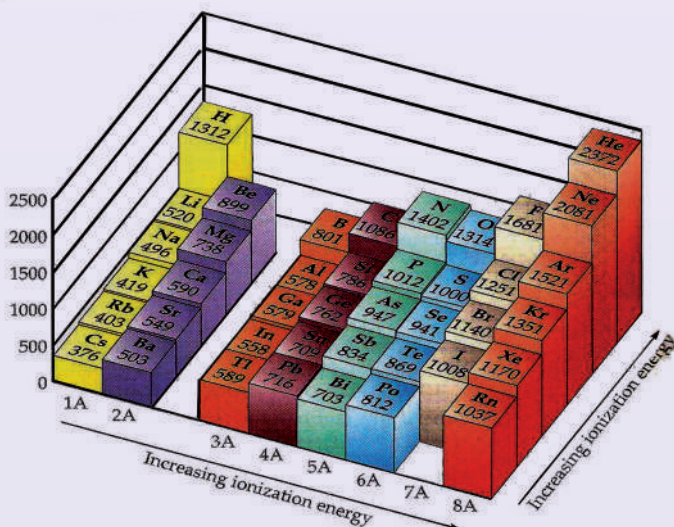
(2 - 5) د مقایسی جدول د لومړي ګروپ د عنصرونو د ایونایزیشن انرژي

د عنصر سمبول	د ایونایزیشن انرژي
1 H	13.6 ev
3 Li	5.4 ev
11 Na	5.1 ev
19 K	4.3 ev
37 Rb	4.2 ev
55Cs	3.9ev

د پیریودونو په چاپیر یال کې د ایونایزیشن انرژي د اتومي نمبر د زیاتوالي پر بنسټ زیاتیږي. ځکه په پیریودونو کې د اتومي نمبر په زیاتوالي د قشرونو شمېر نه زیاتیږي؛ خو د هستې چارج لوړیږي چې هسته الکترونونه ځان ورکش کوي او خپلې شاوخوا ته یې ورټولوي. په پایله کې د اتوم حجم او شعاع کوچنی کیږي. د هستې د مثبت چارج اغېزه په الکترونونو باندې زیاتیږي او الکترونونه خپل خواته کش کوي. په دې بنسټ د ایونایزیشن د انرژي ضرورت زیات دی او په زیاتې انرژي له هستې څخه الکترون جلا کولی شو:



(2 - 6) جدول : د عنصرونو د اتومونو د ایونایزیشن انرژي



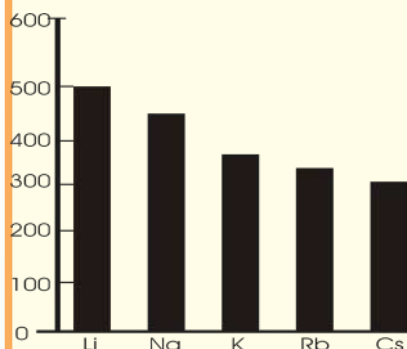
په پورتنی جدول کې لیدل کیږي، هر څومره چې د عنصرونو د اتومونو الکترونو باندې قشر په ډېرو زیاتو الکترونونو ونيول شي، په هماغه کچه د عنصر د اتوم کلکوالی او ټینګښت زیاتېږي. نو نجیبه گازونه ډېر کم ایونایزیشن کیږي او د هغوی د ایونایزیشن انرژي ډیره زیاته ده.

فعالیت



لاندې گراف وگورئ او لاندې پوښتنوته ځواب ورکړئ.

کوم عنصر د ایونایزیشن ډېره زیاته انرژي لري؟ کوم یو د ایونایزیشن ډېره لږ انرژي لري؟



ضروري معلومات



الکتروني جوړښت او د اتومي نمبر د عنصر د پرله پسې ایونایزیشن انرژي په کارولو وړاندې او ترلاسه کیدی شي.

په لاندې جدول کې د یو عنصر پرله پسې انرژي په کیلو ژول فی مول وړاندې شوې ده:

د (2 - 7) جدول د یو عنصر متوالي انرژي په کیلو ژول فی مول

E1	E2	E3	E4	E5	E6	E7
1402	2856	4578	7475	9444	53266	64359

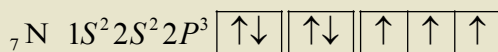
په جدول کې لیدل کیږي، دنوموړی عنصر د ایونایزیشن انرژي له E_5 څخه E_6 ته ډېر زیات توپ ووهلی دی؛ نو:

$1 +$ لوی توپ د عنصر د اتوم د ایونایزیشن په ټوله انرژي کې = د عنصر پیږود

$$x = 1 + 1 = 2 \text{ د عنصر د پیږود پیداکول}$$

څرنگه چې د عنصر د ایونایزیشن د زیاتوالي توپ په شپږم پړاو کې لیدل کیږي، نو عنصر په خپل باندني قشر کې یوازې پنځه الکترونه لري او د مندلیف د جدول په پنځم گروپ کې دی. نوموړی

عنصر نایتروجن دی او اتومي نمبر یې 7 او الکتروني جوړښت یې دا دی:



۲-۳-۲: د عنصرو د الکترون غوښتلو خاصیت او تناوب یې

د عنصرو د اتومونو یو د نورو خواص چې الکتروني جوړښت پورې اړه لري، هغه د الکترون اخیستلو میل دی. څرنګه چې وړاندې وویل شول، له اتوم څخه د یو الکترون جلا کول باید اتوم ته انرژي ورکول شي تر څو د هستې د جاذبې قوه څخه جلا شي، که چیرې یو الکترون اتوم ته ور زیات او په منفي ایون (*Anion*) بدلون وړکړل شي، زیات شوی الکترون د هستې د قوې په واسطه جذبېږي او له هغه څخه په ټاکلي کچه انرژي ازادېږي، دا انرژي د الکترون غوښتلو (*Electron affinity*) د انرژي په نوم یادېږي او له هغې انرژي سره سمون لري چې وروسته له منفي ایون څخه د الکترون د جلا کیدلو په بهیر کې جذبېږي.

څه ناڅه د ټولو عنصرونو لپاره د الکترون غوښتلو عملیه *Exothermic* تعامل دی؛ نو آزاده شوې تودوخه منفي ده. پورته موضوع البته عمومي نه ده. د بېلګې په ډول: کله چې یو بل الکترون د اکسیجن انیون ته ورزیات شي چې د اکسیجن منفي دوه آیونه تشکیل شي، اړینه ده چې لږ څه انرژي د اکسیجن اتوم ته ورکړل شي. نو الکترون له هغې سره یو ځای او دا اندازه انرژي له $+844 \text{ kJ/mol}$ سره مساوي ده په داسې حال کې چې ازاده شوې انرژي د O^{-1} د ایون پر جوړیدو کې -142 kJ/mol انرژي ده. لاندې جدول د ځینو عنصرونو *Electron affinity* انرژي کچه رابښي:

(2 - 8) جدول: د ځینو عنصرونو د الکترون غوښتلو انرژي مقدار

محصولات	انرژي Electron affinity	عنصر
$F + 1e^{-} \longrightarrow F^{-}$	-344 kJ/mol	فلورین
$Cl + 1e^{-} \longrightarrow Cl^{-}$	-349 kJ/mol	کلورین
$Br + 1e^{-} \longrightarrow Br^{-}$	-325 kJ/mol	برومین
$O + 1e^{-} \longrightarrow O^{-}$	-142 kJ/mol	اکسیجن
$O^{1-} + 1e^{-} \longrightarrow O^{2-}$	+844 kJ/mol	ایون O^{1-}
$H + 1e^{-} \longrightarrow H^{-}$	-72 kJ/mol	هایدروجن
$Na + 1e^{-} \longrightarrow Na^{-}$	-50 kJ/mol	سودیم

د عنصرونو الکترون غوښتنه په پیریودونو او ګروپونو کې پرله پسې ډول بدلېږي؛ داسې چې د یو ګروپ په چاپیریال کې د عنصرونو *Electron affinity* له پاسه څخه ښکته کمېږي چې د پیریودونو په چاپیریال کې انرژي او د الکترون اخیستلو میل له کینې خوا څخه ښی. خواته زیاتېږي

او د ایونایزیشن له انرژي سره مستقیمه اړیکه لري.

۲-۳-۳: Electron negativity او Electro positivety خاصیت

هغه عنصرونه چې د الکترون اخیستلو میل لري او الکترونونه ځان ته جذبوي، د الکترونیگاتیویتي (Electro negativity) په نوم یادېږي، برعکس هغه عنصرونه چې د الکترون له لاسه ورکولو میل لرونکي دي، د الکترون ورکونکو عنصر (Electro positive) په نوم یادېږي. د عنصر د ایونایزیشن انرژي د هغوی د ایونایزیشن په انرژي پورې اړه لري، که چېرې د عنصر د ایونایزیشن انرژي کمه وي، دا عنصر الکتروپوزیټیو دی او که چېرې د ایونایزیشن انرژي یې زیاته وي، برعکس د هغه الکتروپوزیټیو کچه ده او الکترونیگاتیو دی.

اضافی معلومات



د یو پیریود په چاپیریال کې د عنصرونو الکتروپوزیټیو له کینې خوا بنی خواته کمه کیږي؛ برعکس، له بنی خوا څخه کینې خواته زیاتېږي، په همدې ترتیب د یو گروپ په چاپیریال کې د عنصرونو الکتروپوزیټیو له پورته څخه بنکته خواته زیاته شوي؛ برعکس له بنکته خوا څخه پورته خواته کمیږي، همدارنگه د عنصرونو الکترونیگاتیویتي ځانگړتیا په گروپ او پیریود کې په متناوب شکل بدلیږي؛ داسې چې د یو پیریود په چاپیریال کې د عنصرونو EN له کینې خوا څخه بنی خواته په پرله پسې توگه زیاتېږي، برعکس له بنی خوا څخه کینې خواته کمیږي. د یو گروپ په چاپیریال کې د عنصرونو الکترونیگاتیویتي له پاس څخه بنکته لورته په پرله پسې توگه کمیږي او برعکس له بنکته، خوا څخه پورته خواته په پرله پسې توگه زیاتېږي؛ له دې څخه معلومیږي چې د عنصرونو EN له اټومي شعاع سره معکوسه اړیکه لري؛ پر دې بنسټ فلورین د طبیعت ډیر الکترونیگاتیو عنصر دی، Fr او Cs د طبیعت ډیر الکترو پوزیټیو عنصرونه دي.

په 1939م کال د پاولینگ (*Linus Cart Paiuling*) په نوم عالم د عنصرونو الکترونیگاتیویتي لپاره نسبتی واحد وټاکه چې د Fr او Cs الکترونیگاتیویتي $0.7ev$ او د فلورین $4.1ev$ ده (2-9) جدول د پاولینگ الکترونیگاتیویتي راښيي. دا جدول د عنصرونو هغه جدول دی چې په کې د نجیبه عنصرونو گازونه شتون نه لري؛ ځکه د هغوی الکترونیگاتیویتي صفرده، څرنگه چې له جدول څخه معلومیږي. هغه عنصرونه چې په بنی خوا او پورتنی برخه کې ځای لري، الکترونیگاتیو دي او د هغوی الکترونیگاتیویتي څه نا څه $E \geq 2ev$ ده، دا عنصرونه د غیر فلزونو (*Nonmetals*) په نامه یادېږي او نور عنصرونه فلزونه او شبه فلزونه دي، د جدول په لاندیني او کینې برخه کې فلزونه ځای په ځای دي چې ډیر الکتروپوزیټیو دي.

جدول د عنصرنو الکترونیگاتیویتی (2 - 9)

		Increasing electronegativity																						
Decreasing electronegativity																		H 2.1						
		Li 1.0	Be 1.5																	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
		Na 0.9	Mg 1.2																	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
		K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.5	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8						
		Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5						
		Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2						
	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac	Th 1.3	Pa 1.4	U 1.4	Np-No 1.4-1.3																	

(a)

دا چي د الکترونیگاتیویتی عددونه محاسبه شوي دي، په جدول کي د سمبول دلاندې عددونه د پاولینگ په لاري لاسته راغلي دي .

۲-۳-۴: د اټومي او ايوني شعاع (Atomic and Ionic Radius) پرله پسې بدلون

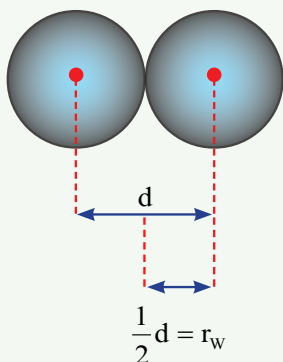
د عنصرنو اټومي شعاع د اټوم د هستې او باندني قشر د وروستي الکترون ترمنځ فاصله ده او د اټوم له هندسي پارامترونو څخه گڼل کيږي .

بور د لومړي ځل لپاره د هايډروجن اټومي شعاع د الکترون د حرکت فرضول په دايروي قشر کي په رياضيکي معادلي کي محاسبه کړل چې کميټ يې 52.9 پيکامتر دی .

د اټوم په جوړښت کي مو ولوستل چې د الکترونونو ځايونه په اوربيټالونو (Orbitals) کي دي او اوربيټال هم د اټوم د هستي د شاوخوا له فضا هغه برخه ده چې په هغه کي د الکترون احتمالي

شتون 95% دی، دا اوربيټالونه کيدای شي کروي (د S اوربيټال) د دمبل په شان (د P اوربيټالونه) او نور وي، نو کولی شو چې په بېلابېلو طريقو اټومي شعاع پيدا کړو.

1 - د واندروالس شعاع پر بنسټ کيدای شي د مطلوب عنصر اټومي شعاع لاس ته راشي. د واندروالس شعاع نيمه فاصله د دوو مجاورو اټومونو د دوو هستو ترمنځ ده.



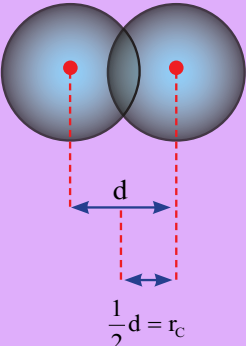
د واندروالس شعاع = نيمه فاصله د دوو مجاور هستو ترمنځ

لومړی مثال: د اوسپنې د دوو څنگ پر څنگ اتومونو ترمنځ فاصله په فلزي شبکه کې 2.48 \AA ده، نو د اوسپنې اتومي شعاع 1.24 \AA ده.

$$\frac{2.48 \text{ \AA}}{2} = 1.24 \text{ \AA}$$

2 - که چیرې په مالیکول کې د دوو داخل شوو اتومونو د هستو ترمنځ فاصله پر دوو وېشل شي، د هغه کولانسی (rco) شعاع پیدا کېږي.

دوهم مثال: د آیودین په مالیکول کې د اتومونو فاصله 2.66 \AA ده، د آیودین اتومي شعاع پیدا کړئ.



حل:

$$r_{co} = \frac{1}{2}d = \frac{2.66 \text{ \AA}}{2} = 1.33 \text{ \AA}$$

کولانسی شعاع = د مالیکول د اتومونو د دوو هستو ترمنځ نیمه فاصله

د عنصرونو اتومي شعاع د هغوی د ځانګړې الکتروني جوړښت د لرلو له امله یو له بل څخه توپیر لري. دا توپيرونه پر له پسې توګه لیدل کېږي، داسې چې:

د عنصرونو د یو ګروپ په چاپیریال کې اتومي شعاع له پورته خوا څخه ښکته خواته لویه او له ښکته خوا څخه پورته خواته پرله پسې ډول کوچنۍ کیږي، لامل یې دا دي چې د عنصرونو اتومي نمبر په ټاکلو کمیټونو له پورته خوا څخه ښکته خواته زیاتېږي او د الکتروني قشرونو شمېر هم د یو واحد په کچه لوړېږي چې په پایله کې د عنصرونو د اتومونو حجم په ګروپ کې له پورته خوا څخه ښکته خواته لوړېږي او اتومي شعاع هم لوړېږي.

د پیریودونو په چاپیریال کې د عنصرونو اتومي شعاع له کینې خوا څخه ښي خواته کوچنۍ او برعکس د ښي نه کینې خواته پرله پسې توګه لوړېږي. د هغې لامل دا دی چې د هستې مثبت چارج اغېز په الکتروني قشر باندې زیات او الکترونونه یې د هستې په چاپیریال کې راټولېږي، پر دی بنسټ د اتوم حجم او شعاع یې کوچنۍ کیږي. په (2 - 10) جدول کې گورئ چې د عنصرونو د اتومي

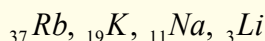
شعاع کموالی او زیاتوالی په پیریودونو او گروپونو کې څه رنگه بدلیری.
(10 - 2) جدول: د کیمیاوي عنصرنو د اټومونو شعاع

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
H 0.37							He 0.5
Li 1.52	Be 1.11	B 0.88	C 0.77	N 0.70	O 0.66	F 0.64	Ne 0.70
Na 1.86	Mg 1.60	Al 1.43	Si 1.17	P 1.10	S 1.04	Cl 0.99	Ar 0.94
K 2.31	Ca 1.97	Ga 1.22	Ge 1.22	As 1.21	Se 1.17	Br 1.14	Kr 1.09
Rb 2.44	Sr 2.15	In 1.62	Sn 1.40	Sb 1.41	Te 1.37	I 1.33	Xe 1.30
Cs 2.62	Ba 2.17	Tl 1.71	Pb 1.75	Bi 1.46	Po 1.5	At 1.4	Rn 1.4

فعالیت



- 1 - د Na_{11} , Al_{13} او P_{15} عنصرنو الکتروني جوړښت وليکئ او د هغوی اټومي شعاع له 2-10 جدول څخه ترلاسه او د شعاع د زیاتوالي پربنسټ یې ترتیب کړئ.
- 2 - د لاندې څلورو اټومونو الکتروني جوړښت وليکئ او د هغوی اټومي شعاع له (2-10) جدول څخه ترلاسه او د زیاتوالي پربنسټ یې تنظیم کړئ.



ایوني شعاع او د مندلیف په جدول کې د هغې بدلون

عنصرونه میل لري چې خپل اوکتیت بشپړ او د خپل باندنیو مدارونو الکترونونه اتو عددونو ته ورسوي چې د نجیبه گازونو ثابت الکتروني جوړښت ځانته غوره کړي؛ له همدې امله فلزونه د خپل باندني قشر الکترونونه له لاسه ورکوي او غیر فلزونه الکترونونه اخلي او په ایونونو بدلیری. د ایونایزیشن عملیه د عنصرنو په اټومي شعاع کې مهم بدلونونه رامنځ ته کوي؛ څرنګه چې د عنصرنو د کټیون شعاع د هغوی د اړوند اټوم له اټومي شعاع څخه کوچنی او د عنصرنو د انیونونو شعاع د هغوی له اټومي شعاعو څخه ډېره لویه ده؛ خو د هغوی بدلونونه په پیریودیک سیستم کې د اټومي شعاع د پرله پسې بدلونونو په شان د پیریودونو او گروپونو په چاپیریال کې دي. لاندې جدول

د عنصرونو د ائینونو او کټیونونو شعاع راشیښي:
(2 - 11) جدول: د ائینوني او کټیوني شعاع پر تله کول.

د اټوم شعاع	د ائینون شعاع	د اټوم شعاع	د کټیون شعاع
Cl 1 Å	Cl ⁻ 1,8 Å	Li 1,5 Å	Li ⁺ 0,8 Å
O 0,78 Å	O ²⁻ 1,4 Å	Na 1,9 Å	Na ⁺ 1 Å
S 1,27 Å	S ²⁻ 1,84 Å	K 2,3 Å	K ⁺ 1,3 Å
N 0,92 Å	N ³⁻ 1,7 Å	Rb 2,4 Å	Rb ⁺ 1,5 Å
O 0,92 Å	N ⁵⁺ 0,11 Å	Cs 2,6 Å	Cs ⁺ 1,6 Å
		Ca 1,7 Å	Ca ²⁺ 1,0 Å
		Fe 1,2 Å	Fe ²⁺ 0,7 Å
		Fe 1,2 Å	Fe ³⁺ 0,6 Å

فعالیت



(2 - 11) جدول په څیر سره وگورئ او په لاندې مطلبونو باندې په گروپي بڼه په ټولگي کې

څیړنې وکړئ:

- 1 - د عنصرونو اټومي شعاع د هغوی د ائینونو له ائینوني شعاع څخه ولې کوچنی ده؟
- 2 - د عنصرونو اټومي شعاع د هغوی له اړوند کټیوني شعاع څخه ولې لویه ده؟
- 3 - د عنصرونو د اټومي او ائینوني شعاعو پرله پسې بدلونونه په گروپونو او پیریودونو کې څه ډول دي؟
- 4 - هغه عنصرونه چې د مندلیف په جدول کې د دیاگونال (زاویوي) په حالت کې دي، د هغوی اټومي او ائینوني شعاع یو له بل سره څه نسبت لري؟

زده یې کړئ!



هغه ذرې چې مساوي الکترونونه لري، د ایزوالکترونیک (*Isoelectronic*) په نوم یادېږي. هغه عنصرونه چې د مندلیف په جدول کې د دیاگونال په حالت کې وي، د هغوی اټومي او ائینوني شعاع سره مشابه ده.

۲-۴: د انتقالی عنصرونو (d- Elements) خواص

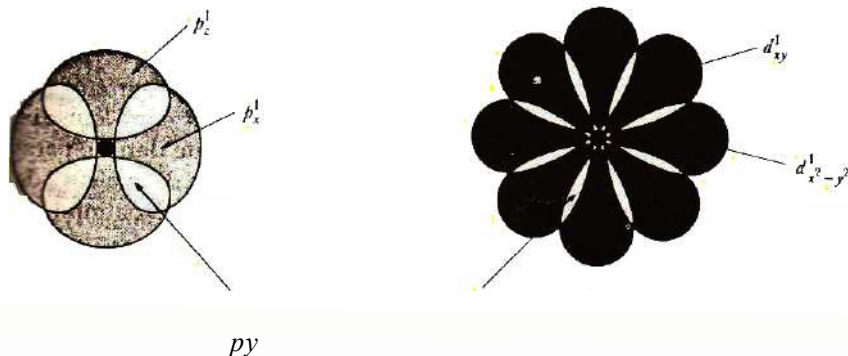
انتقالی عنصرونه زیاتره ډېر کلک فلزونه دي چې په ساختماني کارونو کې د کارولو زیات ځایونه لري. اوسپنه په فلزي بڼه له مس، ونادیم، نیکل او منگانیز سره د الیاژونو په جوړولو کې بنسټیز رول لري. نوموړي فلزونه د ننني د تمدن لامل گرځیدلي دي. د انتقالی فلزي عنصرونو ترمنځ داسې فلزونه هم شته چې د نن ورځې پر مخ تللو صنایعو کې بنسټیز رول لوبوي؛ د بېلگې په ډول: د تیتان (Ti) فلز د طیارو جوړولو په صنعت او ونادیم (V) د کتلست په توګه په کېمیاوي تعاملونو کې کارول کېږي او هم د دې عنصرونو په منځ کې قیمتي فلزونه چې د نړۍ د ډېرو هېوادونو د پیسو ملا تر ده، هم شتون لري چې له پلاتین، سرو زرو او سپینوزرو څخه عبارت دي، دنوموړو فلزونو د سطحې د بنایسته والي او د زنگ وهلو په مقابل کې د مقاومت له امله د ښکلو فلزونو په توګه ترې ګټه اخیستل کېږي. دا ټول عنصرونه فلزونه او د برېښنا تیرونکي دي. سپین زر په عادي شرایطو کې لومړی درجه د برېښنا تیرونکي دی. دا فلز ځلا لري. د څټک خوړلو او سیم جوړولو وړتیا لري چې په نازکو پاڼو تبدیلیږي. د ډېرو انتقالی فلزونو رنګ سپین دی او د هغوی د ایشیدو درجه د لومړي او دوهم ګروپ له فلزونو څخه لوړه ده؛ خو د هغوی په رنګونو کې استثنا هم شته ده؛ د بېلگې په ډول: د مس رنګ سور قهوي ته ورته، سره زر ژېړ او سیماب هم سپین دي او په STP شرایطو کې دمایع په حالت پیدا کېږي.

۲-۳-۱: د انتقالی عنصرونو په خواصو کې د d اوربیتالونو اغیزه

په لومړي څپرکي کې ولوستل شو، دا اوربیتالونو ډکیدل د الکترونونو په واسطه له نظري قانون سره سم د هغوی د انرژي د زیاتوالي پر بنسټ کېږي او الکترونونه لومړی د هغو انرژیکي سوبو اوربیتالونه ډک وي چې په ټیټو انرژیکي سوبو کې وي. د d د اوربیتال انرژي د قاعدې پر بنسټ د s له اوربیتال څخه لوړه ده؛ نو الکترونونه په لومړي سر کې د s په اوربیتالونو کې ځای نیسي او زیاتي الکترونونه د d په اوربیتالونو کې ځای پر ځای کېږي. نو باید د d په اوربیتال کې موجود الکترونونه له s څخه بې ثباته وي؛ خو په عمل کې داسې نه ده. په انتقالی عنصرونو کې د الکترونونو د راتلونکو s اوربیتالونو له الکترونونو څخه ډېر ټینګ نسبتی دي او د دې عنصرونو د اتومونو تبدیلیدل په کتیونو باندې، د نظري وړاندوینو پر خلاف د s الکترونونه په لومړي سر کې له لاسه ورکوي او د اړتیا په صورت کې خپل د d اوربیتالونو الکترونونه وروسته له s څخه له لاسه ورکوي؛ د بېلگې په ډول: د اوسپني د اتوم الکتروني جوړښت $(Ar)3d^6 4s^2$ دی، د Fe^{2+} کتیون $(Ar)3d^6 4s^0$ او Fe^{3+} کتیون د الکتروني جوړښت $(Ar)3d^5 4s^0$ دی.

د d د فلزونو ډېر زیات بېلابېل کېمیاوي خواص کیدی شي چې د هغوی د d اوربیتالو د فضايي جوړښت د لوري درلودلو پر بنسټ درک شي؛ ځکه الکترونونه د d په بېلابېلو اوربیتالونو کې د الکترونونو د اتوم د هستې په چاپیریال کې ټاکلي ځایونه ځانته غوره کوي چې د هغوی ترمنځ د دفعې قوه ډېر کمه وي. د الکترونو اغېزه په d اوربیتالونو کې له s او p اوربیتالونو څخه ډېر کم

دی. د دوو الکترونونو اغېز چې په عین اوربیتال کې شته، د d د اوربیتالونو واټن 20 ځله د p له اوربیتالونو تر منځ واټن څخه زیات دی. لاندې شکلونه دا مطلب ښه روښانه کوي:



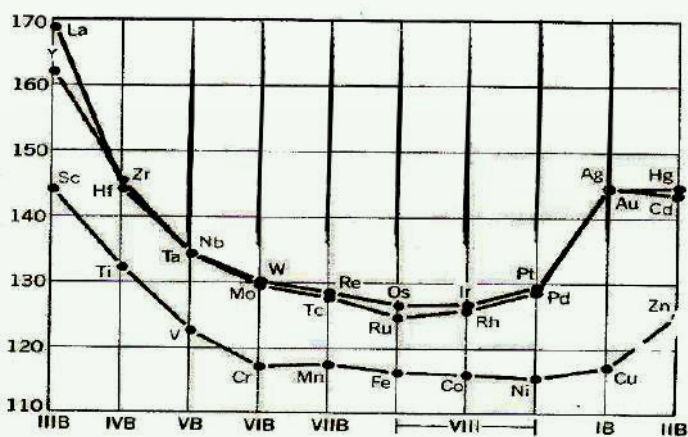
شکل: 2-1) ښایي د دوو اوربیتالونو الکترونونه په دې ځای کې وي

شکل د d دوه اوربیتالونه په اړوند واټن یو له بل څخه فاصله لري او د هغوی تر منځ متقابل عمل ډېر کموي. په داسې حال کې چې د p د اوربیتالونو الکترونونه سره نژدې دي او د هغوی تر منځ متقابل اغېز ډېر زیات ده.

فعالیت



د انتقالی عنصرونو فوق العاده بېلابېل فعالیتونه د دې عنصرونو په کوم جوړښت پورې اړه لري؟
د نوموړو عنصرو دا جوړښت د دلیلونو پر بنسټ په خپل منځ کې په گروپي شکل څرگند او ټولگيوالو ته یې وړاندې کړئ.



شکل: 2-2) د انتقالی عنصرونو د اتومي شعاع بدلونونه په څلورم، پنځم او شپږم پېر کې.

د انتقالی عنصرونو د اکسیدیشن نمبر

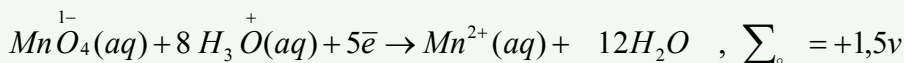
د انتقالی عنصرونو یوه مهمه ځانګړتیا دا ده چې بېلابېل پېچلي (کامپلکس) مرکبونه جوړولی شي، دا عنصرونه بېلابېل او متحول اکسیدیشن نمبرونه لري. لاندې جدول د ځینو انتقالی عنصرونو د اکسیدیشن نمبر رانېسي:

(12 - 2) جدول: د انتقالی عنصرونو اکسیدیشن نمبر

Group Number										
IIIB	IVB	VB		VIB	VII B	VIII			IB	II B
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	
+3	+2	+1	+2	+2	+2	+1	+2	+1		
	+3	+2	+3	+3	+3	+2	+3	+2		
	+4	+3	+6	+4	+4	+3				
		+4	+5	+6	+6					
	+5		+7							
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	
+3	+2	+2	+2	+2	+2	+1	+2	+1	+2	
	+3	+3	+3	+3	+3	+2	+3	+2		
	+4	+4	+4	+4	+4	+3	+4	+3		
		+5	+5	+5	+5	+4				
		+6	+6	+6	+6	+5				
			+8	+7	+8	+6				
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	
+3	+3	+2	+2	+3	+2	+1	+2	+1	+1	
	+4	+3	+3	+4	+3	+2	+3	+3		
		+4	+4	+5	+4	+3	+4			
		+5	+5	+6	+5	+4	+5			
		+6	+6	+7	+6	+5	+6			
					+8	+6				

د مس عادي اکسیدیشن نمبر 1 + دی؛ د بېلګې په ډول: د $CuCl$ په مرکب کې د مس اکسیدیشن نمبر 1 + او په $CuCl_2$ کې 2 + دی خو ځینې وخت مس په مرکبونو کې 3 + اکسیدیشن نمبر هم غوره کول شي.

د اورډو پیریودونو تر منځ عنصرونه متحول اکسیدیشن نمبرونه لري چې له 1 + څخه تر 8 + پورې هم وي؛ د بېلګې په ډول: منګان د اکسیدیشن بېلابېل نمبرونه لري او د پلاتین فرعي ګروپ عنصرونه (Pt , Ir , Os , Pd , Ru , Rh) متحول اکسیدیشن نمبر لري. هغه پیریود چې د d د عنصرونو د اکسیدیشن درجه یې لوړه وي، د ایونونو د اکسیدي کولو وړتیا یې هم لوړه ده؛ د بېلګې په ډول: Mn له 7 + اکسیدیشن نمبر سره ډېر قوي اکسیدي کوونکی دی:



د d عنصرونه له بېلابېلو اکسیدیشن نمبر سره بېلابېل اکسایدونه جوړولی شي. که چیرې د دې عنصرونو د اکسیدیشن نمبر په اکسایدونو کې ډېر ټیټ وي، اکساید یې د القلي خاصیت لري. که دنوموړو عنصرونو د اکسیدیشن نمبر منځنی بڼه ولري، اړوند اکساید یې امفوتریک خاصیت او که د اکسیدیشن نمبر یې ډېر لوړ وي، اکساید یې تیزابي خاصیت غوره کوي؛ د بېلګې په ډول: دکرومیم دفرعي ګروپ عنصرونه پورتنی خواص غوره کوي.

د کرومیم د اسیدیشن نمبر په CrO کې 2 + ، په Cr_2O_3 کې 3 + او په CrO_3 کې 6 + دی؛ نو اکسایدونه یې په ترتیب سره القلی، امفوتریک او تیزابي خاصیتونه لري. د d عنصرونه چې د جدول کینې خوا کې دي، د s د بلاک له عنصرونو سره ورته والی لري. ځینې یې زیاتې الکتروپوزیتیوي لري. دا عنصرونه زیات مرکبونه جوړولی شي او د هغو ایستل له کانونو څخه گران کار دي.

لومړی فعالیت



لاندې سوالونو ته په ډلېزه بڼه له څېړنې وروسته په ټولگي کې د ډلې په نمایندېده ځواب کړئ.

1 - د اوسپنې اټوم خپل د 4s د اوربیتالونو الکترونونه له 3d څخه لومړی ولې له لاسه ورکوي؟ له دې سره سره چې د s اوربیتال د 3d د اوربیتالونو په نسبت د انرژیکي په ټیټه سطحه کې دی.

2 - د d د عنصرونو بېلابېل خواص څنگه روښانولی شئ؟ په دې اړه په ډلېزه شکل څېړنه وکړئ او د ډلې په نمایندېده د سوالونو ځوابونه په ټولگي کې له قانع کوونکو دلیلونو سره وړاندې کړئ.

دوهم فعالیت



MnO او MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7 اکسایدونه د هغود اسیدیشن خواصو د زیاتوالي پر بنسټ په جدول کې ترتیب او د دلیلونو پر بنسټ د منگان د مرکبونو دا خاصیت څرگند کړئ.



د څپرکي لنډيز

- کېميا پوهانو کوشش وکړ چې د خپل وخت کشف شوي عنصرونه په واحد جدول کې داسې ترتيب کړي چې د يوه په خواصو له پوهيدلو سره د هغوی دځينو نورو په خواصو هم پوه شي. په 1865 کال کې انگليسي کېميا پوه نيولیندز (*NewLands*) د خپل وخت کشف شوي عنصرونه د هغوی د نسبتې اټومي کتلې د پرله پسې زياتوالي پر بنسټ په افقي قطارونو کې ترتيب کړل.
- په 1869 کال کې روسي عالم مندليف (*D.M.Mendlev*) د خپل وخت کشف شوي عنصرونه د هغوی د نسبتې اټومي کتلې د پرله پسې زياتوالي پر بنسټ په افقي (*Period*) قطارونو کې ترتيب او په عمودي ستونونو کې يې ځای پر ځای کړل. نوموړي خپل ترتيب شوی جوړښت د عنصرونو د پيريوديک سيستم په نوم ياد کړ.
- د عنصرونو خواص او په پيريودونو کې د هغوی پرله پسې بدلون، د هغوی له نسبتې اټومي کتلو سره سمون لري او د هغوی ځای په پيريودونو کې ټاکي.
- په پيريودونو کې د عنصرونو شمېر د نجیبه گازونو د اټومي نمبر د توپير او يا د لاندې فورمولونو پر بنسټ تر لاسه کيدای شي:

$$\text{په طاقو پيريودو کې د عنصرونو شمېر} = \frac{(n+1)^2}{2}$$

$$\text{په جفتو پيريودو کې د عنصرونو شمېر} = \frac{(n+2)^2}{2}$$

- د ايونايژيشن انرژي: هغه انرژي ده چې د يو الکترون د لرې کولو لپاره له يو اټوم - گرام څخه لايټناهي فضا ته اړتيا لري.
- د گروپونو په حدودو کې د ايونايژيشن انرژي له پورته څخه ښکته خواته کمه او برعکس له ښکته څخه پورته خواته زياتيږي.
- د پيريودونو په حدودو کې د ايونايژيشن انرژي د اټومي نمبر د زياتوالي پر بنسټ زياتيږي؛ ځکه په پيريودونو کې د اټومي نمبر له زياتوالي سره قشرونه نه زياتيږي؛ خو د هستې چارج زياتيږي چې الکترونونه ځان ته ورکش کوي او په خپل چاپيريال کې يې ورتول او متراکم کوي. په پايله کې د اټوم شعاع او حجم کوچنی کيږي. د هستې د مثبت چارج اغېز په الکترونونو باندې زياتيږي او الکترونونه خپل ځانته ورکش کوي.
- که چيرې يو الکترون يو اټوم ته ورزيات شي، تر څو چې په منفي ايون (*Anion*) تبديل شي، ورزيات شوي الکترون د هستې په قوې جذب او د هغه انرژي په ټاکلي اندازه ازاديږي. همدا انرژي

- دالکترون غوښتلو د انرژي (Electron affinity) په نوم ياديږي.
- د يو پيرود په چاپيريال کې د عنصرونو الکتروپوزيتيويټي د کينې خوا نه ښي خواته کميږي. برعکس، له ښي خواته کينې خواته زياتيږي. نو معلوميږي چې د عنصرونو EN له اتومي شعاع سره معکوسه اړيکه لري. له دې امله، فلورين له ټولو عنصرونو څخه ډېر الکترونيگاتيټيف عنصر او CS او F_2 طبيعت ډير الکتروپوزيتيف عنصرونه دي.
 - د عنصرونو اتومي شعاع د اټوم د هستې او د اټوم د باندې قشروروستي الکترون ترمنځ فاصله ده چې د اټوم هندسي پارامترونه يې بولي.
 - د يو گروپ په چاپيريال کې اتومي شعاع له پورتنۍ برخې څخه ښکته خواته لوييږي او برعکس، له ښکتنۍ برخې څخه پورته خواته پرله پسې کوچنی کيږي.
 - د پيرودونو په چاپيريال کې د عنصرونو اتومي شعاع له کينې خوا څخه ښي خواته کوچنی او برعکس، له ښي خوا څخه کينې خواته پرله پسې لوييږي.
 - d عنصرونه چې د جدول کينې خوا کې دي، د s گروپ له عنصرونو سره يوشان خواص لري چې ځينې يې زيات الکتروپوزيتيف دي. ددې عنصرونو مرکبونه هم زيات دي او له کانونو څخه را ايستل يې ستونزمن دي. د d ټول عنصرونه فلزي خاصيت لري او د برېښنا هادي دي. سپين زر په عادي شرايطو کې د برېښنا لومړۍ درجه هادي دي. دا فلزونه ځلا او د څټک خوړلو وړتيا لري چې په نړيو پانډو تبديليدلی شي او له هغوی څخه سيمونه هم جوړيږي.

د څپرکي پوښتنې

انتخابي پوښتنې:

- 1 - هغه عنصر چې په څلورم پيرود او څلورم گروپ کې دی، کوم اتومي نمبر لري؟
الف - 31 ب - 32 ج - 33 د - 14
- 2 - لاندې کوم اتومي نمبر هغه عنصر پورې اړه لري چې ډېر الکترونونه لري؟
الف - 13 ب - 14 ج - 15 د - 19
- 3 - د تناوب د قانون سمه څرگندونه دا ده، چې کله عنصرونه د زياتوالي پر بنسټ تنظيم شي، فزيکي او کيمياوي خواص يې په متناوب ډول ؟
الف - اتومي کتله - تکرارېږي ب - اتومي کتله - بدلېږي
ج - اتومي نمبر - تکرارېږي د - اتومي نمبر - بدلون مومي
- 4 - مندليف د عنصرونو د دوره يي جدول په تنظيم کې دوو اصولونو ته پام وراړولی دی:
د عنصرونو ځای په ځای کيدل پرله پسې زياتوالي د هغوی په هر پيرود کې

..... یې یو له بل په څنګ او دعنصرونو د کیمیاوي خواصو ورته والی یې په پام کې نیول او په هر.....

الف- اتومي کتله - گروپونه - پیربودونه ب- د اتوم کتله - دوره - گروپ

ج- اتومي نمبر - پیربود - گروپ د- اتومي نمبر - گروپ - پیربود

5 - یو له لاندې مواردو څخه کوم د مندلیف ابتکار نه دی؟

الف- د ځینو ډېرو درندو عنصرونو ځای پر ځای کیدل مخکې له سپکو عنصرونو څخه

ب- په جدول کې د ځینو تشو ځایونو پرېښودل

ج- د عنصرونو وېشل پر فلزونو او غیر فلزونو

د- د نه پېژندل شوو عنصرونو د خواصو وړاندوینه

6 - د مندلیف د جدول په پیربود کې شامل عنصرونه د لاندې کومو ځانګړتیاوو له مخې سره ورته دي.

الف- دلور اکسیدیشن نمبر، ب- د ولانسی قشر الکتروني جوړښت

ج- په الکترونونو د نیول شوو الکتروني سوبو شمېر، د- د اصلي الکتروني سوبو شمېر

7 - د یو عنصر اتومي نمبر 21 دی. د نوموړی عنصر ځای په ټاکلي پیربود او گروپ کې دا دی:

الف- درېم اصلي گروپ او څلورم پیربود ، ب- درېم فرعي گروپ او څلورم پیربود

ج- لومړی اصلي گروپ د- دوهم اصلي گروپ او څلورم پیربود

8 - د یو عنصر د وروستي الکتروني قشر جوړښت $3S^2 3P^4$ دی. نوموړی عنصر په کوم پیربود کې دی؟

الف- درېم پیربود، ب- دوهم پیربود ، ج- شپږم پیربود ، د- څلورم پیربود.

9 - د لاندې کوم عنصر اتومي شعاع لویه ده.

الف- سترانشیم ب- المونیم ج- روبیدیم د- سلفر.

10 - اکتینایډونه د مندلیف د جدول په کومو حجرو کې دي.

الف- 64 نمبر حجره ب- 57 نمبر حجره

ج- 89 نمبر حجره د- 72 نمبر حجره

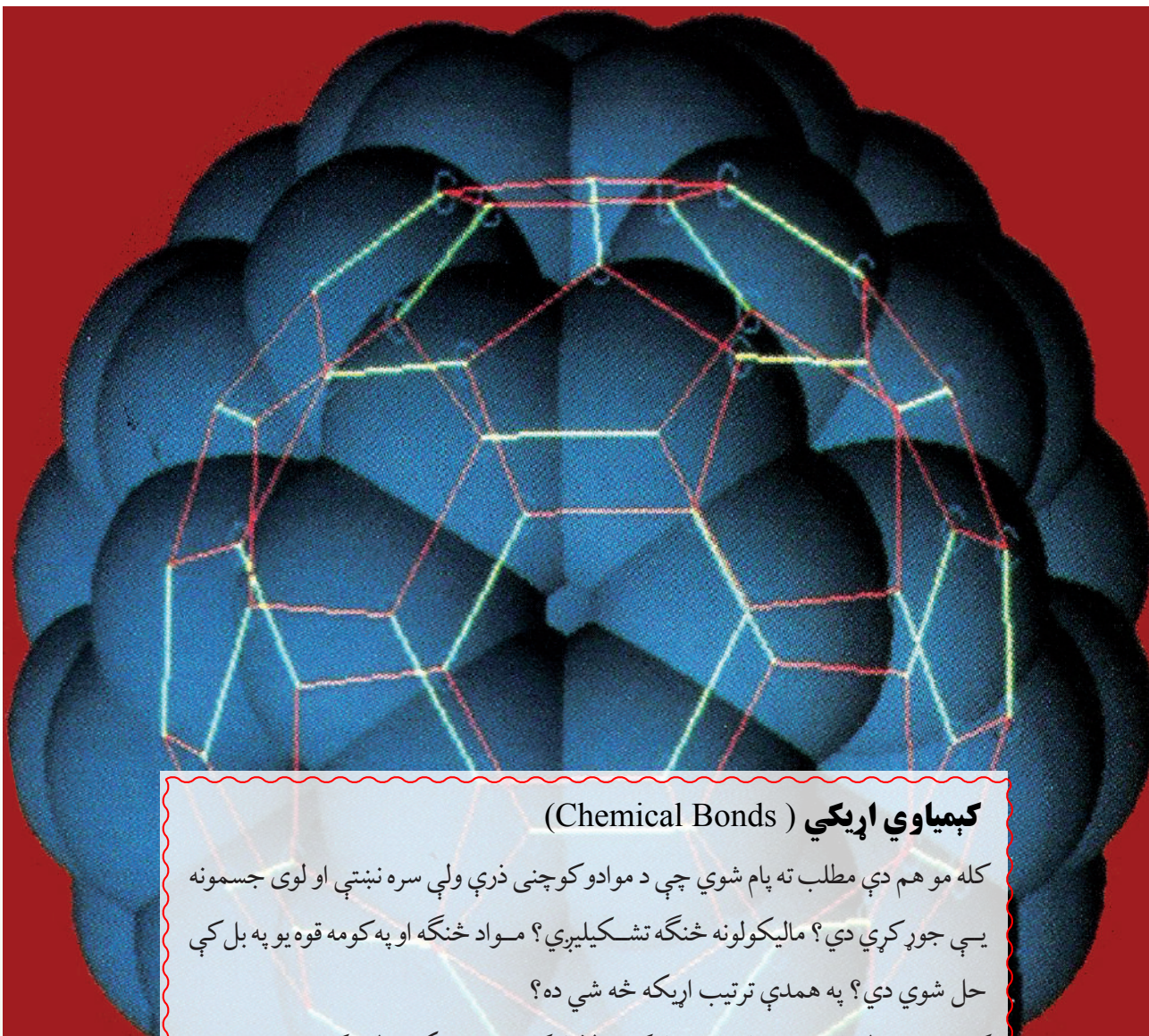
11 - په دوره یي جدول کې د یو عنصر پر موقعیت پوهیدل، د عنصرونو په اړه کوم مطلبونه دقیق په واک کې ورکوي.

الف- کیمیاوي خواص، ب- فزیکي خواص

ج- الف او ب دواړه د- هېڅ یو.

تشریحی پوښتنې

1. د مندلیف جدول ولې د پیریودیک جدول په نوم یادوي؟
2. د مندلیف قانون د مندلیف د جدول په اړه ولیکئ.
3. د مندلیف په جدول کې ډېر اوږد او ډېر لنډ پیریود کوم یو دی؟ معلومات ورکړئ.
4. د M عنصر په لومړي اصلي گروپ او شپږم پیریود کې دی؛ د هغه الکتروني جوړښت ولیکئ.
5. د عین گروپ عنصرونه ولې یوشان خواص لري؟ په دې اړه معلومات وړاندې کړئ. د عنصرونو دوره یي جدول له څو گروپونو او څو پیریودونو څخه جوړ شوی دی؟
6. د فلزي عنصرونو شمېر زیات دی او که د غیر فلزي؟
7. د ایونایزیشن انرژۍ څه ته وايي او د هغو تناوب د مندلیف په جدول کې څه ډول دی؟
8. اتومي شعاع څه شی دی؟ د هغې پرله پسې بدلون د مندلیف په جدول کې څه ډول دی؟
9. د عنصرونو الکترون غوښتل او د هغوی پرله پسې والی د مندلیف په جدول کې څه ډول دی؟
10. د مندلیف په جدول کې د فلزي او غیري فلزي خواصو له مخې د عنصرونو ترتیب او تنظیم څه ډول دی؟ په دې اړه معلومات وړاندې کړئ.



کېمیاوي اړیکې (Chemical Bonds)

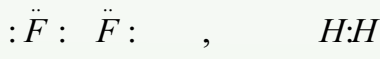
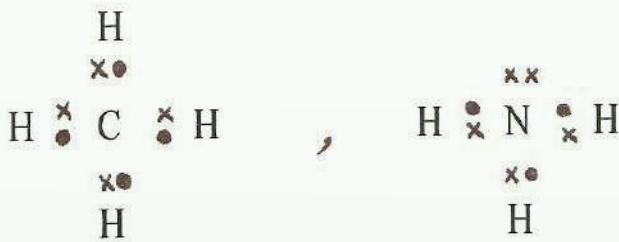
کله مو هم دې مطلب ته پام شوي چې د موادو کوچنی ذرې ولې سره نښتې او لوی جسمونه یې جوړ کړي دي؟ مالیکولونه څنگه تشکیلېږي؟ مواد څنگه او په کومه قوه یو په بل کې حل شوي دي؟ په همدې ترتیب اړیکه څه شي ده؟

کومه قوه یوه له بلې سره د زرو د وصل کیدو لامل کېږي؟ د اړیکو ډولونه کوم دي؟ د موادو د اتومونو تر منځ اړیکه ولې تشکیلېږي؟ د اړیکو د تشکیل لاره څه ډول ده؟ په دې څپرکي کې د اړیکو د ځانگړتیاوو، د اړیکو د جوړیدو، د اړیکو د ډولونو او نورو خصوصیاتو په اړه معلومات وړاندې شوي او د موادو ټول فعل او انفعال چې د اړیکو د جوړیدو لامل کېږي، روښانه شوي دي.

۳-۱: د کیمیاوي اړیکو ځانگړتیاوي او د لیویس سمبولونه

د یو مالیکول د اتومونو تر منځ د جاذبې قوه د کیمیاوي اړیکو (Chemical bond) په نوم یادېږي. د څو اتومونو لرونکو موادو شتون دا واقعیت څرگند کړ چې اتومونه یو پر بل اغېز کوي، مرکبونه جوړوي چې د هغوی د اتومونو په نسبت ټیټه انرژیکي سطحه لري که چېرې د انرژي د مقاومت کچه د اړوندو اتومونو او مالیکولو تر منځ $10 \text{ Calory} / \text{mol}$ وي، اړیکه جوړېږي. د کیمیاوي اړیکې موضوع د نظري کیمیا بنسټیزه برخه ده. د اتومونو تر منځ د اړیکو د جوړېدو په پایله کې پېچلې ذرې، لکه مالیکولونه، رادیکالونه، د موادو کرسټلونه او نور جوړېږي. کیمیاوي اړیکه د دوو او یا له دوو څخه د زیاتو عناصرونو د متقابل عمل په پایله کې جوړېږي او د انرژي له ازادېدو سره یو ځای وي.

د کوانت د تیوري له رامنځته کېدو څخه د مخه د کیمیاوي اړیکو د جوړېدو په اړه د لیویس نظریه حاکمه وه. په 1916 م کال د لیویس (*Lewis*) په نوم عالم د کیمیاوي اړیکو د جوړېدو نظریه ته پراختیا ورکړه چې له دې نظریې سره سم ((کیمیاوي اړیکه)) د دوو اتومونو تر منځ د جوړه الکترونونو د گډو اېښودلو په پایله کې جوړېږي. دلته هر اتوم یو، یو الکترون له بل سره گډ وي چې دا ډول اړیکه د کوولانت اړیکې په نوم یادېږي. د لاندې اتومونو تر منځ اړیکې په NH_3 , F_2 , H_2 او CH_4 مالیکولونو کې وړاندې شوې دي چې د عناصرونو د اتومونو الکترونونه په (x) او یا (\cdot) ښودل شوي دي:

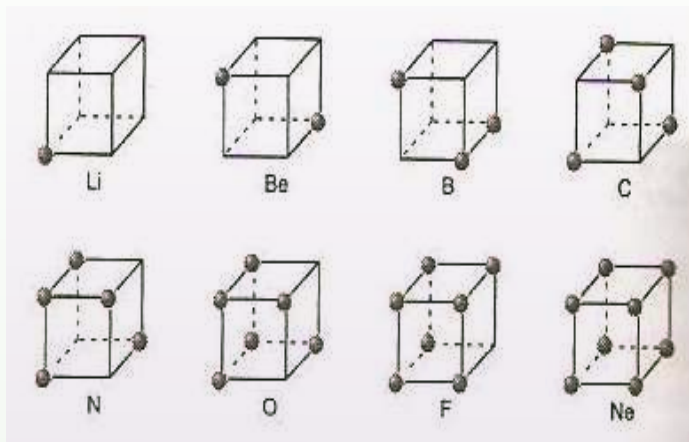
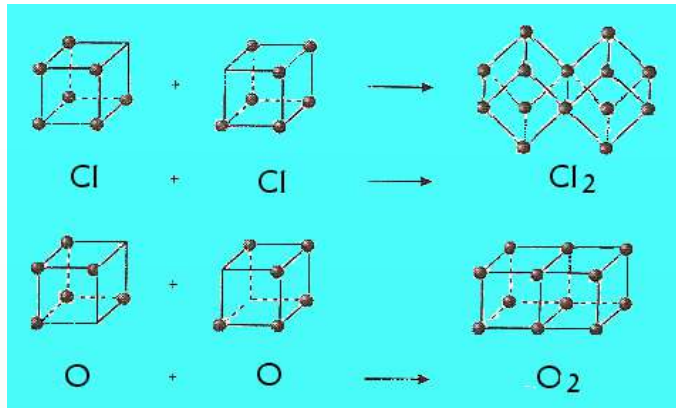


د مرکبونو مالیکولونو په جوړښت کې د اتومونو د اړیکو د جوړېدو په پایله کې اتومونه او مالیکولونه باثبات الکتروني جوړښت پیدا کوي او خپل باندني قشر 2 او 8 الکترونونو ته رسوي.

لاندې جمله په یاد ولرئ!

د اوکتیت قاعده یا اته ییزه قاعده
یو له بل سره د اتومونو د جوړو شوو اړیکو شمېر ، د هغوی د بهرني قشر د ډکېدلو لامل په اتو الکترونو کېږي .

په پیل کې لیویس فکر کاوه چې د اټومونو د اړیکو د جوړیدو د څرنگوالي د ښودنې لپاره د اوکتیت د قاعدې پر بنسټ د هر اټوم ولانسی الکترونونه د هر مکعب په رأس کې وي. د اټوم هسته د هغه په مرکز کې وي او تر هغه چې د مکعب په دې رأسونو کې الکترونونه ځای و نه نیسي، هغه اټوم کولی شي چې اړیکه جوړه کړي. دا شکلونه په لاندې ډول دي:



شکل د لیویس جوړښت (1 - 3)

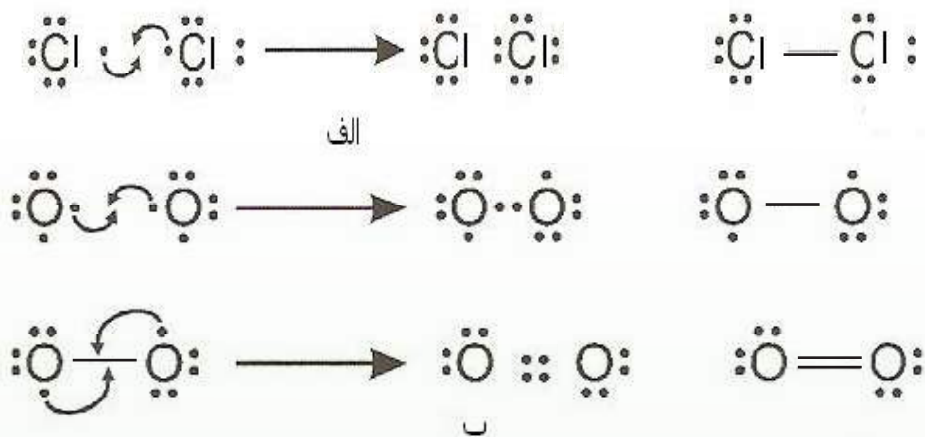
۲-۳: د اوکتیت قانون او د لیویس جوړښت

د اټومونو او مالیکولونو د ښودلو لاره چې په کې د ولانسی قشر الکترونونه د ټکي او د اړیکې د شریکو الکترونونو جوړې په ټکو او یا خطونو (-) ښودل کېږي چې د دوو اټومونو تر منځ ځای لري او د ټکو د جوړښت او یا د لیویس د ساختمان په نوم یادېږي.

۳-۲-۱: د الکتروني جوړښت د ټاکلو لاره - د مالیکولي ټکي:

الف - د امتحان او تېروني لاره

په دې تک لاره کې د هرې اړیکې جوړوونکي اتوم طاقه الکترونه په ټکو ښودل کېږي چې د دواړو اتومونو د سمبولونو تر منځ لیکل کېږي؛ د بېلګې په ډول:



(3 - 2) شکل: د الکتروني ټکو جوړښت

ب- سیستماتیکه لار

په دې لاره کې د الکترونونو سرچېنه په پام کې نه ده نیول شوې؛ بلکې په اتومونو کې د الکترونونو د وپشلو څرنګوالي ته پام شوی. دا لاره او روش د CO_3^{2-} آیونونو او NO_2 مالیکولونو لپاره په لاندې ډول دی:

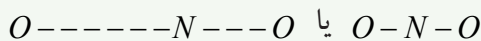
لومړی پړاو: د ولانسي الکترونونو مجموعي محاسبه او د ساده اړیکو جوړیدل

د ټولو ولانسي الکترونونو مجموعه په یوه مالیکول $N(v)$ ترلاسه او د اتومونو ځای په مالیکول کې ټاکل کېږي. د دوو اتومونو تر منځ یوه جوړه الکترونونه د ساده اړیکې په توګه ځای پر ځای کوي. د هرې اړیکې لامل دوه ولانسي الکترونونه له هر مالیکول څخه کمیږي. د ایونونو په اړه د منفي چارجونو شمېر په $N(v)$ باندې زیات او د مثبت چارج شمېر کمیږي. د عنصرونو ډېر زیات اتومونه چې شمېر یې په مالیکول کې لږ دی، په مرکز کې ځای په ځای کېږي او د نورو عنصرونو اتومونه د هغوی په شاوخوا کې په مالیکولونو کې د دوو اتومونو تر منځ لومړنۍ اړیکه د سګما (σ) د اړیکې ډول ده او دوهمه اړیکه یې د پای (π) د اړیکې په نوم یادوي.



$$N(v) = 4e^- \text{ لپاره } C + 3 \cdot 6e^- (O) + 2e^- (\text{cation})$$

$$N(v) = 24e^-$$

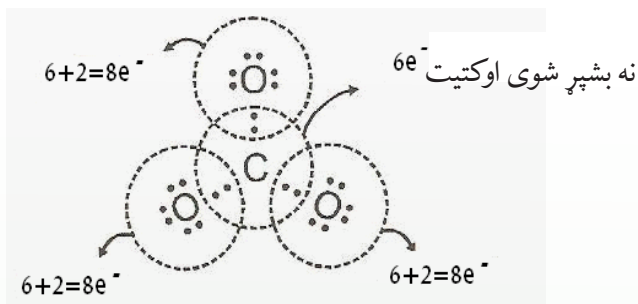


پاتې الکترونونه

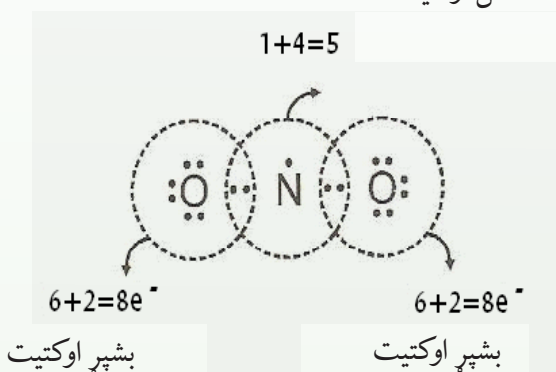
$$N(v) - 4e^- = 17e^- - 4e^- = 13e^-$$

دوهم تراو: د پاتي الکترونونو وېش د اوکتیت د قاعدې پر بنسټ

پاتې ولانسي الکترونونه په اتومونو باندې داسې وېشل کيږي چې د هر اتوم اوکتیت د هغه پر بنسټ بشپړ شي. لومړی د عنصرونو د هغو اتومونو اوکتیت پيدا کوو چې لږ اړيکي لري او د الکترونيگاتيف عنصرونو په ډله کې وي:



نامکمل اوکتیت



(3-3) شکل: په ماليکولونو او آیونونو کې الکتروني جوړښت

درېم تراو: د پای (π) د اړيکو جوړښت او د اکسیديشن د نمبر محاسبه

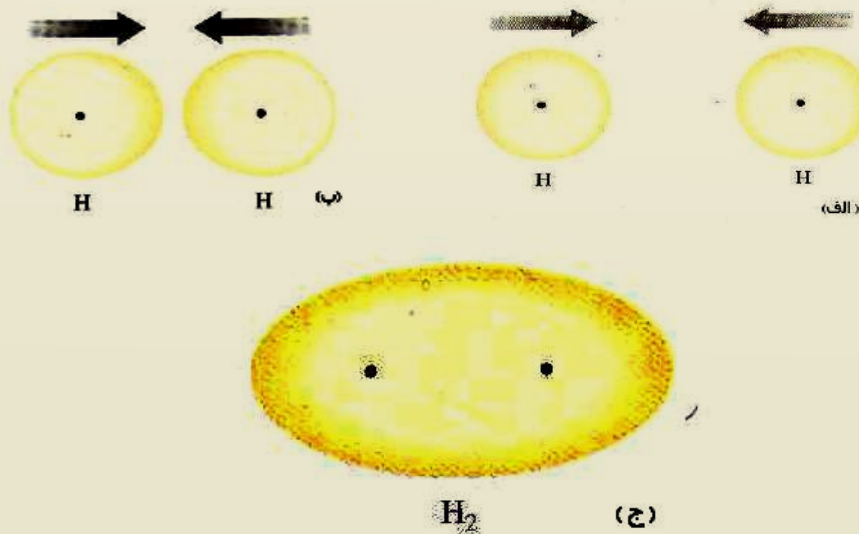
که چېرې د مرکب په ماليکول کې د عنصرونو د اتومونو اوکتیت بشپړ شوي نه وي، د نږدې اتوم ازاد جوړه الکترونونه داسې ځای پر ځای کيږي چې د دوی تر منځ شريک واقع شي او د پای (π) اړيکه جوړه کړي. نو په ماليکول کې د هر اتوم د اکسیديشن نمبر په لاندې ډول محاسبه کيږي:

(مخکې له اړیکو څخه د ولانسي الکترونونو شمېر، د ازادو الکترونونو شمېر، د اتومونو ترمنځ د اړیکو شمېر، د گروپ نمبر = د اتوم د اکسیدیشن نمبر)

په دې بنسټ، د مرکب د مالیکول د جوړوونکو عناصرونو د اتومونو د اکسیدیشن نمبرونو الجبري مجموعه له صفر سره مساوي ده او په ایونونو کې د هغوی له چارج سره مساوي وي.

زياتي معلومات !

بنیایي ځینې اتومونه (لکه نایتروجن په NO_2 کې) اوکتیت نه وي پوره کړي او دا یوه استثنا ده چې د NO_2 په مالیکول کې لیدل کیږي؛ په دې مالیکول کې د الکترون د طاق والي په خاطر د ولانسي الکترونونو په مجموعه کې د اتوم د اوکتیت د پوره کیدو لپاره هېڅ امکان نشته. د لیویس مفکوره د اړیکو په هکله ځینې حقیقتونه وړاندې کوي، خو د اړیکو د جوړیدو لامل یې نه شو روښانه کولي. د کوانټ میخانیک د نظریاتو له پراختیا سره سم د اړیکو د جوړیدو لامل روښانه شو: که چېرې الکترون د ورېځې حالت ولري، نو د داسې اړیکو د جوړیدو فکر د جوړه الکترونونو په واسطه د اتومونو د الکتروني ورېځې د ننوتلو په پایله کې کیدای شي:



(3 - 4) شکل: د دوو اتومو تر منځ د کیمیاوي اړیکو د جوړیدو بڼه او د $S - S$ داوریټال د الکتروني ورېځې ننوتل

په (3 - 4) شکل کې لیدل کیږي چې د الکتروني وریځې کثافت د هایډروجن د اتومونو د دوو هستو تر منځ د هغوی په مالیکول کې زیات دی. ځکه چې دا ساحه زیاته د هستو تر اغېز لاندې ده او الکترونونه د دې دوو هستو په واسطه کش شوي او دلته راټول شوي دي، نو ویلی شو، هغه قوه چې د کیمیاوي اړیکو د جوړیدو لامل شوې، الکترو ستاتيکي ځانگړتیا لري. د لیویس نظریات د دوو الکترونونو د شریک والي په هکله په اړیکه کې د میخانیک له نظره عمومي مفهوم لري. د پاولي د پرنسیپ پر بنسټ، دا دواړه الکترونونه باید د کوانتوم نمبر له مخې توپیر ولري. (د هغه د سپین نمبر) د هایډروجن د اتوم د سپین $Spin$ جهتونه یو له بل مخالف دي. هغه لاره چې د دوو اتومونو تر منځ الکترونونه په کې په شریکه ایښودل کیږي او اړیکې جوړوي، د کیمیاوي اړیکو د ولانسی میتود (MVB) په نوم یادېږي. په عمومي ډول، کیمیاوي اړیکه د (-) په واسطه ښودل کیږي. د دې خط په څوکو کې د یو، یو الکترون خیال کیږي.

۳-۲-۲: ولانس *Valance*

ولانس د عنصرونو د اتومونو یو ځانگړتیا ده چې د نورو اتومونو له ټاکلي شمېر سره یو ځای کېږي او یا یې تعویضوي. په بل عبارت، د کیمیاوي عنصرونو د اتومونو د یو ځای کیدلو قوه په تعاملونو کې د هماغو عنصرونو د اتوم د ولانس په نوم یادېږي. د ولانس کلمه له لاتیني اصطلاح (*Valantia*) څخه اخیستل شوې ده چې د ظرفیت معنا ورکوي.

کوسیل (*Kossel*) په خپله لومړۍ علمي مقاله کې څرگنده کړه چې اړیکې له یوه اتوم څخه بل اتوم ته په بشپړ ډول د الکترونونو د لیردولو په پایله کې جوړېږي. د عنصرونو د اتومونو د باندیني قشر د الکترونونو شمېر چې کله اتو الکترونونو ته ورسېږي، د هر اتوم اخیستل شوي یا ورکړي شوي الکترونونه د هغه ولانس ټاکي.

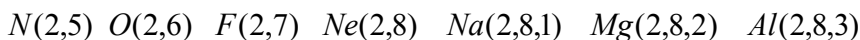
۳-۳: د کیمیاوي اړیکو ډولونه

۳-۳-۱: ایوني اړیکه: (*Electro Volant Bond*)

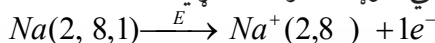
د اتوم د جوړښت څېړنه د اتوم الکتروني جوړښت ښيي چې د ns^2np^6 جوړښت، د نجیو گازونو له الکتروني جوړښت سره سمون لري. دا گازونه ($Rn, Xe, Kr, Ar, Ne(1S^2), He$) دي. د څېړنو ثابته کړه چې نوموړي گازونه په کیمیاوي تعاملونو کې برخه نه اخلي او با ثباته دي. د نجیو گازونو ثبات دا دی چې بهرني قشر یې په اتو الکترونونو مشبوع شوي دي. په 1916 م کال د فزیک پوهانو هر یو کوسیل (*Kossel*) او لیویس (*Lives*) د کیمیاوي اړیکو

تیوري وړاندې کړه. هغوی د کیمیاوي اړیکو جوړیدل د اتومونو د الکترونونو بایلل یا اخیستل او د وروستي مدار د اتو الکترونو پوره کیدل بللي چې اړونده ثبات ترلاسته کړي.

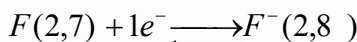
په پیریودیک سیستم کې د عنصرنو تسلسل چې له نیون (Ne) څخه پیل شوی. په قوسونو کې د عنصرنو د L, K او M د قشرونو د الکترونونو شمېر ښودل شوی دی:



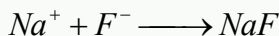
د Na اتوم کولی شي چې د یو الکترون د بایللو په پایله کې د Ne د نجیبه گاز الکتروني جوړښت ځانته غوره او با ثباته الکتروني جوړښت ترلاسته کړي:



د سوډیم په اتوم کې د 10 الکترونونو او 11 پروتونونو شتون د دې لامل شوی چې سوډیم مثبت چارج ولري او په چارج لرونکي ذره Na^+ تبدیل شي چې د کتیون ($Cathion$) په نوم یادېږي.



هغه ذره چې له 10 الکترونو او 9 پروتونونو څخه جوړه شوې ده، د F^- منفي چارج لرونکی ایون دی. د (Na^+) مثبت چارج لرونکې ذرې او د (F^-) د منفي ایون د ذرو تر منځ الکتروستاتيکي جاذبه قوه عمل کوي او د دې جذب په پایله کې کیمیاوي اړیکه جوړېږي. دا ډول اړیکه د آیوني یا برقي اړیکې ($Electro\ valente\ bond$) په نوم یادېږي.

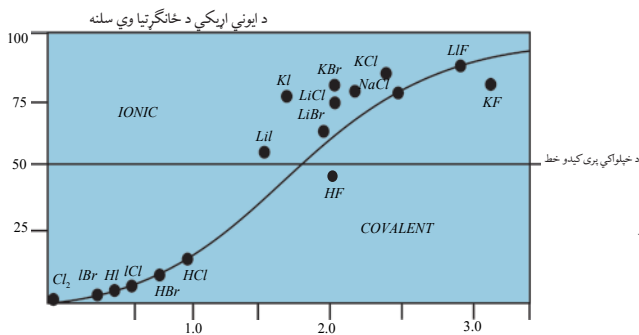


آیوني اړیکه د کیمیاوي اړیکې یو ډول دی چې د الکتروستاتيکي قوې د جذب په پایله کې د مخالف علامه چارج لرونکو ذرو تر منځ جوړېږي.

په کوولانسي اړیکو کې آیوني خاصیت

قطبي اشتراکي اړیکه د پوره اشتراکي (غیر قطبي) او آیوني اړیکې ترمنځ سرحد جوړوي؛ ځکه په دې اړیکه کې الکتروني ورځ لږ څه له یو اتوم څخه بل ته تیرېږي. که چېرې الکترونونه دا له یو ایون څخه بل ته پوره ولیرل شي، آیوني اړیکه جوړېږي، د آیوني او اشتراکي اړیکې د توپیر ځانګړتیاوې دا دي:

په هره کچه چې د عنصرنو د اتومونو تر منځ الکتروني ګاټیوټي توپیر زیات وي، په همغه کچه د هغوی اړیکه قطبي ده. لاندې ګراف د آیوني اړیکې د خاصیت سلمه او الکتروني ګاټیوټي توپیر ښيي:



(3-5) شکل: د آیوني اړیکې د خاصیت د سلنی اود الکترونیګاتیویتی

توپیر اړونده ګراف

(1.7) پورې وي، د هغوی اړیکه 50% آیوني او 50% قطبي اشتراکي ده.

ایوني مرکبونه او د هغوی خواص

هغه مرکبونه چې الکتروني اړیکې لري، کرسټلونه تشکیلوي.

د خوړو د مالګې په اړه معلومات لری؟ پوهیږئ چې د خوړو مالګه له کومو عنصرونو څخه جوړه شوې ده؟ د خوړو مالګه سوډیم کلوراید دی چې په طبیعت کې موندل کیږي او فورمول یې $NaCl$ دی.

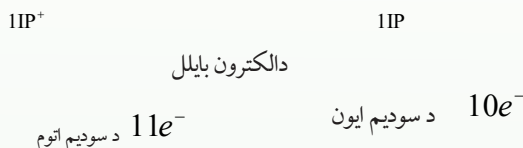
دا فورمول راښيي چې د خوړو مالګه د سوډیم او کلورین له عنصرونو څخه جوړه شوې ده. سوډیم نرم او فعال کېمیایوي فلز دی او کلورین ګازي عنصر دی. د دې دوو عنصرونو د تعامل په پایله کې له لاندې شکل سره سم د خوړو مالګه جوړیږي چې سپین رنګ لري:



(3 - 6) شکل: د کلورین د ګاز تعامل له سوډیم سره

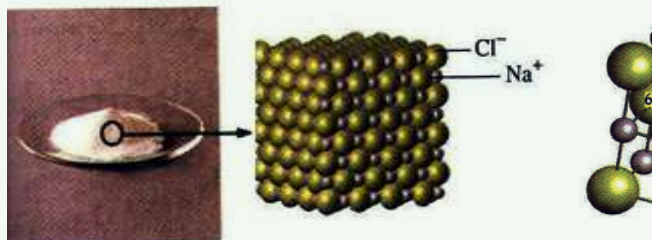
ټولې مالګې د خوړو د مالګې په شان آیوني مرکبونه دي او له مثبتو او منفي آیونونو څخه جوړې شوې دي. د سوډیم کلوراید په مالیکول کې د سوډیم او کلورین د اتومونو آیوني اړیکه شته. څرنګه چې د سوډیم اتوم د یو الکترون له لاسه ورکولو سره یو مثبت چارج او د کلورین اتوم د یو الکترون

په اخیستلو سره یو منفي چارج اخلي. دوی د الکتروستاتیکي قواوو پربنسټ یو بل جذبوي او د سودیم کلوراید مالیکول جوړوي. د خوړو مالګې خواص د همدې اړیکې په وړتیا پورې اړه لري. د خوړو د مالګې مکعبی بلورونه کلک او ماتیدونکي دي او په $801^{\circ}C$ تودوخه کې ویلې کېږي او په $1413^{\circ}C$ تودوخه کې په ایشیدو راځي. د سودیم کلوراید مالګه په اوبو کې حل کیږي چې د محلول په حالت د برېښنا ښه تېروونکې ده.



(7 - 3) شکل: د سودیم کلوراید د جوړیدو په وخت کې د الکترونونو لېږدونه

د سودیم کلوراید خواص د هغه په جوړوونکو ذرو پورې اړه لري. په سودیم کلوراید کې د سودیم او کلورین ترمنځ د جاذبې پیاوړې قوه شته چې دوی یې یو له بل سره ډېر ټینګ کړي دي او دا قوه د ایوني اړیکې په نوم یادوي. دا اړیکه په ټولو مالګو کې شته. که څه هم دا ډول اړیکه یوازې د سودیم په یوکتیون او د کلورین په یو انیون پورې اړه نه لري؛ خو د ټولو څنګ تر څنګ انیونونو او کتیونونو ترمنځ جوړه شوې او د ذرو نظم یې رامنځ ته کړې دی. هریو کتیون د څو انیونونو او یو انیون د څو کتیونونو په واسطه چاپېریږي. لاندې شکلونه وګورئ:



د کلوراید ایون

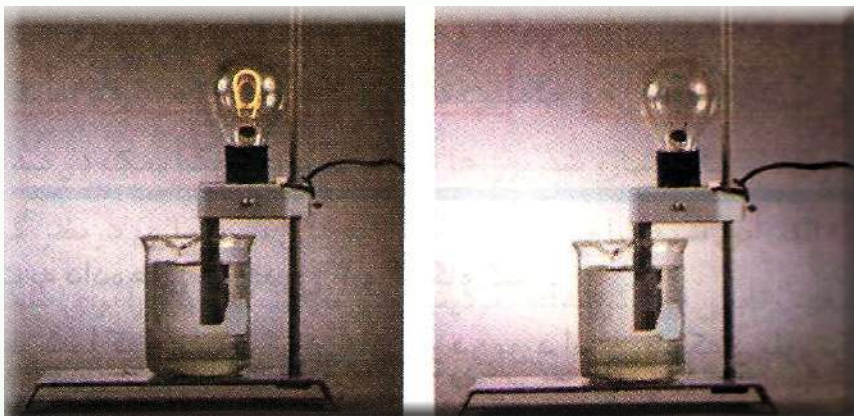
د سودیم ایون

(8 - 3) شکل: د خوړو د مالګې په یو کرسټال کې د ایونونو جوړښت

پورتنی شکل رابیني چې د سوډيم هر ايون د کلورين د شپږو ايونونو په واسطه او د کلورين هر ايون د سوډيم د شپږو ايونو په واسطه چاپېر شوی او د ذرو نظم يې رامنځ ته کړی دی. د کولمب د قانونو پر بنسټ د يو ډول چارجونو لرونکې ذرې يو له بلې څخه دفعه او د مخالفو چارجونو لرونکې ذرې يو بل جذبوي. د مخالف علامه چارج لرونکو ذرو تر منځ د جذب قوه د يو ډول علامه لرونکو ذرو له دفع قواوو څخه زياته ده. په ايووني مرکبونو کې د مثبتو او منفي چارجونو شمېر يو له بل سره مساوي دی، نو دا ډول مرکبونه د برېښنايي چارج له کبله خنثی دي.

د ايووني مرکبونو خواص

د ايووني مرکبونو ويلې شوې بڼه يا اوبلن محلول د برېښنا هادي دی؛ ځکه په دې مرکبونو کې ايونونه ازادانه حرکت کولی شي؛ خو په جامد حالت کې دا مرکبونه د برېښنا هادي نه دي؛ ځکه د مالګې ايونونه په جامد حالت کې يوازې اهتزازي حرکت لري. که د خوړو د مالګې څو بلوره په اوبو کې واچول شي، د مالګې ايونونه د اوبو په ماليکولونو کې خپرېږي او ازادانه حرکت کوي؛ د برېښنا بهير تيروي. لاندې شکل وګورئ:



شکل (3 - 9) د برېښنا بهيرد خوړو د مالګې په محلول کې

اضافي معلومات



ايونونه په مالګو کې ښه تنظيم او جوړښت لري. په کرسټلونو کې د ايونونو جوړېدل پر له پسې دي او هر ايون د خپل چارج د مخالفو ايونونو په واسطه چاپېر شوی چې نظم يې رامنځته کړی او اړيکې يې جوړې کړې دي. چارج لرونکي د ايونونو تنظيمي جوړښت په کرسټلي شبکه کې د ايونونو او کټيونونو د نسبي جسامت د ترتيب پيروي کوي او دا ترتيب د کرسټلونو په ټولو برخو کې تکرارېږي. هغه جوړښت چې د جوړوونکو ذرو د راټولېدو په اغېز (کټيونونه او انيونونه) يو جسم له درې بعدي بڼې سره رامنځ ته کوي، د بلوري شبکې په نوم يادېږي، (3 - 8) شکل وګورئ.

د کرسټالي شبکو جوړیدل د انرژي له ازادیدلو سره یوځای دی. د کرسټالي شبکې انرژي د هغه کمیت له انرژي څخه عبارت ده چې له مثبت او منفي گاڼي ایونونو څخه د یو بلې کرسټلي مادې د جوړیدو په وخت کې له هغو څخه ازادېږي؛ د بېلگې په ډول:



لاندي جدول د ځينو موادو د کرسټالي شبکو انرژي په kJ/mol نښي: (3 - 1) جدول د القلي فلزونو د هلايدونو د کرسټلونو د شبکو انرژي

I^-	Br^-	Cl^-	F^-	آيونونه کتیونونه
757	807	853	1036	Li^+
704	747	787	923	Na^+
649	682	715	821	K^+
630	660	689	785	Rb^+
604	631	659	740	Cr^+

(3 - 2) جدول د $+1$ ، $+2$ او $+3$ چارج لرونکو مرکبونو د شبکې د انرژي پرتله

O^{2-}	F^-	انيون کتیون
2481	923	Na^+
3791	2957	Mg^{2+}
15916	5492	Al^{3+}



فعالیت

(1 او 2) جدول ته څیر شی:

الف- ستاسې په نظر لاندې کومې پایلې د کرسټالي شبکې د انرژي په اړه سمې دي؟ او ولې؟

- 1 - هر څومره چې کټیونونه کوچني وي، د هغوی د کرسټالي شبکې انرژي ډېره ده.
- 2 - هر څومره چې د انیون چارج لوی وي. د شبکې انرژي کمه ده.
- 3 - هر څومره چې د انیونونو شعاع لویه وي، د شبکې انرژي زیاته ده.
- 4 - د شبکې انرژي د کټیونونو له چارج سره مستقیمه او د هغوی له شعاع سره معکوسه اړیکه لري .

ب- ووايي چې لاندې کومو ایوني مرکبونو د شبکې انرژي زیاته ده؟

CaO یا MgO

ج- آیا کیدی شي چې دشبکې د انرژي او د ایوني مرکبونو د ویلې کیدو درجې ترمنځ اړیکه پام کې ونیول شي؟

څرنگه چې د آیوني مرکبونو د ذرو تر منځ د جذب قوه زیاته ده، نو د هغوی خواص سره ورته دي؛ د بېلگې په ډول: د هغوی د ویلې کیدو او ایشید درجې سره ورته دي. لاندې جدول وگورئ:

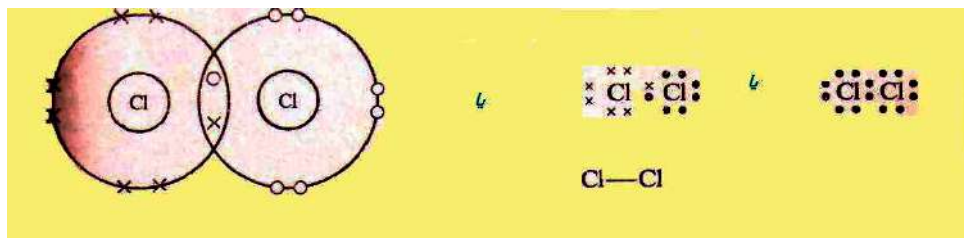
(3 - 3) جدول: د ویلې کیدو او ایشیدو د درجې ورته والی

د ایشیدو ټکي $^{\circ}C$	د ویلې کیدو ټکي $^{\circ}C$	آیوني مرکب
1413	801	$NaCl$
1390	715	$RbCl$
1505	858	KF
1435	734	KBr

۳-۳-۲: اشتراکي اړیکه (Covalent Bond)


د کوولانت اړیکو تیوري: ایوني اړیکه د کیمیاوي اړیکو یوازېنې بڼه نه ده. په مالیکولونو کې بېلابېلې اړیکې شته دي؛ د بیلگې په ډول: د Cl_2 په مالیکول کې خاصه اړیکه شته چې په دې اړه لیویس وړاندیز کړی دی: د کلورین هر اټوم خپل د باندیني قشر یو الکترون په خپلو منځونو کې په گډه ږدي. د اوریتالونو د ننوتلو په غرض د کلورین له اټومونو څخه هر یو د امکان تر حده یو

بل سره نژدې کيږي او د گډو الکټرونونو جوړه د کوولانسټ اړيکه جوړوي. دا الکټرونونه يوازې يو اوربیتال نيسي چې (*Spin*) يې مخالف لوری لري. لاندې شکل وگورئ:



(3 - 10) شکل: د کلورين په ماليکول کې د کيمياوي اړيکو د وړاندې کولو لار

د ولانسې اړيکو په ميتود کې اتومي اوربیتالونو سره ننوځي او جوړه الکټرونونو سره يوځای کيږي؛ نوموړي ماليکول توصيف شوي د ولانسې اړيکو د ميتود په نوم ياديږي. هر اټوم خپل کرکټر په ماليکول کې ساتي؛ خو د اټومونو د باندیني قشرونو يو يا څو الکټرونونه له اټومونو څخه هريو د اوربیتالونو د ننوتلو لپاره د بل اټوم په باندیني قشر کې نفوذ کوي. د الکټروني وريځې کثافت د الکټرونونو د رقمونو په واسطه د يو مکعب د اتومي اوږدوالي واحد (د بور له نظره، د اتومي اوږدوالي واحد د هايډروجن د اټوم د لومړي اوربیتال له شعاع سره مساوي دی) ترلاسه کوي.

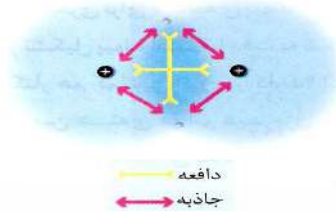
پام وکړئ 

کوولانس په لغت کې د گډو ولانس معنا لري او د اړيکې هغه ډول ته اشاره ده چې اټومونه په کې يو له بل ولانسې قشر څخه يا په ټاکلي ډول يو له بل د ولانسې قشر له الکټرونونو څخه په گډه گټه اخلي. هغه اړيکه چې د ولانسې قشر الکټرونونه په کې په شريکه کېښودل شي، د اشتراکي اړيکې په نوم ياديږي.

کوولانس اړيکه څرنگه جوړيږي؟

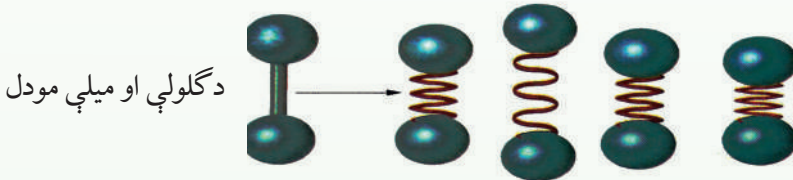
د دې پوښتنې د ځواب لپاره، د کوولانس ساده اړيکه چې د هايډروجن د ماليکول د دوو اټومونو تر منځ شته، څېړو د هايډروجن دوه اټومونه يو بل ته نژدې شوي دي. د يو اټوم د الکټرون او د بل اټوم د هستې ترمنځ د جذب قوې قوه عمل کړی دی. له بله طرفه د هايډروجن د اټومونو د اړوند الکټرونو ترمنځ د دفعې قوه او په همدې ترتيب د اټومونو د هستو ترمنځ د دفعې قوه عمل کړی چې دا قواوې په کې بايد يوه بله خنثی کړي او له دې لامل شي چې د هايډروجن اټومونه يو له بل څخه بېل وي؛ خو په کې ليدل کيږي، هايډروجن د ماليکول په بڼه شته دی.

د اړیکې جوړېدو په وخت کې د جاذبې قوه د دفعې له قواوو څخه ډېره زیاته ده او د هایدروجن اتومونه یې یو له بل سره تړلي او مالیکول یې جوړ کړي دی؛ نو د اړیکې له جوړېدو څخه وروسته د جاذبې او دفعې قواوې دواړه سره مساوي کیږي :



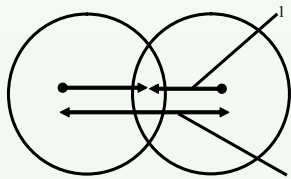
(3 - 11) شکل: د هایدروجن د مالیکول په جوړېدو کې د هایدروجن د اتومونو ترمنځ دافعه او جاذبه قوه

کولانسی اړیکې کیدي شي چې د یو فنر په شکل تصور شي. لاندې شکل وگورئ! کله چې د هایدروجن دوه اتومونه یو له بل څخه لرې شي، دهغوی د الکترونونو او هستې ترمنځ د جاذبې قوه بیا هغوی سره نژدې کوي او لومړني حالت ته یې ګرځوي؛ خو له بلې خوا د دفعې قوه هغوی بېرته یو له بل څخه لرې کوي. نو د هایدروجن اتوم د اړیکو د محور په اوږدوالي کې د څپو په حالت کې وي. خو دا څپې د هغوی هستې یوه له بلې څخه تل په تعادلي فاصلو کې ساتي چې دا فاصله د اړیکې د اوږدوالي په نوم یاد یږي:



د گلولې او میلې موډل

(3 - 12) شکل فنري اړیکه



(3 - 13) شکل: د هایدروجن کلوراید په مالیکول کې د لرې کولو او نژدې کولو قوه

- 1 - د هستو او الکتروني ورېځو د نژدې کولو قوه د هستو ترمنځ فضا کې
- 2 - د دوو هستو دفعې (لرې کولو) قوه

د کوولانت شعاع

د اتومونو د هستو تر منځ واټن چې د کوولانسي اړیکو په واسطه تړل شوی، د هغو اتومونو د ولانسي شعاعو له مجموعې سره مساوي دی. د کوولانت شعاع د کوولانت د تشکیلونکو اتومونو د شعاع مجموعه ده. د کلورین او هایډروجن د کوولانت شعاع مجموعه د هایډروجن کلوراید د کوولانت اړیکو له واټن سره مساوي ده:

$$3-2: \text{د کیمیاوي اړیکو اوږدوالی:}$$

د اتومونو د هستو تر منځ واټن چې یو له بل سره تړلی دی، د اړیکو اوږدوالی دی. د بېلابېلو مرکبونو د عنصرونو د اتومونو تر منځ د اړیکو اوږدوالی عموماً $\frac{1}{10}$ برخه د یو نانو متر ده. د مرکب په مالیکول کې د دوو اتومونو تر منځ د اړیکو د شمېر زیاتوالی د اړیکو اوږدوالی کم او کوچنی کيږي.

د $N \equiv N$, $N = N$, $N - N$ په مالیکولونو کې د نایتروجن د اتومونو د اړیکو اوږدوالی په ترتیب سره 0.110nm , 0.124nm , 0.147nm دی او د اړیکو اوږدوالی به $C \equiv C$, $C = C$, $C - C$ په ترتیب سره 0.120nm , 0.134nm , 0.154nm دي.

د اړیکې اوږدوالی له انرژي سره معکوس تناسب لري.

چې د هایډروجن اتومونه له تعادلي واټن څخه په لرې واټن کې د جاذبې د قوې شتون له کبله، میل لري چې سره نژدې شي؛ خو له تعادلي قوې څخه په ډېره لږ فاصله د دفعې قوه زیاته شوې ده او میل لري چې تعادلي حالت ته وروگرځي.

دوه وصل شوي اتومونه یو له بل سره دایمي د نوسان په حال کې دي؛ خو د انرژي د لږې سطحې د لرلو له کبله کوولانسي اړیکه جوړوي.

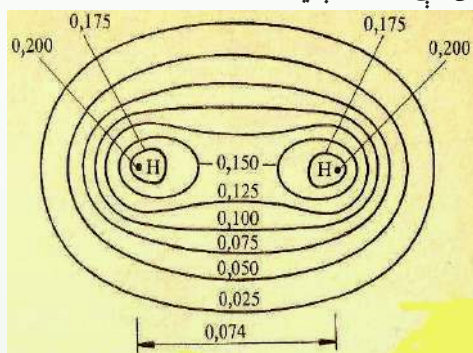
له دې څخه پایله اخیستل کيږي چې د هایډروجن وصل شوي اتومونه د جلا اتومونو په نسبت ټینګ او کلک دي. یا په بل عبارت، د هایډروجن مالیکول له اتومي هایډروجن څخه د انرژي په بنسټه سطحې کې دي؛ نو کله چې د دوو اتومونو ترمنځ اړیکه جوړيږي، انرژي ازادېږي. لاندې جدول د کوولانسي اړیکو اوږدوالی او انرژي بنسټې چې د اړیکې د پرې کیدو او د اتومونو د رامنځ ته کیدو لپاره په هماغه کچه انرژي ضروري ده چې د هغه په جوړیدو کې ازاده شوې ده.

(3 - 14) جدول: د کولانسی اړیکې اوږدوالی او انرژي

انرژي kJ / mol	اوږدوالی (pm)	اړیکه	انرژي kJ / mol	اوږدوالی (pm)	اړیکه
298	161	H - I	436	75	H - H
338	177	C - Cl	412	109	H - C
276	194	H - Br	432	127	H - Cl
243	199	Cl - Cl	366	142	H - Br
193	229	Br - Br	360	143	C - O
151	266	I - I	348	154	C - C

قطبي اشتراکي ، غیر قطبي اشتراکي اړیکي او الکترونیکاتیویتي

د دوو یو شان اتومونو تر منځ د (σ - Bonding) اړیکو تشکیل کونکو اوربیتالونو الکتروني کثافت په نسبي متناظر ډول د دې دوو اتومونو په منځ کې شته، د بېلگې په ډول د H_2 په مالیکول کې چې په (3 - 14) شکل کې لیدل کیږي:



$$1^\circ A = 0.1 \text{ nm}$$

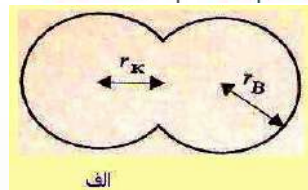
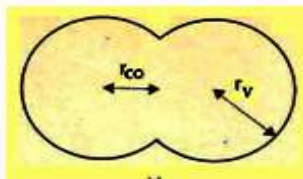
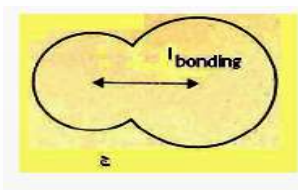
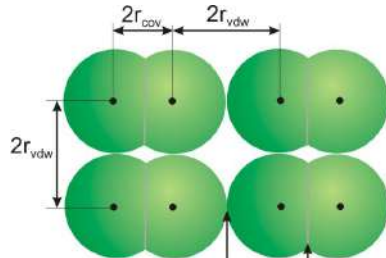
(3 - 14) شکل: د هایډروجن د مالیکول د الکتروني کثافت بڼه

که چېرې د دې اړیکې لرونکي اتومونه د بېلابېلو عنصرونو وي، اړیکې یې قطبي دي او الکترونونو له دې اتومونو څخه د یوه اتوم لوري ته انحراف کړی دی؛ د بېلگې په ډول: د HF په مالیکول کې د الکتروني وریځې کثافت د اړیکو په ساحه کې د فلورین اتوم ته نژدې دهایډروجن د اتوم په نسبت دی چې د هایډروجن له اتوم څخه د فلورین اتوم ته نژدې دی؛ ځکه د فلورین الکترونیکاتیویتي وړتیا له هایډروجن څخه ډېره ده (EN د فلورین 4 او د هایډروجن 2.1 ده)، نو د هایډروجن او فلورین تر منځ اړیکه قطبي ده، د منفي چارجونو د ثقل مرکز د هستې د مثبتو چارجونو د ثقل په

مرکز باندې نښتی نه دی. د مرکبونو زیات مالیکولونه قطبي دي چې د اشتراکي او ایوني اړیکو ترمنځ د جلا کیدو سرحد ټاکل کیدای نه شي .

$2r_{cov}$ د دوو اتومونو د هستو ترمنځ د فاصله چې یو بل کې ننوتی وي.

$2r_{vdw}$ د دوو هم نوع مالیکولونو ترمنځ د فاصله چې یو د بل سره په تماس کې وي.



(3 - 15) شکل د کوولانت او واندروالس اړیکو شعاع

الف- r_v د H_2 واندروالس شعاع $r_{co} : 0,12nm$ د کوولانت شعاع $0,017nm$ د r_{co} طول له $(2nm)$ سره مساوي ده.

ب- د Cl_2 مالیکول: $r_v = 0,1nm, r_{co} = 0,104nm$

ج- د HCl په مالیکول کې: د اړیکې اوږدوالی $0,141nm$ دی.

زیات پوه شی



که چېرې د دوو اتومونو ترمنځ الکترونیګاتیویټي توپیر صفر او یا له 0.5 څخه لږ وي، د دې دوو اتومونو ترمنځ اړیکه غیر قطبي (*Non Polar Bond*) ده او له 0.5 څخه تر یو پورې اړیکه قطبي ده، همدارنګه که چېرې د عنصرونو د دوو اتومونو ترمنځ د الکترونیګاتیویټي توپیر له I څخه تر 1.7 پورې وي، د هغوی ترمنځ اړیکه تقریباً 50% قطبي او 50% ایوني ده او که له 1.7 څخه لوړه وي، اړیکه ایوني ده؛ د بېلګې په ډول: که سیزیم فلوراید (CsF) په پام کې ونیسو، د سیزیم الکترونیګاتیویټي 0.7 او د فلورین 4.0 ده، نو د دوی ترمنځ الکترونیګاتیویټي توپیر 3.3 دی. له دې کبله د دې اړیکې خواص له ایوني اړیکې سره ډېر سمون لري.

ځان وازمایئ

د اکسیجن الکترونیګاتیویټي 3.5 او د سلیکان الکترونیګاتیویټي 1.8 ده. د دوی الکترونیګاتیویټي توپیر 1.7 دی. د سلیکان او اکسیجن د اړیکې ډول په سلیکان ډای اکساید کې د منطقي د لیلونو پر بنسټ روښانه کړئ.

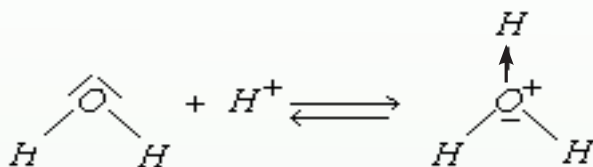


پام وکړئ:

که په ځینو مواردو کې د دوو عناصرو د اتومونو ترمنځ د الکترونیکاتیویتی توپیر له 0,4 څخه لږ وي، غیر قطبي گڼل کېږي، د بېلگې په ډول: د $C-H$ اړیکه په عضوي کیمیا کې یوه مهمه اړیکه ده چې غیر قطبي گڼل کېږي.

۳-۳-۳: د کوارډینیشن اړیکه (Coordination Bond)

د کوارډینیشن اړیکه د کولانت د اړیکې یو ډول ده چې دگډو الکترونونو جوړې په کې یوازې د یو اتوم له خوا له ټولو هغو اتومونو څخه چې په دې اړیکو کې برخه لري، د بل اتوم په واک کې ورکول کېږي له دې اتومونو څخه یو اتوم د ورکونکي (*Donar*) په بڼه او بل د اخیستونکي (*Acceptor*) په بڼه ځان ښکاره کوي چې دا ډول اړیکه د دونار - اکسپتور (*Donar - Acceptor*) په نوم هم یادېږي. د ورکونکو (*Donar*) عناصرو اتومونه په خپل باندیني قشر کې یوه جوړه آزاد الکترونونه لري:

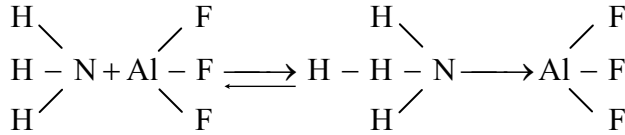


اکسپتور په خپل باندیني قشر کې یو تش اوربیتال لري، د انتقالی فلزونو کتیونونه کولی شي، د اکسپتور په توگه عمل وکړي. د اوبو په مالیکول کې د اکسیجن اتوم دوه جوړې ازاد الکترونونه لري. دا اتوم خپله ازاده جوړه الکترونونه د هغوی د اوکتیت د بشپړیدو لپاره د الکتروني خلا لرونکو ذرو په واک کې ورکوي؛ د بېلگې په ډول: H^+ الکتروني خلا لري او د هغه د *S* اوربیتال تش دی چې دا تش اوربیتال د اکسیجن د جوړه ازادو الکترونونو په واسطه ډک او په پایله کې د کوارډینیت اشتراکي اړیکه جوړېږي؛ نو ویلی شو چې (H_3O^+) د کوارډینیت اړیکې په پایله کې لاسته راځي او د پروتون (H^+) چارج په ټول ایون کې وېشل کېږي. په همدې ترتیب، اوبه د فلزونو د ایونونو سره کوارډینیشن کېږي، د بېلگې په ډول: $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$

د ډېرو مالگو حلیدل د کوارډینیت اړیکو په جوړیدو د فلزونو د ایونونو او اوبو د مالیکولونو په منځ کې دي. د کرسټلونو د شبکو د ایونونو په منځ کې د اړیکو د پرې کېدو لپاره انرژي مصرف شوې او په کرسټلونو کې د ایونونو د اړیکو د جوړیدو په وخت کې انرژي ازادېږي. که د کوارډینیشن د اړیکو جوړیدو په واسطه، چې د فلزونو د اتومونو او اوبو په منځ کې شته، انرژي ازاده شي، نو ممکن د حل کیدلو بهیر ادامه پیدا کړي او د فلزونو ایونونه به *Hydration* شي.



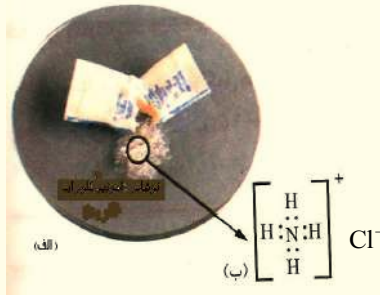
که چیرې د امونیا په مالیکول کې $\text{H} \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \text{N}$ د نایتروجن اتوم خپل یوه جوړه ازاد الکترونونه د المونیم اتوم ته د AlF_3 په مالیکول کې ورکړي، د نایتروجن او المونیم د اتوم ترمنځ د کواردینیشن اړیکه جوړیږي. دغه وخت د نایتروجن او المونیم الکتروني قشرونه اټه، اټه الکترونه لري او وروستی قشر له الکترونونو ډک والي څخه برخمن دی:



د کواردینیشن اړیکه د تیر خط \longrightarrow په واسطه ښودل کیږي او (\longrightarrow) له تیر سمت د دونار څخه د اکسپتور خواته دی.

فعالیت

لاندي شکل د نو شادر (امونیم کلوراید) مالیکول راښيي. د نوموړي مالیکول شکل ته په پام يې سره په هغه کې د اړیکو ډولونه په گروپي بڼه وټاکئ او ټولگي والوته وړاندې کړئ.



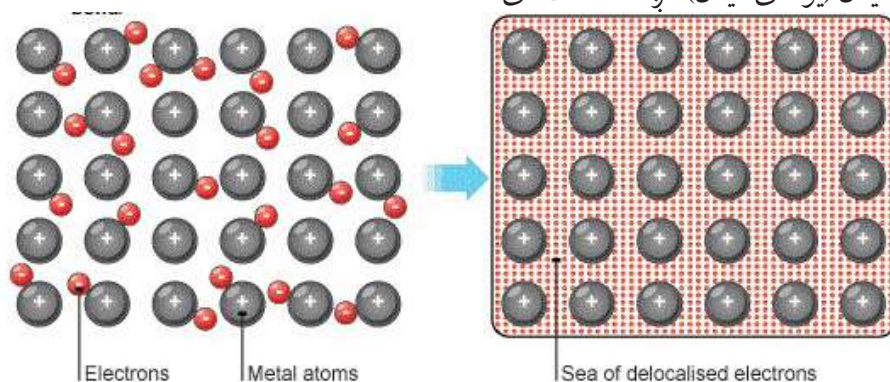
شکل: (3 - 16) په امونیم کلوراید کې د کواردینیشن اړیکه

پام وکړئ

د یوه الکترون لرونکي دوو اوربیتالونو یو په بل کې ننوتل د اشتراکي اړیکې په نوم او د دوه الکترون لرونکي اوربیتال یو په بل کې ننوتل، په یوه تش اوربیتال کې د کواردینیشن اشتراکي اړیکې په نوم او یا د یو طرفه اړیکې په نوم یادېږي.

۳-۳-۴: فلزي اړيکه

د فلزونو د ایونایزیشن انرژي او الکترونیکاتیویټی ټیټه ده او د هغوی د بانډیني قشر د الکترونونو وصلیدل (یوځای کیدل) لږ څه سست دی.



په یاد ولری چي

له الکترونونو څخه د جوړې شوې الکتروني وریځ او د فلزونو د مثبتو ایونونو ترمنځ د جذب قوه، د فلزي اړیکې په نوم یادېږي. د مثبتو ایونونو او د تشکیل شوې الکتروني وریځې ترمنځ د جذب قوه په فلزونو کې په هغه کچه قوي ده چې د هغو د ذرو تراکم ډېر نږدې کیدو لامل ګرځي او د همدې کبله ده چې فلزونه کلک دي، د خټک خوړلو او پانې کیدو وړتیا لري؛ د بېلګې په ډول: د مس، المونیم او له نورو فلزونو څخه د سیم او تختو جوړیدل، په فلزي جسمونو کې د فلزي ذرو کلکې اړیکې ښيي.

۳-۳-۵: د کیمیاوي اړیکو فزیکي خواص

د مالیکولونو د اړیکو ډولونه د مالیکولونو څرنګوالی څرګند وي. د ایشیدو ټکی او د ویلې کیدو ټکی په مالیکولونو کې د اتومونو له اړیکو سره مستقیماً تړون لري؛ د بېلګې په ډول: درې مالیکولونه HF, F_2 او NaF د ایشیدو او ویلې کیدلو له پلوه سره پرتله کوو:

(3 - 4) جدول د درې مالیکولونو HF, F_2 او NaF د ایشیدو او ویلې کیدو د درجې پرتله کول

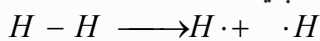
مالیکول	د ایشیدو درجه	د ویلې کیدو درجه
F_2	$-187\text{ }^\circ\text{C}$	$-218\text{ }^\circ\text{C}$
HF	$+20\text{ }^\circ\text{C}$	$-83\text{ }^\circ\text{C}$
NaF	$1707\text{ }^\circ\text{C}$	$995\text{ }^\circ\text{C}$

خرنگه چې NaF ایوني ماليکول دی، د ویلې کیدو او ایشیدو ټکی یې لوړ دی. په داسې حال کې چې HF یو قطبي یا نیمه ایوني ماليکول دی، د ایشیدو او ویلې کیدو درجه یې ډېره ټیټه ده. همدارنگه F_2 یو غیر قطبي ماليکول دی. د هغه د ویلې کیدو او ایشیدو ټکی له دوو مخکنیو ماليکولونو څخه څوځلي ډېر ټیټ دی.

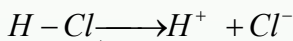
د یو ماليکول د ایشیدو او ویلې کیدو او تفکیک درجه، پرته له دې چې د هغو اتومونو د اړیکو څرنگوالي پورې اړه لري، د دویمې اړیکو او د هغوی د ماليکولونو ترمنځ له قواوو سره هم اړیکه لري.

۳-۳-۶: د کیمیاوي اړیکو هومولیتیکي او هترولیتیکي پرې کیدل

د کیمیاوي اړیکو د پرې کېدو لپاره په هماغه کچه انرژي ضروري ده چې د تشکیل پر وخت یې ازاده شوې ده. کیمیاوي اړیکه په دوو میخانیکتیونو پرې کیري چې له هومولیتیکي (*Hemolytic*) او د هترولیتیکي (*Hetrolytic*) پرې کیدو څخه عبارت دي. په هومولیتیکي پرېکیدو کې د هر اتوم الکترون چې د اړیکې په جوړېدو کې کارولی دی، بېرته یې اخلي. هر ذره طاق الکترون لري. داسې ذرې د رادیکال (*Radical*) په نوم یادېږي:



د اړیکې پرېکیدل چې په هغې کې د اړیکې جوړه الکترونونه یو الکترونیکاتیف اتوم اخلي او د بېلابېلو چارجونو لرونکي ایونونه جوړېږي، د هترولیتیکي پرېکون په نامه یادېږي؛ د بېلگې په ډول: د HCl د ماليکول انفکاک:



نوټ: د اړیکې هومولیتیکي پرېکیدل د رڼا، تودوخې او یا د روښنایي په اغېز ترسره کېږي.

۳-۳-۷: د اړیکو بڼې

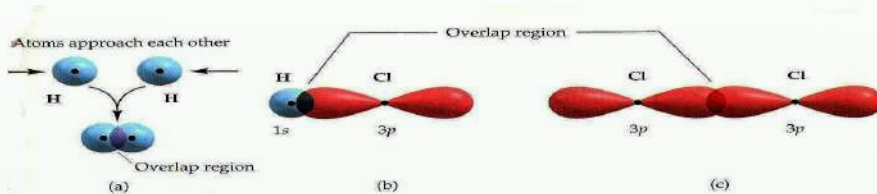
په عمومي ډول اړیکه دوه شکله لري:

۱- د سگما اړیکه: کیمیاوي اړیکې د اوربیتالونو د ننوتلو او پوښېدنې پر بنسټ جوړېږي. که چېرې د الکتروني ورځو پوښېدنې دهغې لیکې په پیل کې چې د دوو اتومونو هستې سره نښلوي، وشي؛ یعنې: د اوربیتالونو ننوتنه مستقیمه او لوړه وي، اړیکه کلکه ده چې د سگما (σ) اړیکې په نوم یادېږي. دا اړیکه کیدل شي د دوه s اوربیتالونو د مخامخ ننوتنو او یا د یو s او یو p اوربیتالونو او یا د دوو p اوربیتالونو د نیغ ډول ننوتنوپه پایله کې جوړه شي. (3-17) شکل

هغه کیمیاوي اړیکه چې د یوې جوړې الکترونونو د شریکولو پر بنسټ د دوو اتومونو تر منځ جوړه شوې وي، د یو گونې اړیکې په نوم یادېږي. اوربیتالونه د مستقیمې ننوتلو په پایله کې یوازې د سگما (σ) اړیکه جوړوي.

۲- د پای (π) اړیکه: د ماليکولونو د دوو اتومونو تر منځ اشتراکي اړیکه کیدل شي چې دوه گونې یا درې گونې وي. دا ډول اړیکه له یوې جوړې څخه د زیاتو الکترونونو په واسطه جوړېږي؛ د بېلگې په ډول: د اکسیجن په ماليکول کې د اکسیجن د دوو اتومونو تر منځ دوه گونې او د نایتروجن

په ماليکول کې د نايټروجن د دوو اتومونو تر منځ درې گونې اړيکه شته. که چېرې د اتومي اوربیتالونو ننوتل جانبي وي؛ يعنې که د P د اوربیتالونو پوښښ پر هغه اړخ وي چې د x پر محور باندې په عمودي بڼه شته، نو جوړه شوې اړيکه د π په نوم يادېږي. د نايټروجن په ماليکول کې د نايټروجن د دوو اتومونو د Px اوربیتالونو نېغ پر نېغ يو په بل کې ننوتی دي، چې د (σ) اړيکه يې جوړ کړې ده. هغه اړيکه چې د نايټروجن دوو اتومونو د Py اوربیتالونو د ننوتلو له امله جوړېږي، څنگه چې د اوربیتالونو ننوتل څنگ پر څنگ دي او د پوښښ دوې ساحې يې رامنځته کړې دي چې دا دوې ساحې د x محور په پورته او ښکته برخو کې شته. دا جوړه شوې اړيکه د π اړيکې په نوم يادېږي. د نايټروجن د ماليکول د π دوهمه اړيکه د نايټروجن د دوو اتومونو د Pz د اوربیتالونو جانبي ننوتلو څخه منځ ته راځي او څنگه چې وويل شو، د π اړيکې په جوړېدو کې د اتوم د اوربیتالونو ننوتل اړخ پر اړخ او سست دي؛ نوله دې امله اړيکه سسته (ضعيفه) او د (σ) د اړيکې په نسبت نامستحکمه ده. د P اوربیتالونه کولی شي چې د π اړيکه او هم (σ) اړيکه تشکيل کړي. په څوگونو اړيکو کې يوه د سگما (σ) اړيکه او بله د (π) اړيکه ده لاندې شکلونه د ماليکول د اړيکو په جوړېدو کې د اتوم د اوربیتالونو ننوتل او پوښښ رابښي:



(3-17) شکل د هايډروجن، کلورين او هايډروجن کلورايد په ماليکولونو کې د اوربیتالونو ننوتل او دهغوی پوښښ.

فعالیت

د ماليکولي جوړښت له رسمولو وروسته د مرکبونو د اتومونو تر منځ د اړيکو ډولونه د

لاندې ماليکولونو په جوړښت کې وټاکئ:

الف- KNO_3 ب- H_2SO_4 ج- $NaCl$

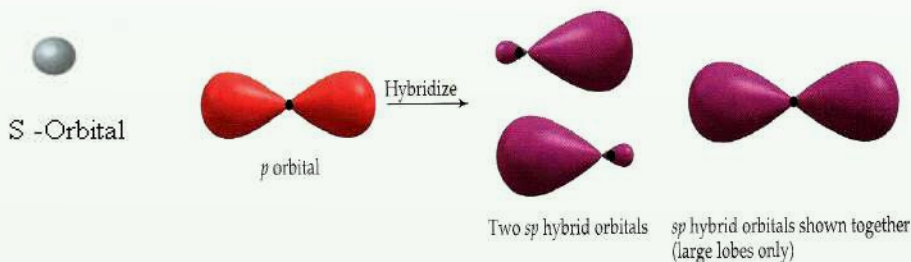
۳-۴-۱: هايبريډيزيشن (Hybridization) او د اړيکو تر منځ زاويه

(Hybridization): د $Hybrid$ کلمه په يوناني ژبه کې دوينې د اختلاط معنا لري؛ لکه هغه نسل چې له دوو بېلابېلو نسلونو څخه حاصل شوی دی چې د امتزاج او يا اختلاط مفهوم رسوي. دلته مقصد دا دی چې د دوو يا څو بېلابېلو اتومي اوربیتالو له اختلاط څخه دوه او يا څو نوي هايبريد شوي اوربیتالونه رامنځ ته کېږي.

د کیمیاوي عنصرونو د اټومونو ولانسي الکترونونه کولی شي د f, d, p, s --- په اوربیتالونو کې شته وي چې په دې صورت کې نوموړي ټول او ربيټالونه د انرژي له کبله یو شان ارزښت نه لري او د هغوی اړیکې هم یو شان نه دي؛ خو تجربو ښودلې ده، په هغو مالیکولونو کې چې مرکزي اټوم د f, d, p, s ---- بېلابېل ولانسي اوربیتالونو لري، د اړیکوله کبله یوشان ارزښت لري. دا مطلب *Cleyster* او *Pamling* روښانه کړی دی. نوموړو علماوو داسې نظر څرگند کړی دی، هغه اوربیتالونه چې د انرژي له کبله زیات توپیر نه لري او په عین اصلي قشر او د اټوم په وروستي قشر کې ځای پر ځای شوي دي، د لومړني تعداد په کچه هایبریدیزیشن (*Hybridization*) کيږي او په خپل لومړني شمېر سره سم هایبرید شوي اوربیتالونه جوړوي چې د انرژي په عین سطح کې دي. الکتروني ورځې یې یوشان جوړښت لري. دا اوربیتالونه د اړیکې د جوړیدو په خوا راکش کيږي او دهغوی ننوتل په یو بل کې لوړدي چې دلته د اړیکو د جوړیدو زمینه برابريږي.

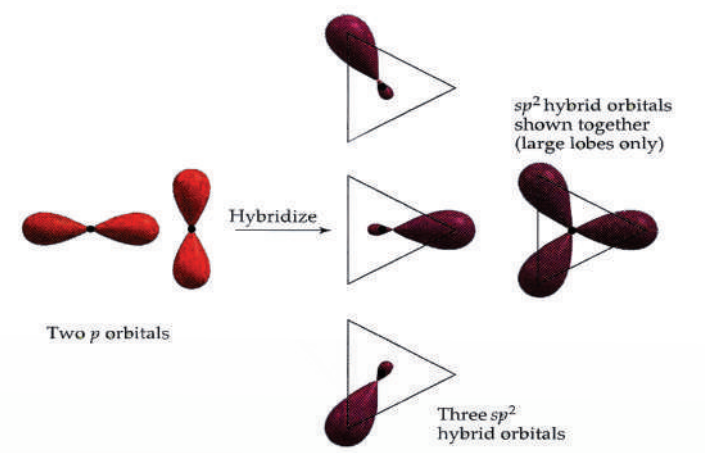
د اټومي اوربیتالونو د هایبریدیزیشن په بهیر کې لږ څه انرژي مصرف شوې؛ نو ددې اوربیتالونو پایښت به لږ وي؛ خو د اړیکو د جوړیدو په وخت کې انرژي له لاسه ورکوي او اړوند ثبات پیدا کوي.

د SP هایبرید: په دې ډول هایبرید کې یو د s اوربیتال او یو د p اوربیتال سره مزدوج شوي دي او د sp هایبرید شوي اوربیتالونه (sp -hybrid) یې جوړکړي دي چې د اړیکو ولانسي زاویه یې 180° درجې ده. د sp هایبرید بیلگه کولی شو د Hg, Cd, Zn, Be عنصرونو په هلو جنیدي مرکبونو کې وړاندې کړو: د تجربې پایلې ښکاره کوي چې په هلو جنیدونو کې Hg, Cd, Zn, Be د SP هایبرید او د هغوی مرکبونه خطي هندسي جوړښت لري. په sp -hybrid کې د s او p هر یو برخه $\frac{1}{2}$ ده:



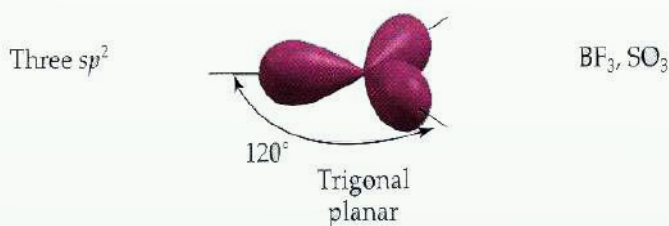
شکل د SP هایبرید (3-18)

د SP^2 هایبریدیزیشن: په دې ډول هایبرید کې یو د s اوربیتال او دوه د p اوربیتالونه سره گډ یا یوځای شوي او په پایله کې یې د SP^2 درې هایبرید شوي اوربیتالونه یې جوړکړي دي. دا اوربیتالونه په یوه سطح کې په 120° درجې زاویو یو له بل سره شته. د SP^2 هایبرید په هر اوربیتال کې د s برخه $\frac{1}{3}$ او د p برخه $\frac{2}{3}$ ده.



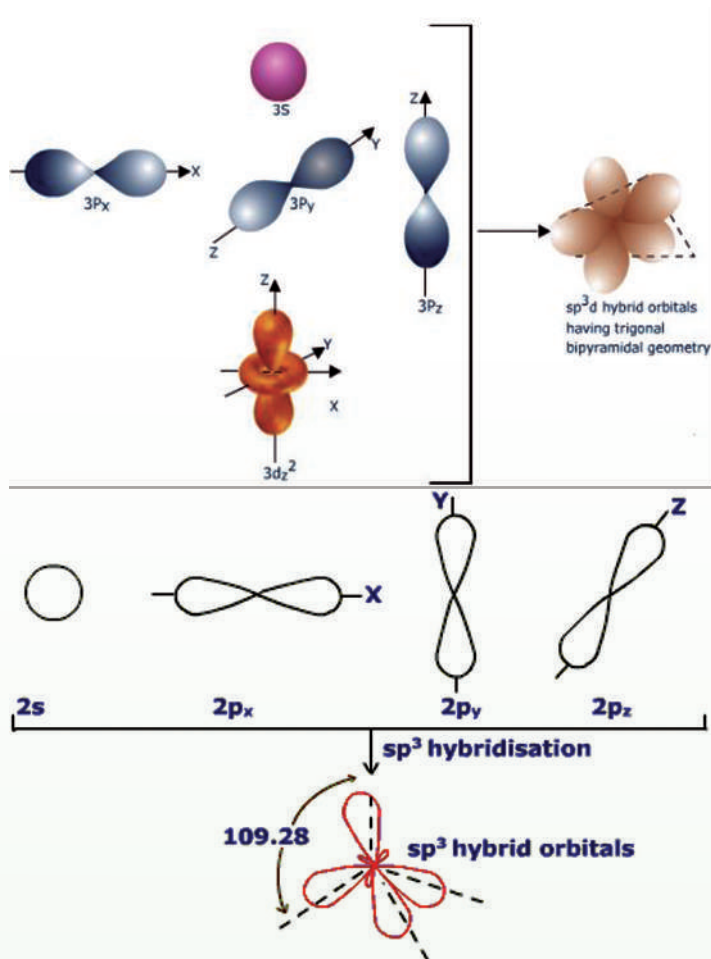
(3 - 19) شکل د SP^2 هایبرید

د کاربن اتومونه د ایتیلین په کورنی کې په غیر مشبوع هایدروکاربونونو SP^2 هایبرید لري. د BF_3 په مالیکول کې بورون د SP^2 هایبرید لري:



(3 - 20) د SP^2 هایبرید په BF_3

د SP^3 هایبریدیزیشن: دا ډول هایبریدیزیشن په مشبوع هایدروکاربونونو کې د کاربن اتومونه لري. په دې ډول چې یو S او درې P اوربیتال له درې P اوربیتالونو سره د انرژۍ د جذب په پایله کې یوځای شوي او د SP^3 څلور هایبرید شوي اوربیتالونه یې جوړ کړي دي چې څلورمخیزو رأسونو ته توجه او د هغوی تر منځ زاویه 109.5 درجې ده او دا هایبریدیزیشن په CH_4, CF_4 او نورو مالیکولونو کې لیدلی شی. په SP^3 هایبرید کې د S برخه $\frac{1}{4}$ او د p برخه $\frac{3}{4}$ ده.



په هایبریدیزیشن کې نیم
ډک شوي اوربیتالونه او یا
پوره ډک شوي اوربیتالونه
برخه لري چې مالیکول
اوربیتال جوړوي؛ د بېلګې
په ډول: د نایتروجن په اټوم
کې د 2P اوربیتالونه د یو
الکترون او 2S په دوو
الکترونونو په لرلو برخه
اخلي:

په هایبریدیزیشن کې نه
یوازې د s او p اوربیتالونه
برخه اخلي؛ خو د d او
f اوربیتالونه هم برخه
اخېستلی شي، په لاندې

شکل د SP³ هایبرید (3 - 21)

جدول کې د مالیکولونو او ایونونو بېلابېل شکلونه لیدل کېږي چې له خالصو اوربیتالونو او هایبرید
شوو اوربیتالونو څخه جوړ شوي دي:



جدول د ماليکولونو او ايونونو فضايي جوړښت (3 - 5)

بيلگه	د ماليکول هندسي شکل	د ماليکول شکل	فارمول	L اړيکه يي NL اړيکه يي	هيريدي جوړښت	د کورډيناټيون انديس	د d په مخ د الکترونونو د جوړو شمېر
$HgCl_2, CdI_2, Ag(CN)_2^-$		خطي	AX_2	2 L	2	خطي sp	2
$BF_3, CO_3^{2-}, ClO_3^-, NO_3^-$		متساوااضلاع مثلث	AX_3	3 L	3	په صفحه کې واقع مثلث sp^2	3 (+ 1 electron لپاره NO_2)
		د V په شکل	AX_2	2 L-1 NL	2		
$P_4, CH_4, NH_4^+, Ni(CO)_4$		خلور وچهي	AX_4	4 L	4	منظمه خلور وچهي sp^3	4 (+ 1 electron لپاره ClO_2)
		مثلث هرم	AX_3	3 L-1 NL	3		
		د T په شکل	AX_2	2 L-2 NL	2		
$PCl_5, SbCl_5, Fe(CO)_5$		مئلني دوه هرمي	AX_5	5 L	5	دوه هرمي منظم مثلث sp^3d ou dsp^3	5
		نامنظمه خلور وچهي	AX_4	4 L-1 NL	4		
		د په شکل	AX_3	3 L-2 NL	3		
		خطي	AX_2	2 L-3 NL	2		
$SF_6, PtCl_6^{2-}, FeF_6^{3-}$ SiF_6^{2-}, AlF_6^{3-} $Fe(CN)_6^{4-}, Cr(CO)_6$		اته وچهي	AX_6	6 L	6	منظمه اته وچهي sp^3d^2 ou d^2sp^3	6
		د مربع په قاعدله هرم	AX_5	5 L-1 NL	5		
		په سطح کې مربع	AX_4	4 L-2 NL	4		

فعالیت



د مرکبونو مالیکولي جوړښت ته په پام سره او د هغوی د رسمولو پر بنسټ، د اوبو په مالیکول کې د اکسیجن هایبریدیزیشن او د کاربن د اتومونو هایبریدیزیشن د $1 - 4$ پورې د کاربن شمېر په $CH_2 = C = CH - CH_3$ کې وټاکي.

د درېم څپرکي لنډیز

- په یو مالیکول کې د اتومونو د جاذبې قوه د کیمیاوي اړیکې (Chemical Bond) په نوم یادېږي.
- ولانس د عنصرونو د اتومونو هغه ځانگړتیا ده چې ځینې ټاکلي اتومونه په کیمیاوي تعاملونو کې ځای پر ځای او یا بې ځایه کوي. په بل عبارت، د کیمیاوي عنصرونو د اتومونو د یو ځای کېدو قوه په کیمیاوي تعاملونو کې د عنصرونو د اتوم د ولانس په نوم یادېږي.
- دیوې کیمیاوي اړیکې انرژي له هغې اندازې انرژي هغه کچه ده چې د مالیکول په جوړېدو کې له دوو اتومونو څخه جلا کېږي.
- د اتوم په واسطه د الکتروني جوړو د الکتروني وریځې د کش کولو وړتیا د الکترونیگاتیوټي په نوم یادوي چې په EN باندې ښودل کېږي.
- د مالیکولونو د اړیکو ډولونه، د مالیکولونو څرنګوالی ټاکي. د ایشیدو او ویلې کیدو ټکي نېغ په نېغه په مالیکولونو کې د اتومونو له اړیکو سره اړه لري.
- په هومولیتیکي پریکون کې هر اتوم خپل الکترون چې د اړیکې په تشکیل کې یې برخه درلودله، بېرته اخلي او هره ذره طاق الکترون لري چې داسې ذرې د رادیکال (Radical) په نوم یادېږي.
- که د الکتروني وریځې پوښښ د هغه لیک (خط) په اوږدوالي وشي چې د دوو اتومونو هستې سره نښلوي؛ یعنې د اوربیتالونو نڼو تل نېغ پر نېغه او اعظمي وي نو اړیکه یې کلکه ده چې د سګما (σ) اړیکې په نامه یادېږي.
- که د اتومي اوربیتالونو نڼو تل څنګ پر څنګ وي؛ یعنې د P د اوربیتالونو د الکتروني وریځو پوښښ څنګ پر څنګ او د X د محور له پاسه عمودي وي، دا جوړه شوې اړیکه د پای π اړیکې په نوم یادېږي.
- هایبریدیزیشن ($Hybridization$): د دوو یا څو بېلابېلو اتومي اوربیتالونو اختلاط دی چې دوه او یا څو نوي هایبریدي اوربیتالونه رامنځته کوي.
- ایوني اړیکه: ایوني اړیکه د کیمیاوي اړیکې یو ډول دی چې د مخالف علامه چارج لرونکو ذرو تر منځ د الکتروستاتیکي قوې د جذب په پایله کې جوړېږي. د دوو اتومونو تر منځ اړیکه هغه وخت برقي یا الکتروولانت ده چې د دې دوو اتومونو تر منځ یې د الکترونیگاتیوټي توپیر (1.7) او یا د هغې څخه لوړ وي. ایوني مرکبونه او یا الکتروولانت مرکبونه له ایونونو څخه تشکیل شوي دي.

- که د دوو اتومونو په منځ کې د الکترونیکاتیوټي توپیر صفر او یا له 0.5 څخه لږ وي، تر منځ اړیکه یې غیر قطبي (*Non Polar Bond*) ده او له 0.5 څخه تر یو پورې اړیکه قطبي ده که د عنصرونو د اتومونو تر منځ د الکترونیکاتیوټي توپیر له 1 څخه 1.7 پورې وي، د دوی اړیکه تقریباً 50% قطبي او 50% ایوني ده او که له 1.7 څخه لږ وي، اړیکه ایوني ده.

د درېم څپرکي تمرین

- 1 - کېمیایوي اړیکې د اتومونو د کومو فکتورونو پر بنسټ جوړېږي؟
الف- د واندروالس قوه
ب- ولانسی قوه
ج- د دننیو الکترونونه
د- یو هم نه.
- 2 - په یو مالیکول کې د اتومونو د جذب قوه د په نوم یادېږي.
الف- ولانس ب- اړیکه ج- الکترونیکاتیوټي د- سمبول
- 3 - د اړیکې د جوړېدو په وخت کې انرژي کېږي.
الف- جذب ب- ازاده ج- تشکیل د- اړیکه انرژي ته اړتیا نه لري.
- 4 - د s د یو اوربیتال او د p دوه اوربیتالونو له اختلاط څخه کوم هایبرید جوړېږي؟
الف- SP^3 ب- SP ج- SP^2 د- SdP^2
- 5 - د اړیکې پرې کیلو پر وخت په هومولیتیکي شکل کې کومې ذرې تشکیلېږي؟
الف- کټیون ب- انیون ج- راډیکال د- الف او ب دواړه
- 6 - که د دوو اتومونو تر منځ د الکترونیکاتیوټي توپیر 1.4 وي، اړیکه ... ده.
الف- 50% قطبي، 50% ایوني ب- ایوني ج- اشتراکي د- غیر قطبي
- 7 - که د الکترونونو شریکې جوړې یوازې د یو اتوم له خوا، چې په اړیکه کې برخه اخلي، ورکړ شوې وي، دا اړیکه د په نوم یادېږي.
الف- کواردینیشن ب- یو طرفه اشتراکي
ج- کواردینیت کوولانت د- ټول سم دي
- 8 - که د اتومي اوربیتالونو نوتل څنګ پر څنګ وي، یعنې P د اوربیتالونو د الکتروني ورځو پوښښ اړخ پر اړخ او د X د محور له پاسه عمودي وي، دا جوړه شوې اړیکه د اړیکې په نوم یادېږي.
الف- سګما ب- پای ج- یوه گونې د- دوگوني او یا څلورگوني
- 9 - که د دوو اتومونو تر منځ د الکترونیکاتیوټي توپیر صفر او یا له 0.5 څخه ډېر لږ وي، د دوو اتومونو تر منځ اړیکه ده.
الف- غیر قطبي ب- *Non Polar Bond* ج- ایوني د- الف او ب

10 - د کیمیاوي اړیکو زاویه له دوو خطو د پریکېدلو منځنی زاویه ده چې د مرکزي اټوم له هستې سره له دوو نورو وصل شویو هستو څخه --- رسم کيږي .

الف- دوه اټومه ب- مرکزي اټوم ج- د اټومونو په منځ کې د- د دوو ایونونو په منځ کې

11 - د کیمیاوي اړیکو تیوري کوم عالم وړاندې کړه؟

الف- کوسیل (*Kocell*) او لیویس (*Liwes*) ب- سودي او فاینس

ج- نیوتن او فارادې د- هایزنبرگ او ایواننکه

تشریحي پوښتنې

1 - د اړیکو جوړیدل د تودوخې تولیدوونکې او یا جذبوونکې بهیر دی. په دې اړه معلومات ورکړئ.

2 - په یوه اشتراکي اړیکه کې کوم عوامل د دوو هستو د نژدې کېدو لامل کېږي؟

3 - دوه غیر فلزي عنصرونه ایوني اړیکه ولې نشي جوړولی؟ په دې اړه معلومات وړاندې کړئ.

4 - د اوکتیت قاعدې ته په پام سره، له لاندې عنصرونو څخه د جوړو شوو مرکبونو فورمول ولیکئ.

الف- دهایدروجن او سلفر ب- دهایدروجن او فاسفورس

ج- دسلفر او فلورین

5 - د دوهم پیریود عنصرونه له څلورو څخه زیاتې اړیکې ولې نه شي جوړولی؟

6 - د سگما او پای د اړیکو تر منځ توپیر روښانه کړئ.

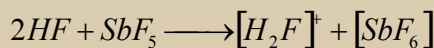
7 - له لاندې مرکبونو څخه کوم یو په اوبو کې زیات حل کېږي؟

الف- MgF_2 او یا BaF_2 ب- $MgCl_2$ او یا MgF_2

8 - په لاندې مرکبونو څخه کوم یو اړیکه ډېره قطبي ده؟ له منونکو دلیلونو سره معلومات وړاندې کړئ.

الف- $Hg-I$ ب- $P-Cl$ ج- $Si-F$ د- $Mg-N$

9 - لاندې تعامل وگورئ:



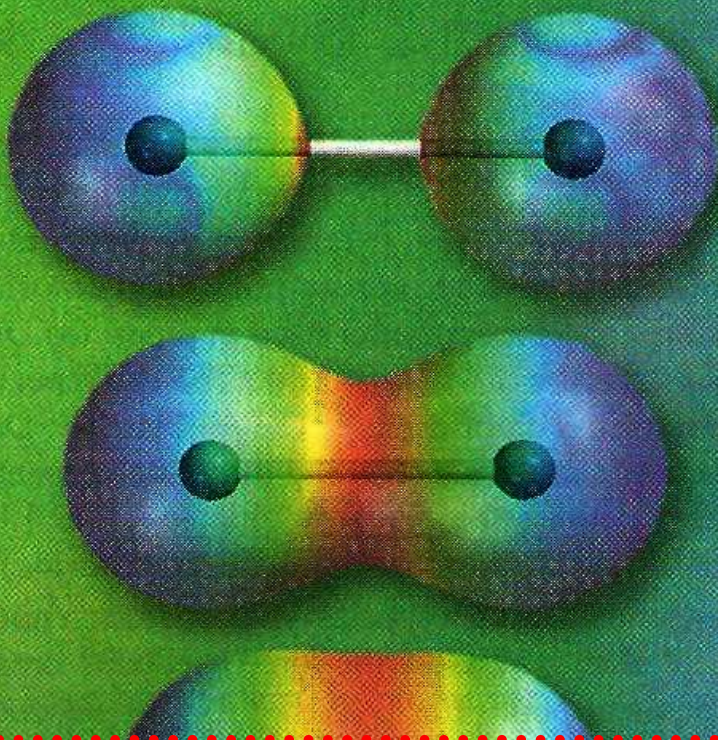
الف- په تعامل کونکو موادو او د تعامل په محصول کې هایپرید پیدا کړئ.

ب- په $[H_2F]^+$ کې د فلورین هایپرید روښانه کړئ.

10 - د کوارډینیشن اړیکه روښانه کړئ.

11 - د SP^2 هایپرید له یو مثال سره روښانه کړئ.

12 - المونیم کلوراید په گاډي حالت کې د Al_2Cl_6 په بڼه شته، لامل کې څه دی؟



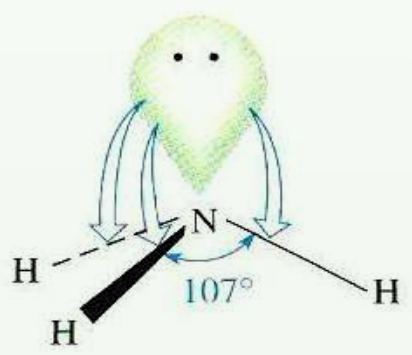
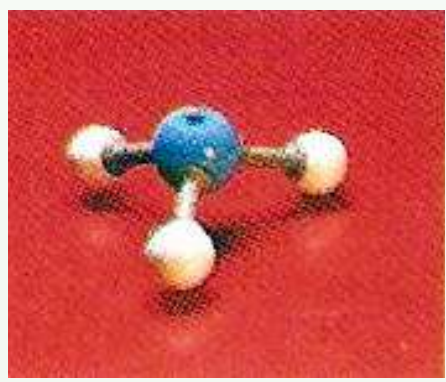
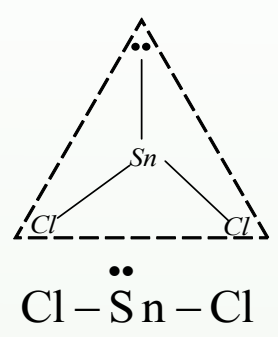
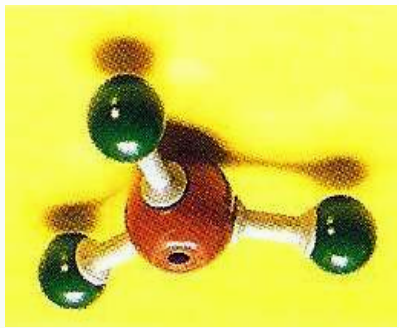
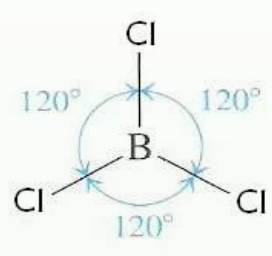
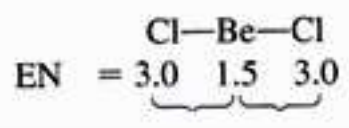
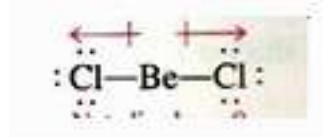
د مالیکولونو جوړښت او د هغوی قطبیت

پوهیږئ چې مالیکولونه څرنگه جوړېږي؟ د عناصرونو د اتومونو له اتحاد څخه د هغوی د ولانسی قوې پریښت کومې ذرې جوړېږي؟ ولې اتومونه کولی شي چې مالیکولونه جوړکړي؟ ولانسی الکترونونه څه شی دي؟ اتومونه او د هغوی تشکیل شوي مالیکولونه د انرژي له کبله یو له بل څخه توپیر لري که نه؟ د مالیکولونو هندسي شکلونه او جوړښت څرنگه کولی شو چې روښانه یې کړو؟ څه وخت مالیکولونه قطبي دي او د کومو موادو مالیکولونه قطبي کېدی شي؟ د دې څپرکي له مطالعې سره کولی شو چې پورتنيو پوښتنو ته ځواب ووايو او د مالیکولونو د جوړېدو او د هغوی د هندسي شکل او جوړښت په اړه کافي معلومات ترلاسه کړو او د مالیکولونو د جوړوونکو عواملو څرنگوالي باندې د هغه له جوړوونکو اتومونو څخه پوه شي.

۴- ۱: د مالیکولونو د مرکزي اتوم ولانسي قشر

څه فکر کوئ چې په مالیکولونو کې مرکزي اتومونه څه ډول اتومونه دي؟
 په مالیکولونو کې مرکزي اتومونه له هغه اتومونه څخه عبارت دي چې د مرکبونو په مالیکول کې د اکسیدیشن ډېر لوړ نمبر او ولانس لري. دا اتومونه کولی شي ایوني، اشتراکي او یا یو طرفه اشتراکي د نورو عنصرونو له اتومونو سره اړیکې جوړې کړي. ددې ډول اړیکو جوړېدل د ولانسي قشر جوړښت، یعنې د دې عنصرونو اتومونو پورې اړه لري چې په هغوی کې ولانسي الکترونونه شته. په مالیکولونو کې د اتومونو تر منځ اړیکه کېدی شي ایوني او یا اشتراکي وي. د ایوني اړیکې په جوړېدو کې د مخالف علامه چارج لرونکو ایونونو تر منځ د جذب الکتروستاتيکي قوه شته او د برېښنا هغه ساحه چې ایونونه یې جوړوي، کروی تناظر لري؛ نو له دې کبله ایوني اړیکه پرته له لوري څخه ده. کله چې اتومونه یو له بل سره نژدې شي، د هغوی د اتومونو اوربیتالونه یو پر بل کې دننه کېږي او مالیکول اوربیتال جوړوي. که د اړیکو د جوړه الکترونونو مالیکولي اوربیتال انرژيکي سطح ولري، په دې صورت کې د کوولانت اړیکه جوړېږي. د هوند د قاعدې پریښت، د دې دوو الکترونونو سپینونه حتماً مخالف الجته دي. هرڅومره چې د اتومونو د اوربیتالونو نولت نیغ په نیغه او کلک وي، په هماغه کچه د هغه د مالیکول اوربیتالونو ځانگړتیا وي او خصوصیات لوړ دي. د دوو اتومونو تر منځ هغه وخت اړیکه کلکه ده چې د اتومي اوربیتالونو نولت نیغه او د اتومي اوربیتالونو پوښښ لوړ وي. دغه وخت د کوولانت اړیکو فضا یې سمت پیدا کول لوړ دي. د کوولانت اړیکو لرونکو مالیکولونو شکل د هغو د جوړوونکو اتومونو د اړیکو تر منځ زاوې په واسطه ټاکل کېږي. BCl_3 او NH_3 مالیکولونه بېلابېل مالیکولي ساختماني شکلونه لري.

څه لامل دی چې د بیریلیم کلوراید $BeCl_2$ مالیکول خطي او دهغه ډای پول مومنټ له صفر سره سمون لري؟ په داسې حال کې چې د $SnCl_2$ مالیکول مسطح زاوېوي مالیکولي جوړښت لري او دهغه ډای پول مومنټ د صفر خلاف دی. کوم لامل به وي چې BCl_3 مرکب څلور اتومه په یوه سطح کې وي او په همدې ترتیب د نایترجن اتوم په امونیا کې د هرم په رأس او هایډروجن درې اتومه د هرم په کنجونو کې وي. لاندې شکلونه وگورئ:



4)

1 - شکل: د بیریلیم کلوراید، بورون کلوراید او امونیا د مرکبونو مالیکولي بڼې

فعالیت

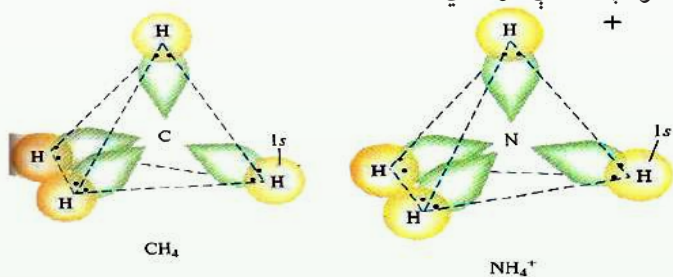


لومړی د SO_3 د مالیکول فضایی شکل ولیکئ او بیا لاندې پوښتنوته ځواب ورکړئ.

1 - څو الکتروني جوړو د سلفر اتوم احاطه کړیدی؟

2 - د اړیکو فضایی تنظیم رسم کړئ.

سټرویک او پاوولي په 1940م کال کې د ساده اولر څه دقیقو مالیکولونو د هندسي جوړښت تيوري پيشنهاده کړه. دا تيوري د ولانسي جوړه الکترونونو د دفعې د تيوري په شان ښکاره شوه. د همدې تيوري طرح کوونکو پوهانو د ساده مالیکولونو او ايونونو هندسي جوړښت وڅېړه چې بېلگې يې CH_4 او NH_3 , BCl_3 , $BeCl_2$ دي. نوموړو علماوو پيدا کړل چې د مرکزي اتومونو په چاپيريال کې د ازادو الکتروني جوړو شتون د مرکبونو په مالیکولونو کې د مخامخ شويو الکتروني جوړو د دفعې لامل شوی او دهغوی تر منځ د دفعې الکتروستاتيکې قوه شته دي. دي قواوو مالیکولي اوربیتالونه تر يو ټاکلې حد پورې يو له بل څخه لرې کړي دي او د مرکزي اتوم هر جوړه شوي ازاد الکترونونه خپل اوربیتال په مالیکول کې نيسي او دا الکترونونه هم نور جوړه الکترونونه له ځانه څخه لرې کوي او په عمومي ډول د مالیکولونو په جوړښت کې خپله اغېز څرگندوي. د CH_4 مالیکول او NH_4^+ ايون فضايي شکلونه په لاندې ډول دي:



(4 - 2) شکل: د امونيم د ايون او د ميتان د مالیکول د فضايي جوړښت رسم

فعالیت



1 - د زينون اتوم څو الکترونونه د XeF_4 په مالیکول کې د اړیکو د جوړېدو لپاره

کاروي؟ او څو جوړې الکترونونه د زينون د اتوم د پاسه په نوموړي مالیکول کې شته دي؟ د

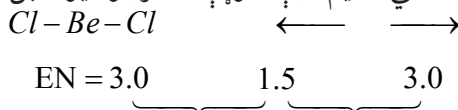
XeF_4 مالیکول به کوم هندسي شکل ولري؟

2 - د XeF_2 , XeF_3 , او XeF_6 په مالیکولو کې د اړیکو څرنگوالی د شکل په واسطه توضیح

او ولیکئ.

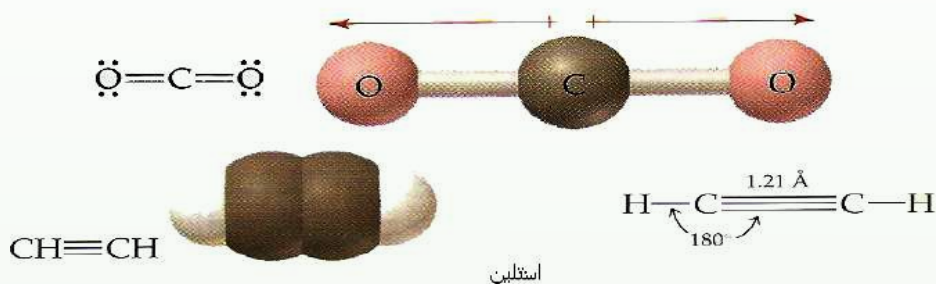
۴-۲: خطي ماليکولونه (يوه جوړه الکترونونه)

کوم ماليکولونه د خطي ماليکولونو په نوم يادېږي؟ خطي ماليکولونه د کوم مفهوم بڼي؟ د بيريليم کلورايد ($BeCl_2$) د گاز ماليکول خطي دی. بيريليم په II اصلي گروپ کې ځای لري او د هغه په ولانسي قشر کې دوه الکترونه شته چې کولی شي دوه د کوولانټ اړيکې جوړې کړي چې په ماليکولونو کې د اتومونو د خطي تنظيم دوي جوړې الکترونونه يو له بل، جلا کوي:



(3 - 4) شکل د بيريليم کلورايد د ماليکول خطي جوړښت

د خطي ماليکولونو نورې بېلگې اسيتلين، کاربن ډای اکسايډ او نور ماليکولونه دي چې شکلونه يې په لاندې ډول دي:



(4 - 4) شکل: د ماليکولونو خطي جوړښت

فعاليت

1 - درې پوکاني له هوا څخه ډکې کړئ او په خطي شکل يې سره کېږدئ. په پورتنۍ برخه لومړۍ او لاندېنيو کروي پوقانو باندې فشار واچوئ. کروي تنظيم وگورئ او خپل د سترگو ليدلی حال په خپلو کتابچو کې وليکئ.

2 - که څلورمه پوکانه ورزياته شي، نو د هغوی نظم به څرنگه وي؟

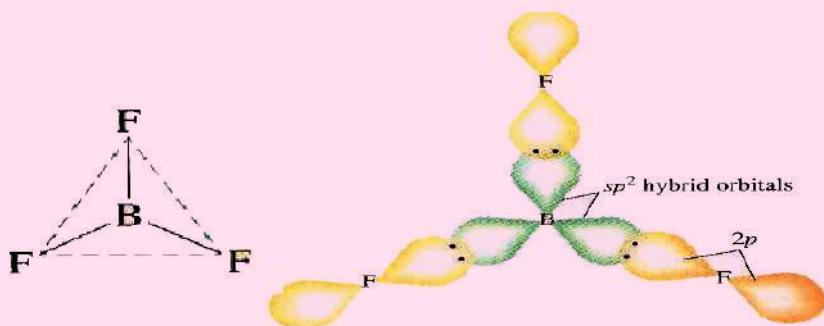
۴-۳: مسطح مالیکولونه (د الکترونونو درې جوړې)

څه فکر کوئ؟ د مرکبونو مسطح شکله مالیکولونه هم شته دي؟
په دې ډول مالیکولونو کې د الکترونونو درې جوړې په یوه سطحه کې دي او د مثلث رأسونو ته متوجه شوي دي.

پام وکړئ



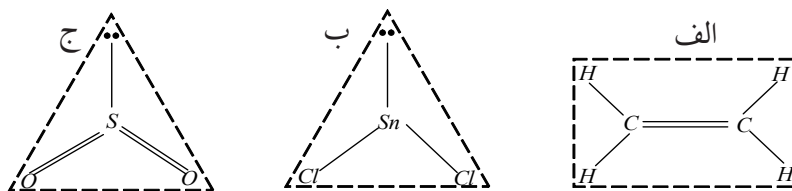
که د مرکبونو د مالیکولونو د مرکزي اټوم په چاپیریال کې درې جوړې الکترونونه ځای پر ځای شوي وي؛ نو اړیکې یې په یوه سطح کې دي او د هغوی ترمنځ زاویه (120) درجې ده او درې اټومه د مثلث په رأسونو او د مرکزي اټوم په چاپیریال کې شته دی. دا ډول مالیکولي جوړښت د مثلثی مستوي په نوم یادېږي. د دې ډول مالیکولونو بېلگې کیدي شي د BF_3 د مالیکول جوړښت ورکړی شي. لاندې شکلونه وگورئ:



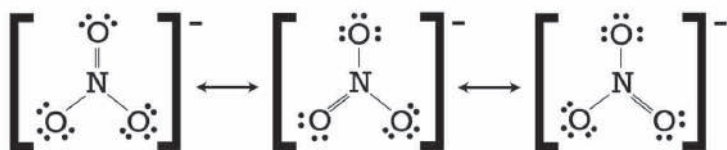
(4 - 5) شکل: د بورون فلوراید د مالیکول مثلثي جوړښت

بورون هغه عنصر دی چې د پریودیک جدول په درېم (III) اصلي گروپ کې ځای لري. دا عنصر د درې ولانسي الکترونونه لري او درې اشتراکي اړیکې د نورو عنصرونو له اټومونو سره جوړوي. د $SnCl_2$ د مرکب ډای پول مومنت د صفر خلاف دی چې د هغه د مالیکول نه خطي والي باندې دلالت کوي. لامل یې دا دی چې قلعي (د قلعي عنصر د پریودیک سیستم په IV اصلي گروپ کې ځای لري) له څلورو الکترونونو څخه دوه الکترونونه د اړیکې جوړولو لپاره کارولې دي. د اړیکو جوړه شوي الکترونونه او جوړه ازاد الکترونونه یو له بل څخه لرې شوي او درې کنبه مسطح

جوړښته مالیکول جوړوي. د الکترونونو د داسې تنظیم د الکتروني جوړو په منځ کې زاویه لویه او د هغوی په منځ د دفعې قوه کوچنۍ ده. لاندې شکلونه وگورئ:



د



(6 - 4) $SO_2, SnCl_2, CH_2 = CH_2$ مالیکولونو او NO_3^- د ایون جوړښت

فعالیت



د BrF_3 د مالیکول هندسي جوړښت رسم کړئ او د هغه پر بنسټ لاندې پوښتنوته ځواب ورکړئ.

- 1 - د برومین اتوم څو الکترونه په پورتنی مرکب کې د اړیکو جوړولو لپاره کارولي دي؟
- 2 - د برومین په اتوم کې څو جوړې ازاد الکترونونه شته؟
- 3 - د برومین د اتوم د جوړه الکترونونو ټول شمېر به څومره وي؟
- 4 - په پورتنی مالیکول کې د اړیکو تنظیم رسم کړئ او د دې جوړښت نوم وویئ.

۴-۴ : څلور سطحي مالیکولونه (څلور جوړې الکترونونه)

د خطي او مسطح مالیکولونو په هکله معلومات ترلاسه کړي دي. څه فکر کوئ چې څلور سطحي مالیکولونه به هم شتون ولري؟ په دې ډول مالیکولونو کې مرکزي اتوم د کوم ډول الکتروني جوړښت لري؟
په څلور وجهي مالیکولونو کې، څلور جوړې الکترونونه څلور سطحي راسونو ته مخامخ شوي دي.

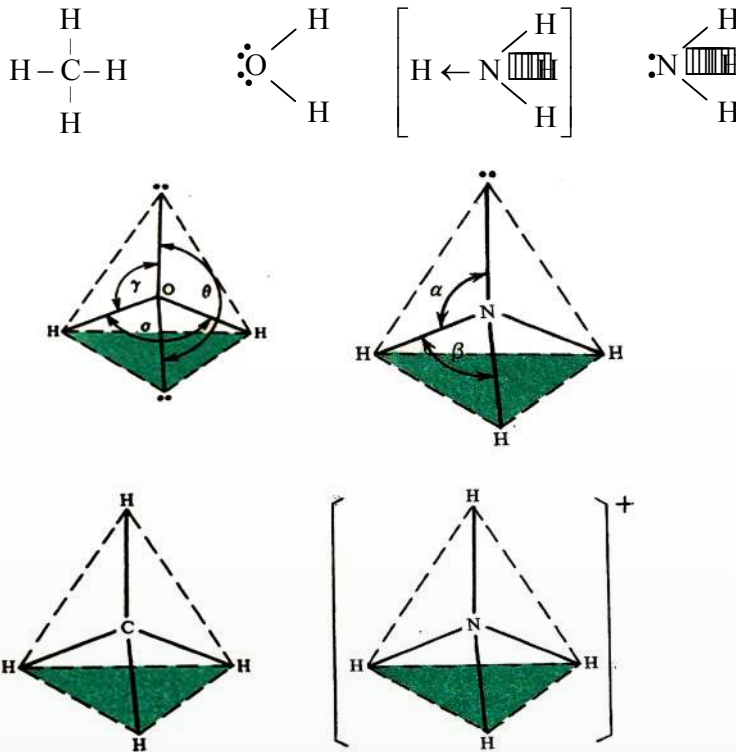
H_2O, NH_3, CH_4 مالیکولونه او د NH_4^+ ایون د خپل مرکزي اتوم په چاپېریال کې څلور الکتروني جوړې لري. الکتروني جوړې یوه له بلې څخه په ازاد شکل یا د ازادو جوړو په بڼه او یا د الکتروني

جوړو په شکل د اړیکو په جوړېدو کې شته دي. د دې جوړو تر منځ د دفعې قوه شته ده؛ د دې لپاره چې دا قوه کمه شي، د هغوی مالیکولي اوریټالونه داسې تنظیمېږي چې د هغوی تر منځ زاویه لویه وي او له مرکزي اټوم سره تړل شوي اټومونه یو له بل څخه لرې ځای ولري. د اړیکو جوړوونکې الکتروني جوړې او ازادې الکتروني جوړې د څلور سطحې په رأسونو کې مخامخ شوې دي. (4 - 6) شکل وگورئ.

په ټولو مالیکولونو کې، اټومونه د څلور سطحې په رأسونو کې ځای نه نیسي. په CH_4 او NH_4^+ ایون کې د مالیکول او ایون اټومونو څلور سطحې جوړه کړې ده؛ خو د NH_3 مالیکول د تریاگونال پیرامید شکل لري. د اوبو مالیکول زاویوي جوړښت لري. د CH_4 په مالیکول او NH_4^+ په ایون کې ټولې اړیکې د اټومونو تر منځ یو شان دي.

پر کولانسی اړیکو سر بېره د مالیکولونو د اټومونو په منځ کې نورې اړیکې هم شته چې د کوارډینیشن د اړیکو په نوم یادېږي. دا اړیکه له کولانسی اړیکو سره څه توپیر نه لري او یوشان ارزښت لري. په هغو مالیکولونو کې چې د اټومونو تر منځ یې د کوارډینیشن اړیکې شته، دا ډول مالیکولونه څلور سطحې جوړښت لري او د اټومونو د اړیکو زاویه په دې مالیکولونو کې 109.5° درجې تترایایدرال ولانسی زاویه ده. په امونیا کې د اړیکو تر منځ زاویه 107° درجې او په اوبو کې 104.5° درجې ده. د دې ډول تېروتنو د مخنیوي لپاره د ولانسی زاویو نظریه له انتظار څخه د باندې، علماوو هر یو ژیلیسپی (*Jillespi*) او نایهولم (*niho lim*) د ولانسی د الکتروني جوړو د دفعې تیوري وړاندې کړه. څرنګه چې د اټومونو الکتروني ازادې جوړې د اړیکې د تشکیلوونکو الکتروني جوړو په نسبت هستې ته نژدې دي؛ نو دا الکتروني جوړې په قوي بڼه د نورو جوړو په واسطه دفع کېږي. د الکتروني جوړو تر منځ دفعه له لاندې سلسلې سره سمه بدلیږي.

د اړیکې جوړه/ د اړیکې جوړه > د اړیکې جوړه/ ازاده جوړه > ازاده جوړه / ازاده جوړه
د الکتروني ازادې جوړې او د اړیکو الکتروني جوړو تر منځ د دفعې قوه په امونیا (NH_3) کې د دې لامل کېږي چې د α زاویه د څلور سطحې زاویې په نسبت (109.5° درجې) لویه او د β زاویه له څلور سطحې زاویې څخه ډېره کوچنۍ ده. لاندې شکلونه وگورئ:



شکل: (7 - 4) د H_2O, NH_3, CH_4 په مالیکولونو او NH_4^+ ایون کې کیمیاوي اړیکې

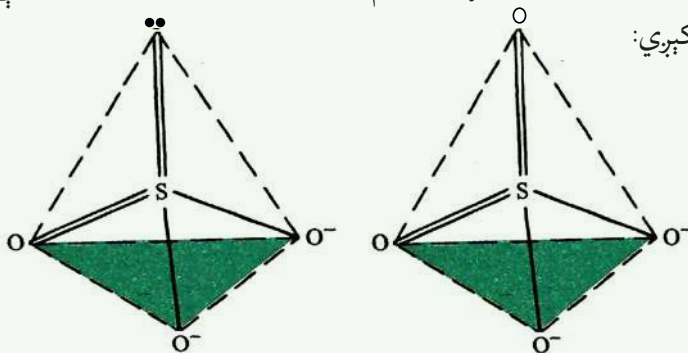
په څلور سطحې کې د ولانسي الکتروني جوړو ترتیب

له پورتنیو څرگندونو سره سم د اوبو په مالیکول کې γ او ϕ زاوې د $109,5^\circ$ درجو په پرتله ډېرې

لوېې دي او په اوبو کې $(H-O-H)$ د α زاویه د اړیکو تر منځ $104,5^\circ$ ده.

د SO_3^{2-}, SO_4^{2-} ایونونو د مالیکول جوړښت هم تتراهیدرال (*Tetrahedral*) دی چې په لاندې

شکل کې لیدل کېږي:



شکل: (8 - 4) د SO_3^{2-} او SO_4^{2-} د ایونونو جوړښت

فعالیت



په لاندې مرکبونو کې د اړیکو تنظیم له شکلونو سره سم عملي کړئ:

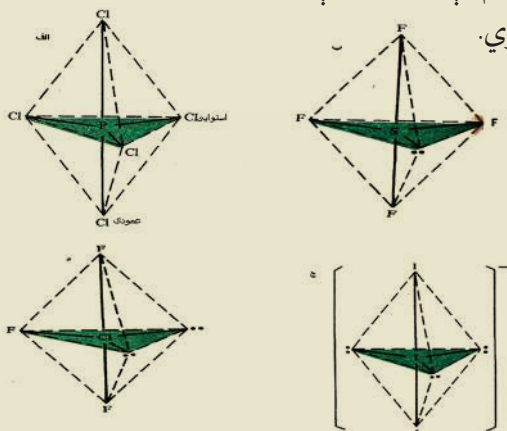
الف - XeF_2 ب - XeF_6 ج - SeO_3

اضافي معلومات

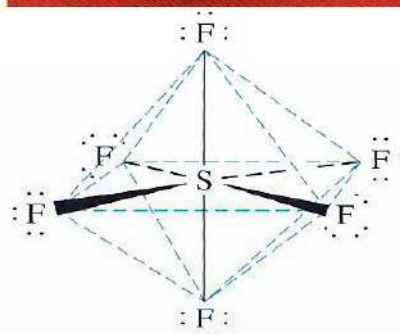
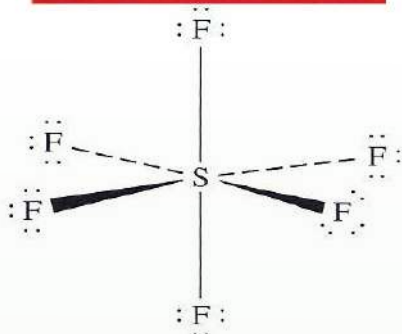
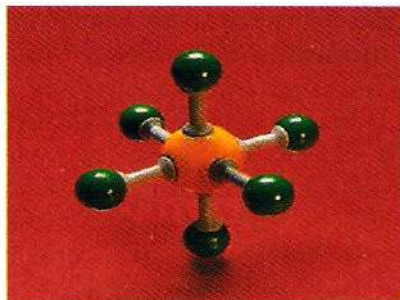
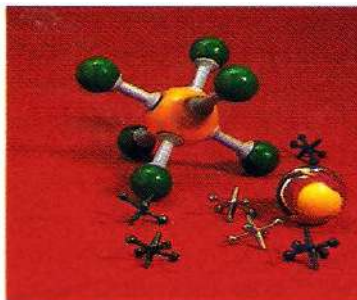


د داسې مالیکول جوړښت هم لیدل کیږي چې څو (5,6,7) ولانسي الکتروني جوړې هم په کې شته. دا ډول جوړښت هغه مالیکولونه لري چې د هغوی مرکزي اټوم د دوهم او درېم لنډ پریود له عنصرونو څخه دي. په دې هکله د اوکتیت د پراختیا په اړه خبرې کېږي. د PCl_5 مرکب مالیکول له پنځو الکتروني اړیکو جوړ شوی دی چې تر اړي گونال پیرامید جوړښت لري. د اړیکو تر منځ یې زاویه 90° او 120° درجې ده او په مالیکول کې د کلورین دوه اټومه د پیرامید په منځني برخه کې ځای نیسي او د هغوی نورو درې اټومونو د پیرامید استوایي ځای یې نیولي دي.

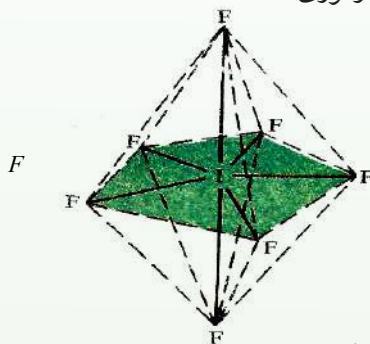
همدارنگه، په SF_4 کې الکتروني جوړه تنظیم شوېده چې (4 - 9) شکل کې یې گورئ. سلفر هغه عنصر دی چې په VI اصلي گروپ کې ځای لري. د شپږ ولانسي الکترونونو له ډلې څخه څلور الکترونونه یې د اړیکو د جوړیدو لپاره کارولي دي او له هغو څخه یوه الکتروني جوړه ازاده پاتې ده چې دا ازاده الکتروني جوړه په منځني (میانه) باندې عمود ځای لري او یا دا چې استوایي برخه یې نیولې ده. په استوایي برخه کې د هغوی ځای پر ځای کېدل د ژیلیسپي (*Jillespi*) او نایهولم (*Niholm*) له تیوري سره سمون لري چې د ازادو الکترونونو د جوړو اوربیتال د اړیکو د اوربیتالونو په نسبت هستې ته ډېر نژدې راټول شوی دی. الکتروني جوړې په دې تنظیم کې 120° درجې زاویه له دوو اوربیتالو سره او له دوو نورو سره د 90° درجو لاندې ځای لري.



شکل: (9 - 4) *Trigonal Bipyramid* ولانسي الکتروني جوړې په ځینو مرکبونو کې



د IF_7 ماليکولونه د مرکزي اتوم په چاپيريال کې اوو اوربیتالونه لري او د اړيکو تنظيم يې د پنتاگونال پيراميد په بڼه دی، لاندې شکل وگورئ:

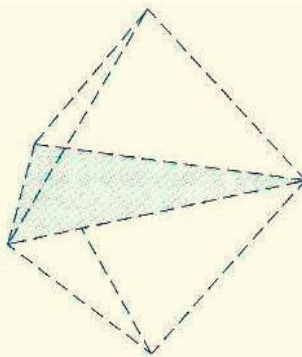
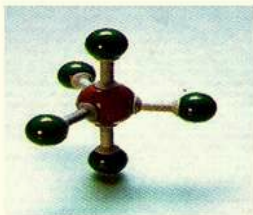


شکل: د پنځه کونجې - منشوري جوړښت (11 - 4)

فعالیت



لاندې شکلونو ته خیر شی او لیکل شوو پوښتنو ته ځوابونه ور کړئ:

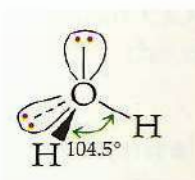
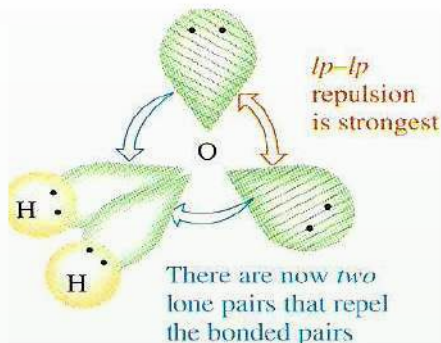
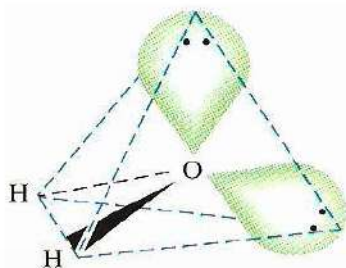


(4 - 12) شکل: د پنتافلورو فاسفیت فضايي جوړښت او فورمول

- 1 - د نوموړي مرکب ماليکولي جوړښت له کوم هندسي جوړښت سره سمون لري؟
- 2 - په دې مرکب کې فاسفورس هايبريد کوم دی؟
- 3 - د فلورين د اړيکو تر منځ ولانسي زاويه څومره ده؟ فلورين د اړيکو په جوړېدو کې کوم ډول اوربیتالونه کارولي دي؟

۴-۵: د اوبو ماليکولي جوړښت د اوبو ماليکول غیر خطي دي

د اوبو ماليکول ډای پول مومنټ لري. که چيرې د اوبو ماليکول خطي وای، نو د $O-H$ ډای پول مومنټ به یو له بل سره خنثی او د اوبو د ماليکول ډای پول مومنټ به صفر وای او ماليکول به قطبي نه وای. د ډای پول مومنټ پدیده د اتومي اوربیتال په واسطه ټاکل کيږي چې د اړيکو په جوړولو کې برخه لري. که چيرې اکسیجن د اړيکو د جوړېدو لپاره د P دوه اوربیتالونه کارولي وي، باید د اوبو په ماليکول کې د هغه د اړيکو زاويه له هايډروجن سره 90° درجې وي. مطالعې او علمي څېړنې ښيي چې نوموړې زاويه عملاً 104.5° درجې ده. د اوبو په ماليکول کې د اکسیجن اتوم د SP^3 هايبريد حالت لري چې په هغه کې دوې جوړې د اړيکو الکترونونه او دوې جوړې ازاد الکترونونه شته. (4 - 13) شکل وگورئ:



(4 - 13) شکل: د اکسیجن اتم SP^3 - hybridization اوریتال د اوبو په مالیکول کې

د تترایدری زاوې (109.5°) او د اوبو د ولانسی زاوې (104.5°) د کمیتونو تر منځ توپیر داسې روښانه کېږي، چې د ازادو الکتروني جوړو د دفع قوه د اوریتالونو د اړیکو د الکتروني جوړو په نسبت لویه ده؛ ځکه خو دا زاوې یوه له بلې څخه توپیر لري.

لومړی فعالیت



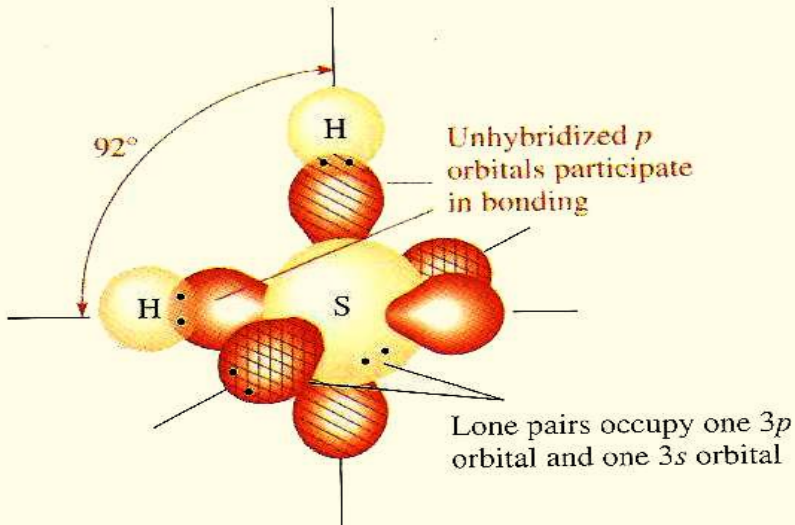
د اړیکو تنظیم او د مالیکولونو جوړښت په لاندې مرکبونو کې روښانه کړئ او د مالیکولونو هندسي شکل یې ولیکئ:

الف- F_2O ب- $SeCl_4$ ج- ICl_3 د- $COCl_2$

دوهم فعالیت



لاندي شکل وگورئ او لاندي پوښتنو ته ځواب وړاندي کړئ:



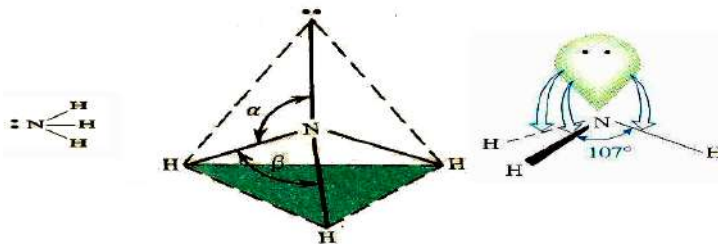
شکل: د سلفر او هايډروجن اوربیتالي شکلونه په H_2S کې

- 1 - په نوموړو مرکبونو کې د سلفر اټوم کوم هايبريد لري ؟
- 2 - د نوموړي مرکب د اړیکو زاويه ولې د اوبو د ماليکول د اړیکو له زاويې څخه ډيره وړه ده ؟
- 3 - د نوموي مرکب هندسي جوړښت توضیح کړئ.

۴-۶ : د امونيا د ماليکول جوړښت

نایټروجن د اړیکو د جوړېدو په غرض د $2P$ د اوربیتالونو درې طاقه الکترونه يې په کاروړي چې په عمودي سطحې باندې شتون لري.

څیړنو ښودلې ده چې د امونيا په ماليکول کې د اړیکو تر منځ زاويه 107° درجې ده اود نایټروجن اټوم د sp^3 هايبريد حالت لري، د sp^3 له څلورو اوربیتالونو څخه د هغه يو اوربیتال د ازادو الکتروني جوړو په واسطه نیول شويدي ؛ خو د هغه درې نور اوربیتالونه د اړیکو الکتروني جوړو په واسطه ډک شويدي.



شکل: د امونیا د مالیکول جوړښت (15 - 4)

د امونیا د مالیکول د اړیکو تر منځ د ولانسی زاویو کچه (107° درجې) د تتراهایدرید له حالت څخه (109.5° درجې) توپیر لري؛ ځکه د ازادو الکتروني جوړو د دفعې قوه د اړیکو د الکتروني جوړو د دفعې قواوې له اوریټالي دوه گونو جوړو څخه زیاتې دي. (4 - 15) شکل وگورئ.

فعالیت:



د NF_3 په مرکب کې د فلورین اتومونو د مرکزي اتوم (نایتروجن) تر منځ کوم ډول اړیکې جوړې شوې دي؟ د هغه مالیکول هندسي جوړښت له امونیا سره سمون لري که نه؟ د منطقي دلیلونو پر بنسټ په دې اړه څرگندونې وکړئ.

۷ - ۴ : د مالیکولونو ډولونه (قطبي، غیر قطبي او ایوني)

قطبي مالیکولونه کوم ډول مالیکولونو ته ویل کېږي؟ کوم عوامل د مرکبونو د مالیکولونو د قطبيت لامل شوي دي؟ د قطب (*Polar*) اصطلاح څه مفهوم لري؟ د مرکبونو د مالیکولونو قطبيت د جوړونکو اتومونو د اړیکو په څرنگوالي او د همدې اتومونو الکترونیگاتیویتی خاصیت پورې اړه لري. د عنصرونو د اتومونو الکترونیگاتیویتی د قطبي اړیکو د جوړېدو لامل په مالیکولونو کې کیږي. کله چې د مالیکول یوه برخه لږڅه منفي چارج او بله برخه یې لږڅه مثبت چارج واخلي، قطبي مالیکول جوړېږي.

کله چې د عین عنصر دوه اتومونه یوه کولانسی اړیکه جوړوي؛ د بېلگې په ډول د (Cl_2, H_2) هر اتوم د اړیکې په جوړولو کې یوشان الکتروني سهم لري. د الکتروني وریځې کثافت د دې اړیکې په دوو اتومونو کې یو شان دی. ځکه الکترونونه د دواړو اتومونو د هستو په واسطه په مساوي ډول جذب کېږي. دا ډول اړیکه غیر قطبي (*NonPolar*) ده او مالیکول غیر قطبي دی.

کله چې د بېلابېلو عنصرونو دوه اتومونه یو له بل سره اړیکه پیدا او مالیکول جوړ کړي (د بېلگې په ډول: په HCl)؛ کې د دواړو هستو د جاذبې قوه یو شان نه ده. یوه هسته له مثبت چارج سره

الکترونونه ځانته کش کوي چې د الکتروني ورېځې کثافت ور باندې زیاتېږي. په پایله کې لږڅه منفي چارج (δ^-) تر لاسه کوي. همدارنگه، بل اتوم چې د هغه الکترونونه کش شويدي، لږڅه مثبت چارج (δ^+) اخلي؛ د بېلگې په ډول، د HCl په مالیکول کې هایدروجن لږڅه مثبت او کلورین لږڅه منفي لري چې د $H^{\delta+}Cl^{\delta-}$ په شکل لیکل کېږي.

هغه اړیکه چې د هغې په دواړو څنډو کې لږڅه مثبت او منفي چارجونه شته، د قطبي اړیکې (*Polar Bond*) په نوم یادېږي او مالیکولونه د قطبي اړیکو لرونکو دوه قطبي مالیکولونو (*Dipole*) په نوم یادېږي. مخکې وویل شو چې لږڅه چارج په (δ) او فاصله په L سره نښي؛ د بېلگې په ډول: $H^{\delta+}Cl^{\delta-}$



(4 - 16) شکل: د الکتروني ورېځې کشش او د هایدروجن کلوراید په مالیکول کې قطبيت

د هایدروجن اتوم چارج لږڅه مثبت (*ParticleCharges*) $+0.17$ دی او د کلورین اتوم لږڅه منفي چارج -0.17 لري.

په عمومي ډول قطبي ډای پول مومنټ په μ ښودل کېږي. نو دوه قطبي ډای پول مومنټ عبارت له لږڅه چارجونو او د لږڅه چارجونو د فاصلې د ضرب حاصل ته وايي:

$$\mu = \delta \cdot L \quad \text{یا} \quad \mu = q \cdot l$$

په رښتیا چې د یو مالیکول ډای پول مومنټ د هغه په مالیکول کې د چارجونو د کچې نه مساوي والی دی. دوه مخالف چارجونه چې د چارج $\delta = e = 4.81 \cdot 10^{-10} \text{ esu} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ لري او د 1 \AA په واټن یو له بل څخه پروت دی، لاندې ډای پول مومنټ لري:

$$\mu = q \cdot l = 4,81 \cdot 10^{-10} \text{ esu} \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 4,8 \cdot 10^{-18} \text{ esu} \cdot \text{cm}$$

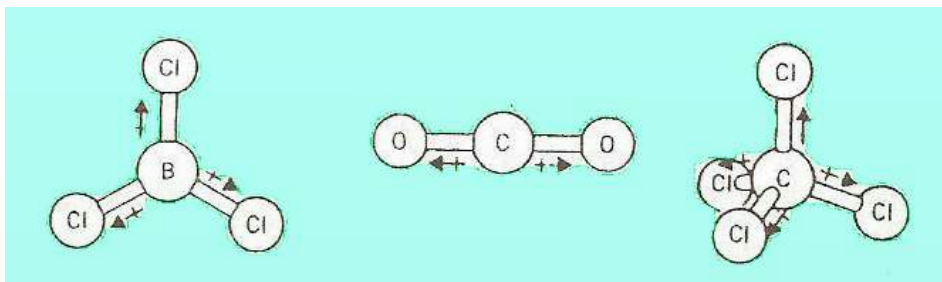
$$\mu = q \cdot l = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 10^{-10} \text{ m}(\text{\AA}) = 1,6 \cdot 10^{-29} \text{ C m}$$

$4,8 \cdot 10^{-18} \text{ esu} \cdot \text{cm}$ یو ډای (*D*) (*Debye*) تعریف کړي دي؛ د بېلگې په ډول: د HCl په

مالیکول کې د اړیکې اوږدوالی (1.27 \AA) دی، د هغه ډای پول مومنټ $1.03D$ دی.

د HCl ماليکول يوه اړيکه لري او دا اړيکه قطبي ده؛ نوماليکول يې يوه قطبي اړيکه لري. هغه ماليکولونه چې سره يوشان دي او له يوې خطي اړيکې څخه زياتې اړيکې لري، دا اړيکې د يو او بل قطبي عمل خنثی کوي. له دې سره چې اړيکې يې قطبي دي؛ خو ماليکول په کلي بڼه غیر قطبي دی چې بېلگې يې کولی شو CO_2 , BCl_3 , CCl_4 ورته ماليکولونه وړاندې کړو.

لاندي شکلونه پورتنی ماليکولونه بڼي چې دهغوی د خطي اړيکو ډای پول مومنټ خنثا شويدي او د ماليکول عمومي ډای پول مومنټ صفر دی. دا ډای پول مومنټونه په \rightarrow بنودل شويدي چې د تیر لوری د ډای پول له منفي سر سره مخامخ شوی دی.

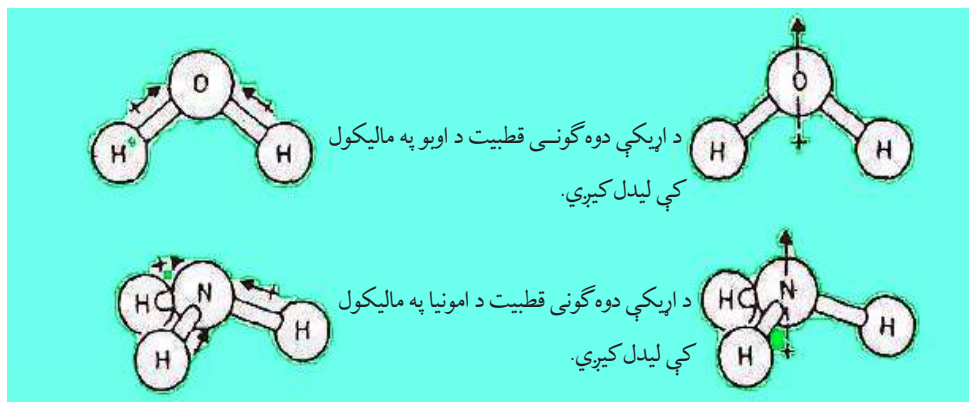


(4 - 17) شکل: د ایستل شوو اړیکو ډای پول مومنټ او ماليکولونه په غیر قطبي ډول

ضروري معلومات



د ماليکول فضايي شکل د هغوی په قطبي والي ډېره اغېز لري؛ د بېلگې په ډول: د MX_n ماليکول په نظر کې نیسو چې په هغه کې M مرکزي اټوم او X اټوم او یا د اټومونو گروپ دی چې له هغه سره اړيکه لري. که چېرې د X اټومونه ټول یو شان وي (د بېلگې په ډول CO_2 , BCl_3 , CCl_4 ماليکول) او د M مرکزي اټوم ازادې الکتروني جوړې لرونکې نه وي، لاسته راغلی ماليکول غیر قطبي دی. که مرکزي اټوم ازادې الکتروني جوړې ولري، په معمولي ډول د اړیکو ډای پولونه ایستل شوي نه وي او ماليکول قطبي وي، له دې سره چې پورتنی مطلب عمومي نه دی، دا پدیده د اوبو او امونیا په ماليکولونو کې چې هغوی دواړه قطبي دي، په (4 - 18) شکل کې لیدل کېږي.



(4 - 18) شکل: د نه ایستل شوو اړیکو ډای پول او مالیکولونه په قطبي ډول

د بېلگې په ډول: د HF په مالیکول کې د الکتروني وریخې کثافت د اړیکو په ساحه کې د فلورین اتوم ته ډېر نژدې او د هایډروجن له اتوم څخه لرې دی؛ ځکه د فلورین د اتوم الکترونیگاتیویتی د هایډروجن د اتوم په نسبت زیاته ده. په دې مالیکول کې د منفي چارج د ثقل مرکز (چې له الکترونونو سره اړیکه لري) د مثبت چارج د ثقل له مرکز (چې په هستې پورې تړلی دی) سره سمون نه لري.

فعالیت:

- 1 - په پورتنیو فورمولونو کې د کاربن او کلورین اړیکه او د کاربن او اکسیجن تر منځ اړیکې کوم ډول اړیکې دي.
- 2 - مالیکولونه یې قطبي دي که نه؟ او د اړیکو تر منځ زاویه یې څومره ده؟ د هغوی فضايي جوړښت رسم کړئ او له خپلو ټولگيو الو سره ورباندې بحث وکړئ.



د څلورم څپرکي لنډيز

* په ماليکولونو کې مرکزي اتومونه هغه اتومونو دي چې د مرکبونو په ماليکولونو کې د اکسيديشن لور نمبر يا ولانس لري.

* د اړيکو جوړېدل د ولانسي قشر په جوړښت پورې اړه لري؛ يعنې د عنصرونو د اتومونو باندينيو قشرونو کې ولانسي الکترونونه ځای لري.

* کله چې اتومونه يو بل ته نژدې کېږي، د هغوی اتوم اوربیتالونه يې يو بل ته ورننوځي چې ماليکول اوربیتالونه جوړوي. که د اړيکو الکتروني جوړې په هغو ماليکولي اوربیتالونو کې ځای ونيسي چې ټيټه انرژي ولري، نو د کوولانټ اړيکه جوړوي.

* خطي ماليکولونه: په ماليکولونو کې د اتومونو خطي تنظيم د الکتروني دوو جوړو اعظمی جلاوالی تأمينوي.

* مسطح ماليکولونه: که د مرکبونو د ماليکولو په مرکزي اتوم کې درې جوړې الکترونونه وي؛ اړيکې په يوه سطحه کې دي او د هغوی تر منځ زاويه 120° درجې ده چې د مثلث په رأسونو کې درې اتومه د مرکزي اتوم په چاپيريال کې شته دي.

* په څلور وجهي ماليکولونو کې د الکترونونو څلور جوړې څلور سطحي رأسونو ته لوری موندلی دی.

* د اوبو ماليکول ډای پول مومنټ لري. که د اوبو ماليکول خطي بڼه لرلي، نو $O-H$ د اړيکو ډای پول مومنټ به يو بل خنثی کړی وای. د اوبو د ماليکول ډای پول مومنټ به صفر او ماليکول به قطبي نه وای. د ډای پول مومنټ پدیده د اتوم د هغو اوربیتالونو په واسطه ټاکل کېږي چې د اړيکو په جوړېدو کې برخه لري.

* څېړنو ښودلې ده چې د امونیا په ماليکول کې د اړيکو ترمنځ زاويه 107° درجې ده او نایټروجن د SP^3 هايبريد حالت لري چې د SP^3 د څلورو اوربیتالو له ډلې څخه يو اوربیتال د ازادو الکترونونو د جوړې په واسطه نیول شوی دی؛ خو د هغه درې نور اوربیتالونه يې د اړيکو د الکترونونو د جوړو په واسطه نیول شوی دی.

* هغه اړيکه چې په دواړو خواوو کې يې څه نا څه مثبت او منفي چارجونه شته، د قطبي اړيکې

(Polar Bond) په نوم يادېږي او هغه ماليکولونه چې قطبي اړيکې لري، د دوه قطبي، ماليکولونو (Dipole) په نوم يادېږي.

* د دوه قطبي ډای پول مومنټ قسمي چارج او یو له بل څخه د هغوی واټن د دوی د ضرب حاصل

$$\mu = q \cdot l$$

د څلورم څپرکي پوښتنې

څلور ځوابه پوښتنې

- 1 - د مرکبونو په ماليکولونو کې مرکزي اټومونه هغه اټومونه دي چې لري.

الف- د اکسیدیشن منفي نمبر	ب- د اکسیدیشن لوی مثبت نمبر
ج- د اکسیدیشن لوی منفي نمبر	د- هېڅ یو
- 2 - د اړیکو جوړښت د اټوم په کوم جوړښت پورې اړه لري؟

الف- هسته	ب- باندینه الکتروني قشر	ج- ټول قشرونه	د- ټول ځوابونه سم دي.
-----------	-------------------------	---------------	-----------------------
- 3 - که د اړیکو الکتروني جوړې د اوربیتالونو د ماليکولونو د ټیټې انرژي په لرلو سره ځای ونيسي، نو جوړوي.

الف- عنصر	ب- کولانت	ج- ایوني اړیکه	د- د کوارډینیشن اړیکه.
-----------	-----------	----------------	------------------------
- 4 - په څلور وجهي ماليکولونو کې څلور سطحې راسونو ته لوری ورکول شوی دی.

الف- څلور الکتروني جوړې	ب- دوې الکتروني جوړې
ج- درې الکتروني جوړې	د- یوه الکتروني جوړه
- 5 - کله چې اټومونه یو له بل سره نژدې کېږي، اټومي اوربیتالونه یې یو په بل کې ننوزي او تشکیلوي.

الف- ایوني مرکبونه	ب- غیر عضوي مرکبونه
ج- اټومي اوربیتال	د- ماليکولي اوربیتال

6 - لاندې کوم یو شکل قطبي اړیکې رابښيي؟

الف - $C^{\delta+} - Cl^{\delta-}$ ب - $C^{\delta+} - O^{\delta-}$

ج - الف او ب دواړه د - هېڅ یو

7 - یو دباي (Debye) (D) دی.

الف - $4,8 \cdot 10^{-18} \text{ esu} \cdot \text{cm}$ ب - $10^{-28} \text{ esu} \cdot \text{cm}$

ج - $10^{-20} \text{ esu} \cdot \text{cm}$ د - هېڅ یو

8 - د پای پول مومنټ پدیده د په واسطه ټاکل کېږي چې د اړیکې په جوړېدو

کې برخه لري.

الف - د دافعه قوې ب - د جاذبه قواوو

ج - اتومي اوربیتال د - مالیکولي جوړښت

9 - هغه اړیکه چې په دواړو خواوو کې قسمي مثبت او منفي چارجونه لري، د په

نوم یادېږي.

الف - قطبي اړیکه ب - *Polar Bond*

ج - الف او ب دواړه د - هېڅ یو

10 - د PCl_5 د مرکب مالیکول د اړیکو د پنځو الکتروني جوړو په لرلو د جوړښت

لري.

الف - مسطح ب - خطي ج - تتراهیدرال د - تراي گونال پیرامید

11 - د امونیا په مالیکول کې د اړیکو تر منځ زاویه له درجې ده او د نایتروجن

اتوم هایبرید حالت لري.

الف - 120 او SP^2 ب - 107 او SP^3

ج - 180 او SP د - 90 او P

تشریحی پوښتنې

- 1 - د هغه اتومونو مالیکولي فورمول وليکئ چې لاندې هندسي جوړښت يې تشکېل کړی دی.
الف - خطي
ب - مثلي مسطح
ج - خلور و جهي
د - اته مخيز
- 2 - د لاندې مطلبونو له پاره کوم لامل شته؟
الف - دوه بېلابېل مرکبونه له يو شان مالیکولي فورمول سره.
ب - د اتومونو فضايي موقعيت په BF_3 او NH_3 کې دی.
ج - د NH_3 زاويه د اوبو له مالیکول څخه ولې لويه ده؟
- 3 - د اړیکو طبيعت او د هغوی فضايي موقعيت په لاندې مرکبونو کې وليکئ.
الف - CO_2 ب - HCN ج - NO_3^-
- 4 - د لاندې مرکبونو هندسي مالیکولي جوړښت وښايئ.
الف - CO_3^{2-} ب - PCl_6 ج - NO_2
- 5 - د مالیکولونو ډولونه څرگند کړئ.



د ماليکولونو ترمنځ قواوې

د کېمياوي مرکبونو د ماليکولونو په هکله مو په تېرو لوستونو کې معلومات تر لاسه کړيدي. پوهيږئ چې د مرکبونو د ماليکولونو ترمنځ کومې قواوې شته چې هغوی يې يوله بل سره يوځای کړي دي؟ د واندر والس قوه څه شی ده؟ هايډروجنی اړيکه څه ډول اړيکه ده؟ د قطبي ماليکولونو ترمنځ څه ډول اړيکې شته دي؟ که مرکبونه مایع حالت لري، د هغوی د ماليکولونو ترمنځ کوم ډول قوه شته ده؟ او دا قوه د هغوی په فزيکي خواصو باندې څه اغېز لري؟

د دې څپرکی معلومات، پورتنیو پوښتنو ته د منلو وړ ځوابونه ورکوي او هم د ماليکولونو اړيکې او ځانگړتياوې د ساختماني او فزيکي خواصو له کبله روښانه کوي.

۵-۱: د کیمیاوي اړیکو ترمنځ او د مالیکولونو ترمنځ د قوي توپيرونه

اتومونه د ایوني اړیکو او یا کوولانسي اړیکو پر بنسټ سره تړل کېږي او د کیمیاوي مرکبونو مالیکولونه تشکیلوي. د ایوني اړیکو لرونکي زیاتره مرکبونه په اوبو کې حلېږي او د هغوی محلولونه ازاد الکترونونه لري چې الکترولیز کېږي. د کوولانسي مرکبونو مالیکولونه ډېر زیات په اوبو کې نه حل کېږي او که چېرې حل هم شي د مالیکولونو په بڼه له لویې کتلې څخه جلا کېږي، چې په محلول کې د هغوی مالیکولونه لیدل کېږي. ډېر زیات د کوولانټ مرکبونه په عضوي محلولونو؛ لکه: پروپانول او کاربن تتراکلوراید کې حلېږي.

د کیمیاوي اړیکو په څپرکي کې مو ولوستل چې اتومونه د کیمیاوي مرکبونو د مالیکولونو په جوړښت کې ایوني، کوولانسي او یا د کواردینیشن اړیکې جوړې کړي دي چې پر دې بنسټ د مرکبونو مالیکولونه د خواصو له کبله سره توپیر لري؛ ځکه د اتومونو اړیکو په بېلابېلو مرکبونو کې له بېلابېلو جوړښتونو او خواصو سره مالیکولونه او له بېلابېلو شکلونو سره جسمونه جوړېږي دي. په دې ډول جسمونو کې مالیکونه د یوې قوي په واسطه سره یو ځای او هغه جسمونه چې بېلابېلو حالتونو لري، جوړوي. د کیمیاوي اړیکو ترمنځ عمده توپيرونه او د مالیکولونو ترمنځ قوه په لاندې ډول څرگندولی شو: کیمیاوي اړیکې د ولانسي الکترونونو په بنسټ جوړېږي او دا اړیکې د اتومونو ترمنځ کیدای شي، ایوني وي. مالیکولونه په ایوني او قطبي شکل شته دي او د جذب د قواوو په بنسټ له مالیکولونو لوی کرسټالي جسمونه جوړېږي. که چېرې د مالیکولونو د اتومونو په منځ کې اړیکه کوولانسي وي، دا ډول مالیکولونه د ډای پول ډای پول مومنت، واندرالس قوي او هایډروجنی اړیکو په واسطه سره یو ځای او مکرو مالیکولي (لوی مالیکولي) جسمونه او یا میکرو مالیکولي (کوچنی مالیکولي) جسمونه جوړوي.

لاندې ټن ته پام وکړئ



په کیمیاوي اړیکو کې د اتومونو ولانسي الکترونونه برخه اخلي؛ مالیکولونه ایونونه او یا راډیکالونه جوړوي. خو مالیکولونه د بېلابېلو قواوو پر بنسټ یو ځای شوي او لوي جسمونه یې جوړ کړي دي، دا قواوې لاندې مطالعه کېږي.

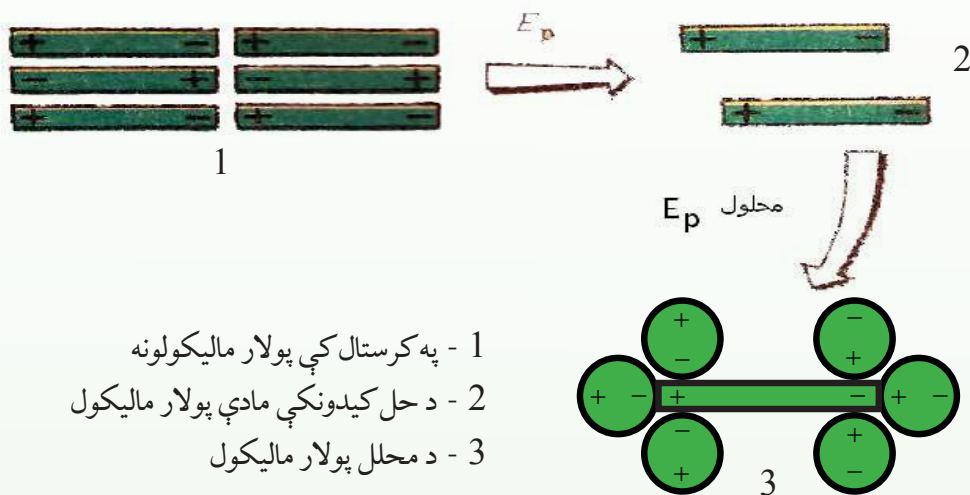
۵-۲: د مالیکولونو ترمنځ د جذب د قواوو ډولونه

په څلورم څپرکي کې د کوولانټ اړیکو لرونکو مالیکولونو د جذب قوي په اړه بحث وشو. د مالیکولونو ترمنځ د جذب د قواوو بېلابېل ډولونه شته دی چې دا قواوې لاندې مطالعه کوو. د

اتومونو او مالیکولونو ترمنځ د متقابل عمل بېلابېل شکلونه لیدل کېږي چې د هغوی د اړیکو د تړاو لامل کېږي چې هغه د ډای پول- ډای پول متقابل عمل، د واندروالس قوه او هایډروجنی اړیکې دي.

۵-۲-۱: د ډای پول - ډای پول متقابل عمل

په جامدو جسمونو کې د قطبي مالیکولونو د منظمو جوړښتونو د رامنځ ته کېدو په موخه متقابل عمل تر سره کېږي او د مالیکولونو ترمنځ د ډای پول ډای پول متقابل عمل هغه وخت لیدل کېږي چې مالیکولونه یو له بل سره نژدې شي. دا مالیکولونه مثبت او منفي قسمي چارجونه اخلي چې یو بل جذب او جامد جسمونه جوړوي. قطبي کرسټلونه په قطبي محلولونو کې ښه حلېږي. په کرسټالي شبکه کې د اړیکو د جلا کولو لپاره د اړتیا وړ انرژي د هغې کچې انرژي په واسطه برابرېږي، چې دا انرژي د حل کیدونکې مادې د قطبي مالیکولونو او د قطبي حل کوونکي د مالیکولونو ترمنځ د متقابل عمل په پایله کې ازادېږي.



- 1 - په کرسټال کې پولار مالیکولونه
- 2 - د حل کیدونکې مادې پولار مالیکول
- 3 - د محلول پولار مالیکول

(1 - 5) شکل د حلیدلو بهیر

د کرسټالي شبکې د ماتیدو لپاره ضروري انرژي

$E_{\text{Solvation}} = E_{\text{Solution}}$

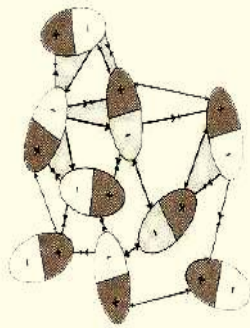
دا ډول متقابل عمل د *Solvation* په نوم یادېږي. که چېرې حل کوونکی اوبه وي، نو د *Hydration* په نوم یادېږي.

فعالیت



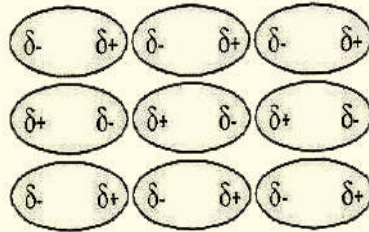
لاندي شڪلونو ته خير شئ او د هغوی اړوند پوښتنو ته ځواب ورکړئ:

- 1 - کوم مواد دا شکلونه لري؟ د دې ډول موادو سیت د بنوونکو په مرسته برابر کړئ.
- 2 - د دافعي او جاذبي قواوې په نوموړو شکلونو کې وگورئ او د هغوی لامل روښانه کړئ.



دافعه ←

← جاذبه



۵-۲-۲: د واندر والس او لندن قواوې

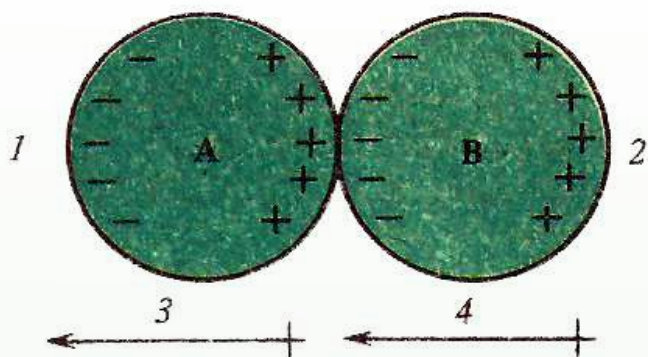
د ماليکولونو نژدې کیدلو لپاره د موادو د مایع یا جامد حالتونو د رامنځ ته کولو لپاره د هغوی ترمنځ د جذب قواوې عمل کوي. د گازونو د خواصو مطالعې په (1873) کال کې واندر والس دې پایلې ته ورساوه چې غیر ایوني او غیر کولانسي خواصو ته په پام د ماليکولونو ترمنځ د جذب او دافعي قوه شته چې له دې قواوو څخه بېلا بېل مفهومونه تر لاسه کولی شو. خو په عمومي ډول دا قواوې د واندر والس د قوې بنسټ جوړوي .

د غیر قطبي ماليکولونو ترمنځ د جاذبي قوه شته ده. د لندن له تیوري سره سم دا قواوې د ماليکولونو پر شیبه یز (لحظوي) پولاریزیشن پورې اړه لري چې د جذب قواوې د ثابت متقابل عمل لامل کېږي. د واندر والس قواوو شکلونو د قطبي ماليکولونو ترمنځ د ډای پول - ډای پول متقابل عمل دی. د غیر قطبي ماليکولونو ترمنځ د جذب قواوې هم شته. حتی د نیجیو گازونو د اتومونو ترمنځ هم ډېره ضعیفه د جذب قوه لیدل کېږي چې په ټاکلي ډول هغوی کولای شي مایع حالت ځانته غوره کولی شي.

د غیر قطبي ماليکولونو ترمنځ د واندر والس ځانگړې قوه عمل کوي چې هغه د Dispersion قوه او یا د لندن (London) قوه ده. د دې قواوو د منځته راتگ په (1930) م کال کې د فزیک پوه لندن د تیوري په واسطه په لاندي ډول روښانه شوې ده:

د یو او بل تر څنګ د دوو غیر قطبي ماليکولونو ځای پر ځای کېدل گورو: څرنگه چې دا ماليکولونه

غير قطبي دي، د الکتروني وریځي کثافت د دوی ترمنځ په متناظر ډول دی؛ خو په ټاکلي لحظوي مومنت کې د الکترونو وېش په مالیکولونو کې بڼایي غیر متناظر وي؛ د بېلگې په ډول: په یوه شیبه کې دا ډول مالیکولونه ډای پول مومنت ښکاره کوي. څرنګه چې په (5 - 2) شکل کې لیدل کیږي دا ډول لحظوي ډای پول مومنت د دوو مالیکولونو ترمنځ هغه وخت رامنځته کېږي چې د یو مالیکول (A) د الکتروني وریځي کثافت د نږدې مالیکول (B) په واسطه جذب شي؛ دغه وخت دا دواړه مالیکولونه ډای پولي مومنت تر لاسه کوي چې مالیکولونه یو بل جذبوي. څرنګه چې دا الکترونونه ډېر چټک حرکت کوي. دا جذب په یوه شیبه کې تر سره کیږي.



(5 - 2) شکل: د شیبه یي ډایپولونو ترمنځ جذب

- 1 - د ټاکلي مومنت الکتروني وریځ کین لوري ته ځای په ځای شوې.
- 2 - د الکتروني وریځ جذب رابڼي چې کین خواته حرکت کوي.
- 3 - د لحظوي ډای پول لوري.
- 4 - د قیاس شوي ډای پول لوری.

همدارنګه، د A مالیکول وروستی ډای پول مومنت کېدی شي مخالف لوري ته ولېږل شي او نوي قیاس شوي ډای پول مومنتونه د B په مالیکول کې داسې ځای په ځای کیږي چې مالیکولونه سره جذب شي او خپله ډای پول مومنت په یوه شیبه کې ولیدل شي؛ خو د هغوی مجموعي تاثیر متقابل عمل لري چې هغه دایمي عمل کوونکي د جذب قواوې دي.

فعالیت



لاندې شکلونه وگورئ او پوښتنو ته گروپي ځواب ورکړئ.

- 1 - که د لندن قوه د ډای پول مومنټ په واسطه رامنځ ته شي، نو هغه عامل چې د ډای پول مومنټ رامنځته کېدو لامل کېږي، کوم دی؟
- 2 - دا ډای پول د مادې د کومو خواصو له رامنځ ته کېدو سره درک کېدلی شي؟
- 3 - له الف او ب شکل سره سم د مالیکولونو او د A او B د اټومونو ترمنځ کوم مناسبات لیدل کېږي؟ په گروپي شکل معلومات ورکړئ.



(3 - 5) شکل: د دوو مالیکولونو او دوو اټومونو ترمنځ د لحظوي دوو قطبونو د رامنځته کېدو څرنگوالي

د لندن د قواوو په قوت باندې اغیزناکه عوامل

څرنگه چې د لندن قوه د ډای پول مومنټ د رامنځته کېدو په پایله کې رامنځ ته کېږي او هر هغه عامل چې په مالیکولونو کې د الکتروني وریځې گډوډي او دا ډای پول زیاتوي، عامل یې دا دی:

الف- د مالیکولونو حجم

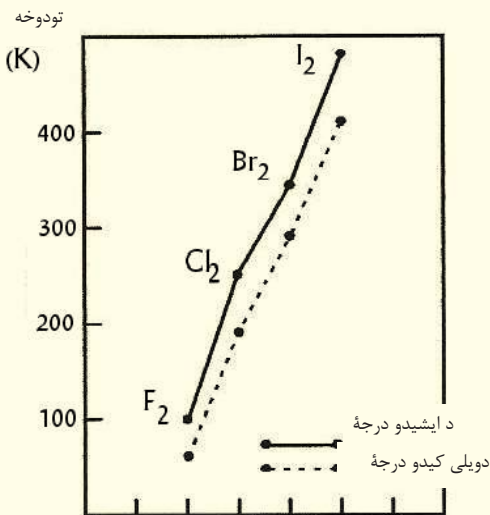
په مالیکولونو کې د الکترونونو د شمېر په زیاتوالي او د هر اتوم په چاپېریال کې د الکتروني قشرونو د شمېر زیاتوالي او یا په یوه مالیکول کې د اتومونو زیاتوالي د مالیکولو د حجم او الکتروني وریځې زیاتوالي لامل کېږي. هر څومره چې د الکتروني وریځې کچه زیاته اوله هستې څخه لرې وي، د الکترونونو گډوډي زیاته او د لندن قوه هم رامنځ ته کېږي. د لندن د قوې د قوت په زیاتوالي د مالیکولونو د حجم په زیاتوالي کېدې شي چې د مالیکولونو د ویلې کېدو او ایشیدو د ټکو د پرتله کولو پر بنسټ لاندې فعالیت له گراف سره سم وموندل شي:

فعالیت



لاندې گراف ته څیر شی او پوښتنو ته ځواب ورکړئ.

- 1 - د کومو هلوچنو د مالیکولونو د ایشیدو ټکی لوړ دی؟ لامل یې روښانه کړئ.
- 2 - د هلوچن د کوم عنصر د مالیکولونو د ویلې کېدو ټکی لوړ دی؟ لامل یې څرگند کړئ.



شکل: (4 - 5) د هلوچنونو د ایشیدو ټکی د گراف پرتله

ب- د مالیکول کتله

د عادي هایډروجن (1H)، د ټریټیم (3H) او ټریټیم (3T) مالیکولونه، درې واړه غیر قطبي دي. د هایډروجن په دې درې واړو ایزوټوپونو کې د مالیکول حجم او په مالیکولونو کې د اړیکو اوږدوالي یوشان دي؛ خو د درې واړو کتلې یوه له بلې څخه توپیر لري. نو له دې امله د هغوی د ایشیدو او

ویلې کیدو ټکي توپیر لري. له دې څخه پایله اخیستل کیږي چې د مالیکولونو کتله هم د لندن د قواوو په قوت کې اغېز لري (لاندې جدول وگورئ)

(5 - 1) جدول: د هایدروجن د ایزوټوپونو ځینې ځانگړتیاوې

د ایشیدو ټکي (K)	د ویلې کیدو ټکي (K)	مالیکولی کتله (g)	د اړیکې اوږدوالی (pm)	مالیکولی فورمول	فورمول
20.39	13.957	2.00	74.14	H_2	(^1_1H)
23.67	18.73	4.03	74.14	D_2	(^2_1D)
25.04	20.62	6.03	74.14	T_2	(^3_1T)

ج- د مالیکول شکل او د تماس سطح

د ډبرو تماس لرونکو سطحو مالیکولونه یو له بل سره نژدې او د لندن قوه ډېره زیاته ده. مسطح او خطي مالیکولونه د هر مې او کبرو مالیکولونو په پرتله او زنجیري مالیکولونه د منشعبو او بناخ لرونکو مالیکولونو په پرتله د تماس ډېرې سطحې لري؛ له دې امله د لندن قوه زیاته ده. لاندې جدول وگورئ:

(5 - 2) جدول: د مالیکولونو د شکلونو اغېز د لندن پر قوي باندې

د ایشیدو ټکي ($^{\circ}C$)	د ویلې کیدو ټکي ($^{\circ}C$)	جوړښتیز فورمول	مالیکول فورمول
0	-138	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	C_4H_{10}
-12	-159	$\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ CH_3 - CH - CH_3 \end{array}$	C_4H_{10}

فعالیت



په لاندې جدول کې د ځینو سپکو او درنو اوبو فزیکي خواص درکړل شوي دي. د نوموړو اوبو د خواصو توپیر پیدا، لامل یې روښانه او په خپلو کتابچو کې یادداشت کړئ.

جدول: د اوبو د ډولونو خواص (3 - 5)

د ایشیدو درجه ($^{\circ}C$)	د ویلې کیدو درجه ($^{\circ}C$)	د مالیکول کتله	μ له (D) څخه پورته	مالیکول فورمول
100	0	18.0151	1.84	H_2O
101.42	3.81	20.0276	1.84	D_2O

اضافي معلومات



د لندن قوه نه یوازې په غیر قطبي مالیکولونو کې، بلکې په قطبي مالیکولونو کې هم شته او دا قوه خو ځله د ډای پول- ډای پول له اغېزې څخه لږ ده.

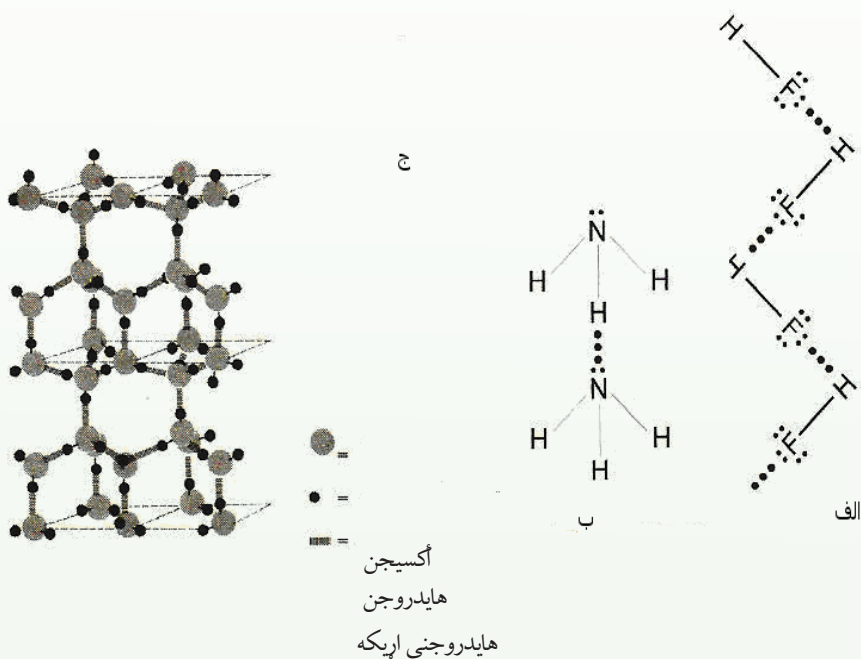
۵-۲-۳: هایډروجنی اړیکه (Hydrogen Bond)

هایډروجنی اړیکه یو ډول ځانگړې کیمیاوي اړیکه ده چې د هایډروجن او الکترونیکاتیو عنصرونو (N, O, F) ترمنځ په هغه وخت جوړیږي چې د هایډروجن اتوم له همدې الکترونیکاتیو عنصرونو سره اړیکه ولري. دا اړیکه د مالیکولونو ترمنځ هم تشکیلیږي. یا دا چې د هایډروجن د اتومونو او الکترونیکاتیو عنصرونو د اتومونو ترمنځ په عین مالیکولونو کې داخلي مالیکولي اړیکه جوړیږي. هایډروجن لرونکي مرکبونه چې د هغوی په مالیکولي ترکیب کې یې غیر فلزي الکترونیکاتیو عنصرونه شتون ولري (F, N, O)، تېر ایستونکي خواص لري او د ایشیدو ټکی یې لوړ دی.

(۴-۵) جدول: د اکسیجن، نایټروجن او فلورین د عنصرونو لرونکو د سلسلو د مرکبونو د ایشیدو ټکی

د ایشیدو درجه	مرکبونه	د ایشیدو درجه	مرکبونه
$19^{\circ}C$	HF	$100^{\circ}C$	H_2O
$-84^{\circ}C$	HCl	$-60^{\circ}C$	H_2S
$-57^{\circ}C$	HBr	$-41^{\circ}C$	H_2Se
$-53^{\circ}C$	HI	$-2^{\circ}C$	H_2Te

د پورتنیو سلسلو په مرکبونو کې لیدل کیږي، د اوبو د ایشېدو درجه $100^{\circ}C$ ده او اکسیجن دگروپ د نورو عنصرونو د مرکبونو د ایشېدو درجه ټیټه ده. د مرکبونو په بله سلسله کې د HF د ایشېدو درجه لوړه او د F_2 گروپ د نورو عنصرونو د مرکبونو ایشېدو ټکي ښکته دی. لامل یې دا دی چې د اوبو په مالیکولونو کې اکسیجن او هایدروجن ترمنځ متقابل عمل کوي. همدارنگه، د HF په یو مالیکول کې د هایدروجن اتوم د بل مالیکول د فلورین سره اتوم سره متقابل عمل کوي. د مالیکولونو ترمنځ د دې متقابل عمل له امله، د دې مرکبونو د ایشېدو درجه لوړه شوې ده او مفريت یې ټیټ دی. د اتومونو د ډېرې الکترونیګاتیوتی په پایله کې د $H-N, H-O, H-F$ اړیکې ډېرې قطبي دي؛ نو د هایدروجن اتومونه لږڅه مثبت چارج او د فلورین، اکسیجن او نایتروجن اتومونه لږڅه منفي چارج اخلي چې د کولمب قوه د مخالفو چارجونو ترمنځ داسې عمل کوي، داسې چې د یو مالیکول د هایدروجن اتوم لږڅه مثبت چارج لري، د بل مالیکول د الکترونیګاتیف اتوم په واسطه کش کیږي، نوې اړیکه جوړیږي او مالیکولونه یو له بل سره اړیکه پیدا کوي.



(5-5) شکل: هایدروجنی اړیکه الف - HF ، ب - امونیا، ج - یخ

۵-۲-۳-۱ د هایدروجنی اړیکې ماهیت

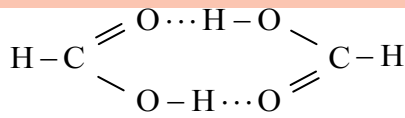
که څه هم د هایدروجنی اړیکې د ماهیت په اړه یو نظر نشته؛ خو په دې ځای کې د هغوی ځینې ځانګړتیاوې څېړو چې بېلابېلی ځانګړتیاوې د دې قواو په هکله وپېژني. په لاندې جدول کې د

بېلابېلو مرکبونو څو ماليکولونه او خواص يې، چې هايډروجنې اړيکې لري، د هغوی ترمنځ د قواوو په ځانگړتيا سره په پرتليزه توگه وړاندې شوي دي:
(5-5) جدول: د ځينو ماليکولونو فزيکي خواص

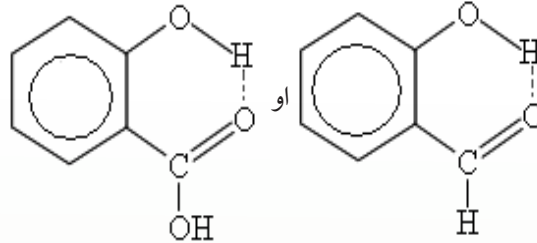
د اړيکې ډاي پول مومنټ μ	د ماليکول ډاي پول مومنټ μ	دهايدروجنې اړيکې انرژي	په ماليکول د اټومونو د اړيکو اوږدوالي Pm	دهايدروجنې اړيکو اوږدوالي Pm	د ماليکول ترمنځ اړيکه	ماليکول
1.9D	1.8D	-19 kg/mol	120	120	$F - H \dots F$	HF
1.5D	1.82D	-22 kg/mol	100	170	$O - H \dots O$	H_2O
1.4D	1.47D	-17 kg/mol	90	220	$N - H \dots N$	NH_3

د اړيکو د ډای پول مومنټ د قواو پرتله راښيي چې د اړيکو د قطبيت زياتوالی او په هر اټوم باندې د لږڅه چارجونو زياتوالی د هايډروجنې اړيکو وړتيا زياتوي. پردې بنسټ، کيدی شي چې هايډروجنې اړيکه د ډای پول- ډای پول سره ورته د الکتروستاتيکي اهميت لرونکې ومنل شي.
د هايډروجنې اړيکې ځانگړتيا له دې امله ده چې د درېوو اټومونو ($X - H \dots Y$) په يوه نېغ خط کې ځای نيول د اړيکو قوت زيات وي او هايډروجنې اړيکه لوری مومي. د دې اړيکې لوری د هغې له کولانسي اړيکې سره تړاو لري؛ خو ايوني اړيکه دا ځانگړتيا نه لري؛ ځکه د ايونونو ترمنځ قوه په ټولو لورو کې يوشان ده؛ خو بيا هم هايډروجنې اړيکه نه شو کولی چې کولانسي يا ايوني وگڼو؛ ځکه لومړی دا چې د هايډروجن اټوم د S اوربيټال لري چې په لومړي ولانسي قشر کې يو الکترون لري او له يوې کولانسي اړيکې څخه زياتی اړيکې نه شي جوړولی او له بلې خوا د کولانسي او ايوني اړيکې انرژي له 100 kJ/mol څخه زياته ده. په پايله کې، هايډروجنې اړيکه له دې سره سره چې د ډای پول- ډای پول قواوو او کېمياوي اړيکو سره ورته والی لري؛ خو له هېڅ يوې سره يوشان نه ده.

د هايډروجنې اړيکې انرژي $21 - 29 \text{ kJ/mol}$ ده او له 10 څخه تر 20 څلو پورې د کولانټ اړيکو په پرتله کمزورې ده؛ خو څو ځلې د واندر والس د قوې په پرتله ډېره قوې ده. هايډروجنې اړيکه د براس په حالت کې د ډايميرونو $(HF)_2$ او $(H_2O)_2$ د جوړېدو لامل کېږي. همدارنگه، په فارميک اسيد کې هم ډای مير په لاندې ډول دی:



هايډروجنې اړيکه په (---) رابښي چې هايډروجنې اړيکه د عینې ماليکول په دننه کې جوړېږي؛ د بېلگې په ډول: د هايډروکسي بنزالديهايډ په ماليکول کې د OH - د گروپ او د کاربونيل د گروپ ترمنځ هايډروجنې اړيکه شته:



له دې امله، د اورتوهايډروکسي بنزالديهايډ د ايشېدو درجه د پارا هايډروکسي بنزالديهايډ په پرتله $1,6^\circ C$ زياته ده؛ ځکه د پارا هايډروکسي بنزالديهايډ د ماليکولونو ترمنځ هايډروجنې اړيکه نه شته.

لومړۍ فعاليت :



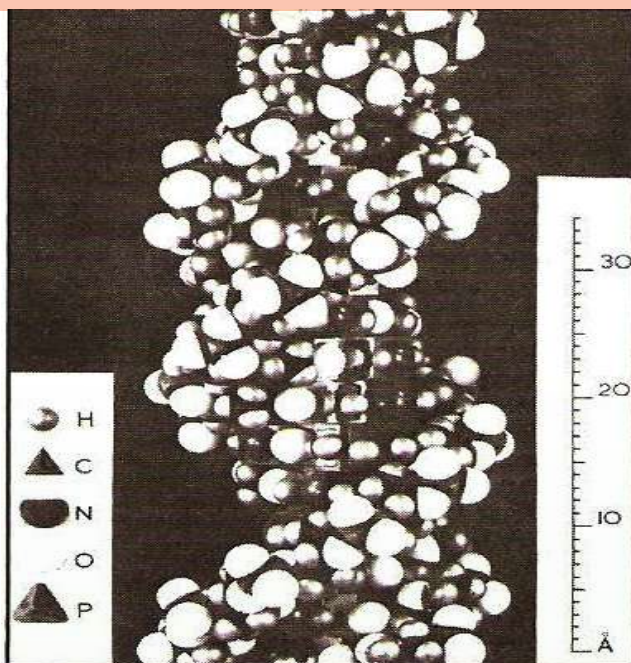
د (4 - 5) جدول ته په پام سره ووايئ چې د هايډروجنې اړيکې اوږدوالي زيات دی او که د کوولانسي اړيکې؟ د اړيکو د اوږدوالي ترمنځ ($X - H \cdots Y$) شکل سره د y او x د الکترونيگاتيويټي ترمنځ کومه اړيکه شته که نه؟

دويم فعاليت :



د هايډروجن 120pm ، فلورين 147pm ، اکسيجن 152pm او نايټروجن 155pm د اټومونو ترمنځ د وانډر والس شعاع ده. د اټومونو ترمنځ د وانډر والس شعاعو مجموعه د $H \cdots N$ ، $H \cdots O$ ، $H \cdots F$ په اړيکو کې محاسبه او د هايډروجنې اړيکې له واقعي اوږدوالي سره پرتله کړئ؛ توپرونه به يې څنگه روښانه کړي شی؟

هايډروجنې اړيکه يوازې په کېميا کې بنسټيز رول نه دی لوبولی؛ په بيولوژي کې هم دا شان رول لري؛ د بېلگې په ډول: هايډروجنې اړيکه د نوکليک اسيد د دوه گوني فنر د جوړېدو لامل شوي او د ارثي معلوماتو لېږدول په ژونديو اورگانيزمونو کې هم برابر وي.



شکل: د DNA مالیکول او هایدروجنی اړیکه (7 - 5)

۵-۳: د موادو په فزیکي خواصو باندې د قواو اغېزې

د موادو د ذرو ترمنځ قوه (د مالیکولونو، اټومونو او ایونونو ترمنځ قوه) د هغو پر فزیکي خواصو باندې ښکاره اغېز لري لاندې د دې قواوو اغېز د موادو پر ځینو فزیکي خواصو باندې څېړو.

۵-۳-۱: د موادو د ویلي کېدو او کنگل کېدو په ټکي باندې د مالیکولونو ترمنځ د جذب د قواو اغېز

د موادو د اېشېدو او ویلي کېدو عملیه د موادو بلورونو ته تودوخه او انرژي ورکول دي چې د موادو پوتنسیالي انرژي باندې چې هغوی یې یو له بل سره نښلولي دي؛ لاس بر شي.

د یادولو وړ ده چې د بلوري موادو ویلي کېدل او د براس عملیه د موادو په تجزیې باندې په اټومونو او یا ایونونو او د کیمیاوي ټولو قواوو د پوره له منځه وړلو لامل نه کېږي، د کیمیاوي قواوو او د موادو د فزیکي خواصو ترمنځ د اړیکو د پوهیدلو په اړه؛ د بېلگې په ډول: د ویلي کېدو او اېشېدو د ټکو لپاره لازمه ده چې د موادو د جوړونکو اجزاوو د نښلولو انرژي د موادو په درې ګونو حالتونو کې پرتله شي.

د یو جامد جسم د براس کېدلو لپاره باید یوازې د معادلې انرژي کچه، یعنې د دې دوو حالتونو داخلاف انرژي، دې جسم ته ورکړل شي.

بلوري مواد چې یوازې د لندن قواوو په واسطه سره ټینګ او راټول شوي دي، په ټیټه تودوخه

ویلې کپري او لاسته راغلې مایع په اسانۍ سره ایشپري، د هغوی بېلگه کې کنگل شوي نجیبه گازونه وړاندې کولی شو. د هیلیموم گاز په $269^\circ C$ - تودوخه او رادون گاز په $62^\circ C$ - تودوخه کې ایشپري. د عضوي او غیر عضوي مرکبونو زیات مالیکولونه چې د برېښنايي قطبیت مومنت یې کمزوری وي، نېغ په نېغ تصعید کوي؛ د بېلگې په ډول: میتان (CH_4) په $262^\circ C$ ، BF_3 په $101^\circ C$ - او SF_6 په $64^\circ C$ - کې الوزی.

دا چې د لندن قوه د مالیکولونو د قطبیت له زیاتوالي سره زیاتېږي، زیاتره مواد چې لوی مالیکولونه لري او د لندن د قواوو په واسطه یو ځای شويدي، په عادي تودوخه کې د مایع حالت لري چې بېلگه کې یې $Ni(CO)_4$ د ایشیدو ټکی $43^\circ C$ ، CCl_4 د ایشیدو ټکی $77^\circ C$ ، N_3H_6 د ایشیدو ټکی $53^\circ C$ سره وړاندې کېدلی شي.

په قطبي مایعاتو کې مالیکولونه د ډای پول- ډای پول او د هایډروجنی اړیکو د متقابل عمل په واسطه تړاو لري او راټول شوي دي چې دا ډول اړیکې د لندن او وانډروالس قواوو د اړیکو په پرتله ډېرې ټینګې دي؛ له دې کبله د دې ډول موادو د اېشېدو ټکی ډېر لوړ دی؛ د بېلگې په ډول: اوبه، مایع امونیا، سلفوریک اسید، کلوروفارم او نور د ډای پول - ډای پول او هایډروجنی اړیکو د لرلو له امله لوړه ده.

ډېرسپک مالیکولونه؛ لکه: H_2O , H_2S , H_2Se , PH_3 او HI د قوي قطبي مالیکولونو ډولونه نه دي (د دې غیرې فلزي عنصرنووالکترونیګاتیوتی له هایډروجن سره یوشان ده) له دې امله د دې ډول مرکبونو د اېشېدو ټکی ټیټ دی. د مالیکولي کتلې زیاتوالی، د هغوی د اېشېدو د درجې د زیاتوالي لامل کېږي. له V څخه تر $VIII$ گروپ پورې عنصرونه، چې مرکبونه یې جوړ کړي دي، د دې ډلې لومړني غړي (NH_3 , H_2O او HF) مرکبونه د مایع په حالت د خپلو مالیکولونو ترمنځ هایډروجنی اړیکې جوړې کړې دي؛ نو له دې امله د هغوی د اېشېدو ټکی لوړ دي؛ خو د دې سلسلې په نورو مرکبونو کې هایډروجنی اړیکه نه شته چې د ایشیدو ټکي یې ټیټ وي.

ایوني مرکبونه د الکتروستاتيکي ډېرې زیاتو قواوو په واسطه، چې د هغوی د مخالف چارج ایونونو ترمنځ شته، سره زیات متراکم شويدي؛ له دې امله نه شي کېدی چې د لږې انرژي په واسطه ایونونه یو له بل څخه لرې شي، نو د دې موادو د ویلې کېدو او اېشېدو درجې لوړې دي. کله چې دې موادو ته تودوخه ورکړل شي؛ د هغوی د کرسټلي شبکې اړیکې د پرې کیدلو په پایله کې ویلې او ایشپري. د بلوري موادو د تشکیل کونکو ایونونو د برېښنايي چارج زیاتوالي د کرسټلي شبکې د انرژي د زیاتوالي لامل کېږي چې په پایله کې د هغوی د ویلې کیدو او ایشیدو درجې زیاتېږي؛ د بېلگې په ډول: NaF د ایشیدو درجه $997^\circ C$ او د MgO له $2800^\circ C$ سره مساوي ده. هغه جسمونه چې په

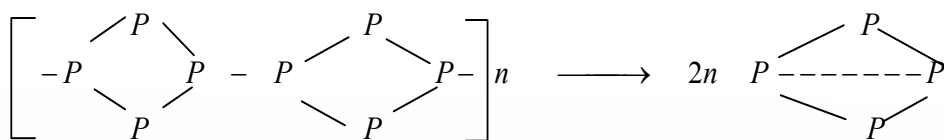
جامد حالت کې کولانسی اړیکې سره تړي؛ خو د گاز په حالت کې کولانسی کمزورې اړیکې لري. د هغوی د ویلې کېدو او اېشېدو درجې کېدی شي لورې وي؛ د بېلگې په ډول: کاربن د الماس او گرافیت په بڼه په $3700^{\circ}C$ کې الوزی. سلیکان ډای اکساید چې په $1710^{\circ}C$ کې ویلي کیږي، له $2200^{\circ}C$ څخه په لوړه تودوخه کې ایشېږي. په جامد حالت کې د کاربن د اتومونو څلورگوني اړیکې په الماس کې د σ اړیکو له ډولونو څخه دي، که چیرې د گاز حالت غوره کړي، د هغه د σ دوه اړیکې د π په اړیکه بدلېږي، چې یوه کمزورې اړیکه ده.

(5 - 6) جدول: د القلي فلزونو د هلایدونو د تفکیک انرژي په جامد، مایع او گاز فازونو کې په KJ/mol

نسبت	د الوتنې (تصعید) تودوخې درجه په $^{\circ}C$	$M-X(s)$ $M^{+}(g)+X^{-}(g)$ KJ/mol	$M-X(g)$ $M^{+}(g)+X^{-}(g)$ KJ/mol	مرکب
	268	1033	766	<i>LiF</i>
	209	845	636	<i>LiCl</i>
	184	799	615	<i>LiBr</i>
	167	741	573	<i>LiI</i>
	272	916	644	<i>NaCl</i>
	222	778	556	<i>NaBr</i>
	205	741	536	<i>NaI</i>
	184	690	506	<i>KF</i>
	230	812	582	<i>KBr</i>
	213	707	494	<i>KI</i>
	201	678	477	<i>RbF</i>
	192	686	498	<i>RbCl</i>
	213	661	463	<i>RbBr</i>

که د کولانسی اړیکو تعداد په مالیکولونو کې، چې د گاز په فاز کې وي، د هغوی د جامد حالت

د اړیکو له تعداد سره مساوي وي او د هغوی غونډې ثابت ولري، د هغوی د پراس عمل چټک او ساده ترسره کېږي. بېلګې يې کيدی شي د پولي میرونو اړیکې، چې د تودوخې په سل گونو درجو کې جوړېږي، وړاندې شي؛ د بېلګې په ډول: سور فاسفورس په $280^{\circ}C$ الوزي، بيا بېرته په سپين فاسفورس کنگل کېږي:



(5 - 7) جدول د پوتاشيم او سپينو زرو د هلايدونو دويلې کېدو درجه

مرکب	د ويلې کېدو درجه	مرکب	د ويلې کېدو درجه
<i>KF</i>	$880^{\circ}C$	<i>AgF</i>	$435^{\circ}C$
<i>KCl</i>	$776^{\circ}C$	<i>AgCl</i>	$455^{\circ}C$
<i>KBr</i>	$730^{\circ}C$	<i>AgBr</i>	$434^{\circ}C$

فعاليت



(5 - 8) جدول په غور سره مطالعه کړئ، د ليکل شوو مرکبونو د ويلې کېدو درجه يوه بل سره پرتله کړئ، د هغوی د ويلې کېدو او اېشېدو د تودوخې درجو د کموالي او زياتوالي لامل څرگند کړئ او هم د هغوی د توپير څرنگوالي د دليلونو پربنسټ وړاندې کړئ. (5 - 8) جدول د القلي او ځمکني القلي د هلايدونو د ويلې کېدو او اېشېدو درجې

مرکب	د ويلې کېدو درجه	د اېشېدو درجه	مرکب	د ويلې کېدو درجه	د اېشېدو درجه
<i>KBr</i>	$730^{\circ}C$	$1380^{\circ}C$	<i>CaBr_2</i>	$765^{\circ}C$	$812^{\circ}C$
<i>CsF</i>	$684^{\circ}C$	$1250^{\circ}C$	<i>BaF_2</i>	$1280^{\circ}C$	$2137^{\circ}C$

۵-۳-۲: پر انحلايت باندي د قواوو اغېز

انحلايت اود حل شوو جسمونو نورې ځانگړتياوې پېچلې موضوع ده. په دې ځای کې يوازې لنډه څرگندونه کيږي.

د غير قطبي جسمونو حلېدل په غير قطبي محلولونو کې د محلولونو ډېر ساده ډول دی. هغه قواوې چې د حل کېدونکې مادې او حل کوونکي ترمنځ په محلولونو کې شته، د لندن د قواوو ډول دی او کمزورې ده. د دې قواوو شتون د حل کېدونکې مادې او محلل ترمنځ چې د دې دوو موادو د حلېدو او نښلېدو لامل کېږي، د دې محلولونو توپير د ايډيالو گازونو له مخلوطو سره ښيي.

په ايډيال محلولونو کې د غير قطبي ماليکولونو لرونکي جسمونه، ايوني مرکبونه، ډېر قطبي محلولونه؛ لکه اوبه شته. د دې لپاره چې يو ايوني مرکب په محلل کې ښه حل شي، بايد په کرسټلي شبکه کې د ايوني ذرو ترمنځ د جذب قواوو باندي برلاسی شي او د ايونونو ترمنځ د الکتروستاتيکي د جاذبې انرژي بايد مغلوبه شي. په محلولونو کې چې د حل شوی مادې ايونونه د لوړ ډای الکتريک د ثابت لرونکي محلل په واسطه (د بېلگې په ډول $\epsilon^{\circ} H_2O = 87$) جلا کيږي. د دې ايونونو ترمنځ د جاذبې قوه لږ ده او په اسانۍ سره يو بل نه شي جذبولی او رسوب نه جوړيږي. نوموړې قوه کېدای شي چې د کولمب د قانون پر بنسټ څرگنده کړی شي:

$$F = K \frac{q_1 \cdot q_2}{\epsilon^{\circ} \cdot r^2}$$

په دې فارمول کې F د مخالف علامه ايوني ذرو ترمنځ د جذب قوه، K ثابت، q_1 او q_2 د چارجونو کچه، r د دوو چارجونو فاصله او ϵ° د محلل د ډای الکتريک ثابت رانښيي.

د حل کوونکي د حل کولو وړتيا يو ښه عامل د هغه د کوارډينيشن عمليه ده چې د حل کوونکو موادو د ماليکولونو له مرکزي اتومونو سره يې ترسره کوي. قطبي حل کوونکي د حل شوي مادې له کټيونونو سره ډېر ښه کوارډينيشن کيږي او د هغه د حل کېدو نور عوامل په محلولونو کې د اړوندو ايونونو ځانگړتياوې؛ لکه کچه، له ايونوسره د حل کوونکو ماليکولونو د اړیکو د جوړېدو وړتيا او نوموړو ايونونو جسامت پورې اړه لري. د کرسټلي شبکې انرژي هم د مرکزي ايون په هغه

جسامت پورې اړه لري، چې په کرسټلي شبکه کې شته دی. په کرسټلي شبکه کې شته قواوې (ایون - ایون) له حل کوونکو په مالیکولونو او ور سره د نږدې ایون ترمنځ قواوې (ایون - ډای پولی) دېرې قوي دي. که چیرې د کرسټلي شبکې انرژي د سلویشن په پرتله لوړه وي، د داسې محلولونو محیط سوړ وي. د بېلگې په ډول که چیرې د کرسټلي شبکې انرژي په محلولونو کې د سلویشن (*Solvation*) د انرژي په پرتله ډېره ټیټه وي، د محلولونو محیط به تود وي.



د پنځم څپرکي لنډيز

- د بېلابېلو مرکبونو ماليکولونه بېلابېل خواص او جوړښت لري. بېلابېل جسمونه په بېلابېلو بڼو جوړوي. په داسې جسمونو کې ماليکولونه د يوې قوې پر بنسټ سره يو ځای شوي او داسې جسمونه يې جوړ کړيدي چې بېلابېل حالتونه لري.
- په کيمياوي اړيکو کې د اټومونو ولانسي الکترونونه برخه لري. ماليکولونه، ايونونه او يا راډيکالونه يې جوړ کړيدي؛ خو ماليکولونه د بېلابېلو قواو پر بنسټ سره يو ځای او لوی جسمونه يې جوړ کړي دي.
- د اټومونو او ماليکولونو ترمنځ د متقابل عمل بېلابېل شکلونه شته چې د هغوی ترمنځ د اړيکو د جوړيدو لامل گرځي، د هغو له ډلې څخه د ډای پول- ډای پول د قوې متقابل عمل د واندر والس د قوو متقابل عمل او د هايډروجنې اړيکې له متقابل عمل څخه عبارت دي.
- په جامدو جسمونو کې قطبي ماليکولونه د منظمو جوړښتونو د جوړيدو په موخه متقابل عمل يې تر سره کوي. د ډای پول- ډای پول متقابل عمل هغه وخت تر سره کېږي چې ماليکولونه يو له بل سره نژدې شي. دغه وخت دوی يو بل جذب او جامد جسمونه جوړوي.
- په کرستلي شبکه کې د اړيکو د جلا کولو لپاره ضروري انرژي د هغه مادې د انرژي د اندازې په واسطه تامينېږي چې دا انرژي د حل کېدونکې مادې د قطبي ماليکولونو او د حل کوونکي د قطبي ماليکولونو د متقابل عمل په پايله کې ازادېږي.
- د غير قطبي ماليکولونو ترمنځ د جذب قوه شته. د لندن له تيوري سره سم، دا قوه د ماليکولونو په شيبه يي پولاريزيشن پورې اړه لري، چې د جذب د قواوو د ثابت متقابل عمل لامل کېږي.
- هايډروجنې اړيکه يو ډول ځانگړې کيمياوي اړيکه ده چې د هايډروجن او نورو الکترونيگاتيف عنصرونو ترمنځ هغه وخت جوړېږي چې د هايډروجن اټوم له همدې الکترونيگاتيف عنصرونو سره اړيکه ولري.
- بلوري مواد چې يوازې د لندن د قوې په واسطه سره تينگ شوي وي، په ټيټه تودوخه کې ويلې کېږي او له هغوی څخه حاصل شوې مايع په اسانۍ سره ايشېږي.
- کله چې په محلولونو کې د موادو د ايونونو ترمنځ د جاذبې قوه لږه وي او په اسانۍ سره يو بل جذب نه شي کړی، رسوب نه جوړېږي، چې دا عمل د حل کوونکي ډای الکتريک د ثابت لوی والي ته هم اړه لري. نوموړې قوه د کولمب د قانون په واسطه

$$F = K \frac{q_1 \cdot q_2}{\epsilon^o \cdot r^2} \text{ توضیح کولی شو}$$

■ د بلوري موادو د جوړونکو ایونونو د برېښنايي چارج زیاتوالی د کرستلي شبکې د انرژي د زیاتوالي لامل کېږي او د هغوی د ویلې کېدو او اېښېدو درجې ورسره لوړېږي.

د پنځم څپرکي تمرین څلور ځوابه پوښتني

1 - د لویو جسمونو مالیکولونه د یو..... پرېنست سره یو ځای شوي او جسمونه چې..... لري، جوړ کړي دي.

الف- قوه، بېلابېل حالتونه

ب- اړیکه، بېلابېل حالتونه

ج- الف او ب دواړه

د- هیڅ یو هم

2 - مالیکولونه د بېلابېلو قواوو له امله یو له بل سره یو ځای شوي دي..... جسمونه یې جوړ کړي دي.

الف- کوچني مواد- لوی جسمونه ج- ایونونه د- ټول سم دي.

3 - د کومو عنصرونو شتون د مرکبونو په مالیکولونو کې د هایدروجنی اړیکې د مالیکولونو ترمنځ لامل شوی دی.

الف- نایتروجن، اکسیجن، فلورین او هایدروجن

ب- یوازې اکسیجن

ج- یوازې فلورین

د- هایدروجن

4 - د هایدروجنی اړیکو د جوړیدو حتمي شرط به کوم یو وي؟

الف- د هایدروجن شتون

ب- د درې الکترونیګاتیف عنصرونو(فلورین، اکسیجن،

نایتروجن) شتون او د همدې عنصرونو د مرکبونو په مالیکول کې د هایدروجن اړیکه

ج- الف او ب دواړو

د- هیڅ یو

5 - بلوري مواد، چې صرف د لندن قواوو په واسطه یو له بل سره ټینګ شوي وي، په تودوخه ویلې او د هغوی حاصل شوې مایع..... ایشېږي.

الف- ښکته په اسانۍ

ب- تودوخه، په مشکل

ج- متوسط، سست

د- ډېر لوړ، ساده

6 - د اړیکو د پرېکېدلو اړینه انرژي په کرستالي شبکو کې د انرژي د هغې په واسطه برابرېږي، کوم چې دا انرژي د حل کېدونکو موادو د قطبي مالیکولونو او د حل کوونکو موادو د قطبي مالیکولونو له متقابل عمل څخه کیږي.

الف - ختیځ ب - ازاد ج - جذب د - الف او ب دواړه

7 - زیات مواد چې لوی مالیکولونه لري او د لندن د قوې له امله یو له بل سره متراکم شويدي، په

عادي تودوخه کې لري.

الف - جامد حالت ب- گاز حالت

ج- مایع حالت د- د پلازما حالت

8 - هغه جسمونه چې په جامد حالت کې یې کولانسې اړیکې جوړوي، خو د گاز په حالت کې کولانسې کمزورې اړیکې لري؛ د هغوی د ویلې کېدو او اېشېدو درجې کیدی شي.

الف - لوړې ب- ټیټې ج- منځنۍ د- ډېرې ښکته

9 - د بلوري موادو د جوړوونکو آیونونو د برېښنا چارج زیاتوالی د کرسټلي شبکې د انرژي د زیاتوالي لامل شوی او د هغوی د ویلې کېدو او اېشېدو درجه کېږي.

الف - ښکته ب- پورته

ج- بدلېږي د- فوق العاده ښکته

10 - که کولانسې اړیکې د گاز د فاز په مالیکولونو کې د هغوی د جامد حالت د اړیکو له شمېر سره مساوي وي او هغوی ته یې عین ثبات ورکړی وي، د هغوی د براس عمل او ساده تر سره کېږي.

الف - چټک ب- سست ج- ډېر کم د- هېڅ یو

تشریحي پوښتنې

1 - د هایډروجنی اړیکې د جوړیدو لپاره کوم شرطونه لازم دي؟ په دې اړه معلومات ورکړئ.

2 - د لاندې موادو د مالیکولونو تر منځ د قواو کوم شکلونه لیدل کېږي؟

الف- $HBr(g)$ ب- $Br_2(g)$ ج- $ICl(g)$ د- $HF(l)$

3 - د اوبو د اېشېدو درجه $100^\circ C$ او د اکسیجن عنصر د نورو هم گروپو عنصرونو مرکبونو د اېشېدو درجه ښکته ده؛ همدارنگه، د فلورین د نورو هم گروپو عنصرونو د مرکبونو په سلسله کې د HF د اېشېدو درجه $19^\circ C$ ده او د نورو عنصرونو د مرکبونو د اېشېدو درجه ښکته ده. لامل یې روښانه کړئ.

4 - لاندې مرکبونه د اېشېدو د درجې د لوړیدو پر بنسټ تنظیم او خپل حل روښانه کړئ.

الف - $C_4H_9 - OH$ ب $CH_3 - CH_2 - Cl_2 - CH_2 - CH_3$

ج - $(CH_3)CCH_3$ د- N_2

5 - د موادو د ذرو تر منځ د جذب قوه د هغوی د ویلې کېدو او اېشېدو پر درجه باندې څه اغېز

لري؟ معلومات ورکړئ.

6 - د موادو په انحلاليت کې کومې قواوې اغېز لري؟ معلومات ورکړئ.

7 - کوم فکتورونه د ايونونو په انحلاليت کې اغېز لري؟ ډای الکټريک څه شی دی؟ په دې اړه

معلومات ورکړئ.

8 - د کېمياوي اړیکو او ماليکولي قواوو ترمنځ کوم توپير شتون لري؟ په اړه يې معلومات

ورکړئ.

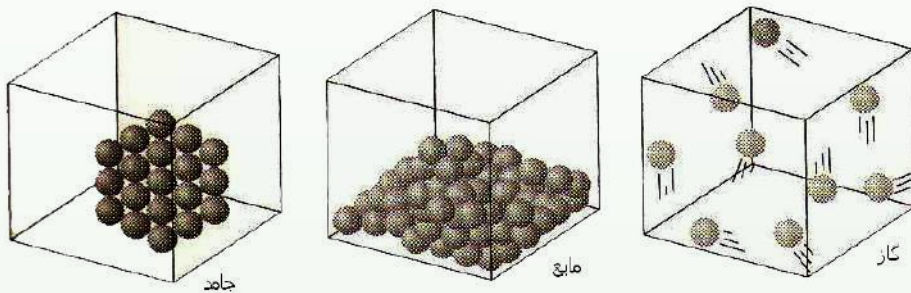
د مادي حالتونه

په خپل چاپېريال کې بېلابېل مواد په بېلابېلو حالتونو کې گوري، پوهيږئ چې مواد په طبيعت کې په څو حالتونو پيدا کيږي؟ د مادي حالتونه په کومو شرايطو پورې اړه لري؟ مواد په بېلابېلو حالتونو کې کومې ځانگړتياوې لري؟ د مادي گاز، مايع او جامد حالت يو پر بل څرنگه بدلول شئ؟ د مادي د حالتونو په بدلونونو کې کوم شرايط بنسټيز رول لري؟ د دې څپرکي په لوستلو کېدئ شي د مادي د حالتونو په اړه معلومات ترلاسه او پورتنیو پوښتنو ته ځواب ورکړئ او هم د دې ډول پوښتنو بېلگې حل کړئ شئ.

۶-۱: جامدات، مایعات او گازونه

هره ماده محیطی شرایطو ته په پام سره درې حالتونه (جامد، مایع او گاز) لرلی شي. که څه هم، مواد په عادي شرایطو کې د گاز په حالت ډېر لږ پیدا کېږي. خو گازونه ځانگړی اهمیت لري؛ د بېلگې په ډول: په ژونديو موجوداتو کې انسانان د غازي محلول دننه ژوند کوي. دځمکې اتموسفیر دگازونو مخلوط دی چې زیاته برخه یې له نایتروجن او اکسیجن څخه جوړه شوې ده. گازونه هغه مواد دي چې د هغوی جوړونکي ذرې یو پر بل باندې لږ اغېز لري او د هغوی د ذرو د جذب قوه ډېره کمزورې ده او نامنظم حرکت لري. په لوړه تودوخه او لږ فشار کې د گازونو د ذرو حرکت چټک دی. د جامداتو خواص د گازونو له خواصو څخه توپیر لري.

د گازونو کثافت ډېر لږ او د جامداتو کثافت لوړ دی. گازونه د فشار په پایله کې مترکم کېدی شي؛ خو د جامداتو د مترکم کیدلو ځانگړتیا کمه ده؛ ځکه د هغوی د ذرو ترمنځ د جذب قوه د گازونو په پرتله څو ځلې زیاته ده. جامدات کلک او ماتیدونکي دي؛ خو گازونه دا ډول خواص نه لري. مایعات د جامداتو او گازونو په نسبت ځانگړي خاصیتونه لري؛ د بېلگې په ډول: د مایع په حالت کې د موادو د ذرو ترمنځ د جذب قوه ډېره زیاته، خو د جامداتو په پرتله کمزورې ده. لاندې شکلونه د موادو ذرې په درو حالتونو کې راښيي:



(6 - 1) شکل: جامد، مایع او گاز حالت

د جامد او مایع حالت لرونکي مواد څه نا څه یوشان کثافت لري چې د اوبو د جامد، مایع او گاز (براس) حالت کثافت یې ښه بېلگه کېدلی شي، لاندې جدول وگورئ:

(6 - 1) جدول: په بېلابېلو تودوخو کې د اوبو درې حالته

حالت مشخصات	مایع اوبه	جامدې اوبه	د اوبو گاز (براس)
کثافت	0.997 g/cm^3	0.9168 g/cm^3	0.326 g/cm^3
د تودوخې درجه	25°C	0°C	400°C

۶-۱-۱: د جامداتو ځینې لومړنۍ لیدنه

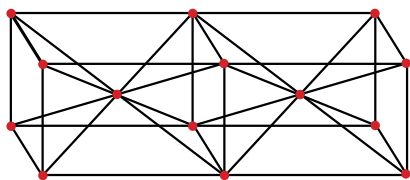
د جامداتو ساده تعریف د موادو لپاره دا دی چې یوه جامده ماده ټاکلی شکل او حجم لري. د جامدو موادو شکل او حجم د لوبښي د حجم او شکل تابع نه دی. د جامدو موادو پوره تعریف دا دی چې تشکیل کوونکې اجزای یې په ځانگړې نظم پر له پسې او یو د بل تر څنګ ځای لري. نو د جامداتو پورتنی تعریفونه یو له بل سره سمون لري؟ ځواب به دا وي چې په ځینو برخو کې یو له بل سره یو شان نه دي.

۶-۱-۲: بلورونه (Crystal)

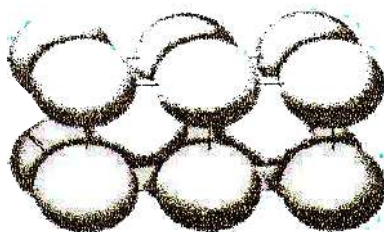
د جامداتو له روښانه ځانگړتیاوو څخه یوه هم د هغوی کرسټلي بڼه ده چې بلوري جوړښت لري. په بېلابېلو بحثونو کې په یو جامد کې د اتومونو د نظام په اړه، د اتومونو یو درې بعدي جوړښت باندې خبرې شوي دي. دې درې بعدي جوړښت ته یوه بلوري شبکه وايي، د بلوري شبکو شکلونه او ډولونه په لاندې ډول دي.

۶-۱-۲-۱: فضايي شبکه

په فضا کې د ټکو منظم هندسي جوړښت د فضايي شبکې په نامه ياديږي. په (6 - 2) شکل کې د فضايي شبکو یو شکل لیدلی شئ چې د خطونو په واسطه یو له بل سره تړل شوی دی. که تصور شي چې د اوسپنې د اتومونو نښتله په دې شبکې کې شته او داسې شکل لري چې د اوسپنې د هر اتوم مرکز د یوې نقطې له پاسه په دې شبکه کې واقع وي نو دلته د اوسپنې د بلور یوه برخه د نوموړي شکل په بڼه خوا کې لیدل کیږي:



فضايي شبکه



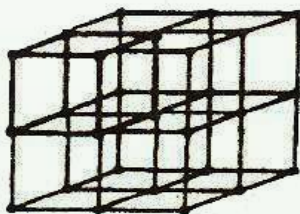
بلوري شبکه

(۶-۲) بلوري فضايي شبکه

بلوري شبکه کېدی شي د یوې فضايي شبکې په شکل تصور شي چې په هغې کې بېلابېلې نقطې په کې د اتومونو، ایونونو او یا مالیکولونو او یا د هغوی گروپونو نیولې وي. د ذرو جوړښت په بلوري شبکه کې په متوالي ډول په یوه درې بعدي شبکه کې تکرارېږي چې د هر واحد بلور فزیکي سرحدونه ترلاسه شي.

د یوې بلوري شبکې د توصیف لپاره ضروري ده چې سلول یا واحد حجره تعریف کړو: واحد حجره د بلوري شبکې هغه برخه ده چې هغې ته له ټاکلو قاعدو سره سم په حرکت ورکولو کېدی شي بشپړه بلوري شبکه ترلاسه شي.

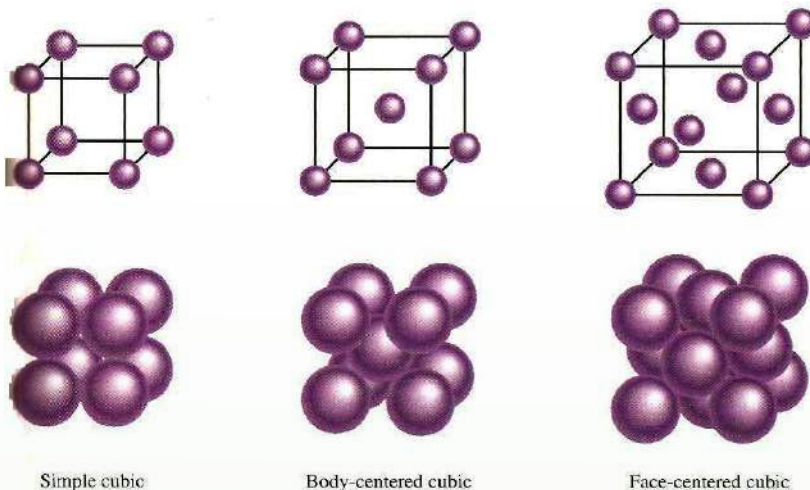
هغه واحد حجره چې معمولاً د فضايي شبکې لپاره ټاکل کېږي، ټاکلی شکل لري. دا حجره له شپږو مخونو څخه جوړه شوې ده چې د هغې هر وجهه یوه متوازي الاضلاع ده. (۶-۳) شکل یوه ساده مکعبی شبکه او واحد حجره راښيي چې په هر څنډه کې یې یوازې یو ټکی شته دی چې د ساده مکعبی واحدې حجرې په نوم یادېږي. همدارنگه، دا مکعبی واحد حجره یوه بنسټیزه واحد حجره ده:



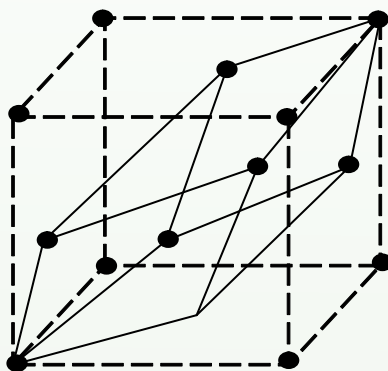
(۶-۳) شکل: یوه ساده مکعبی فضايي شبکه او د هغې حجروي واحدونه

دوه ډوله مکعبی فضايي شبکې شته چې د هغوی واحدې حجرې په معمولی توگه مرکز لرونکي او یا غیر متناظرې دي. (د ۶-۴ شکل په شان) مرکز لرونکې مکعبی واحدې حجرې د اتومونو پر اتو ټکو سر بېره چې د مکعب په کنجونو کې دي، د مکعب په مرکز کې یو بل ټکی هم لري او د هغه

په هر مخ کې يوه ټکي شته دی. د دې د هر يو حجروي واحد لپاره دوه مودله وړاندې شويدي چې يو يې د توپ او ميلې مودل او بل يې د غټې کرې مودل دي.



(6 - 4) شکل: درې مکعبي حجروي واحدونه توپ، میله او لوپې کرې



(6 - 5) شکل: ساده مکعبي فضايي شبکه او د هغه حجروي واحد

په (6 - 5) شکل کې يوه مکعبي واحد مرکز لرونکې حجره له مخ سره (نا اصلی) ليدل کېږي او هم يوه واحد حجره ليدل کېږي چې اصلي حجره ده .

فعاليت



د څو پلاستيکي گلولو او مناسب سرېښ په کارولو سره ساده، مرکز لرونکې او د مخ

ډکې مکعبي حجروي جوړې او وښئ.

مشق او تمرین

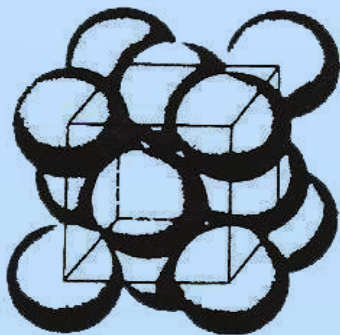


هره واحده مکعبی حجره له خو اتومونو څخه ډکه وي، دا حجرې روښانه کړئ.

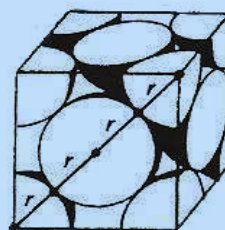
په کرستونو کې د ذرو کلک نښتل

په ډېرو زیاتو بلوري شبکو کې د اتومونو ترتیب د نښتلو په بڼه کلک او متراکم شوی دی یا په بل عبارت، د اتومونو د یو ځای کېدو سطح په بلوري شبکه کې لوړه ده؛ د بېلګې په ډول: د واحدې حجرې حجم، چې د اتومونو په واسطه نیول شوی، ټاکل کېږي.

مثال: د ارګون د (6 - 6) شکل: له جوړښت سره سم تبلور کېږي، د اتومونو د ذرو د یو ځای کېدو سويه په جامد ارګون کې محاسبه کړئ.



(الف)



(ب)

(6 - 6) شکل: ارګون د یو مکعبی جوړښت له مرکز لرونکې وجهې سره

الف- د لویو کرو مودل، ب- دا ډول مودل د اتومونو په مکعبی واحدو حجرو کې ښودل شوی دی. حل: په لومړي سر کې هغه حجم چې د کروي جامدو اتومونو په اصلي واحدو حجره کې ځای نیولی دی، محاسبه کېږي. د دې لپاره ضروري ده چې د ارګون خو اتومونه په هر واحدو حجره کې ځای لري، د هرې حجرې په راسونو کې اته اتومه او د سطحو په مرکزونو کې شپږ اتومه وي. خو د واحدې حجرې د راسونو څخه یو، د اوو (7) نورو واحدو حجرو لپاره رأسونه هم کېدی شي؛ نو یوازې $\frac{1}{8}$ برخه راس د هر اتوم یوې واحدې حجرې پورې اړه لري، همدارنگه، هر یو شپږ اتومونه چې په مرکز کې دي، د دوه نږدې واحدو حجرو ترمنځ نیمایي برخه هرې حجرې پورې اړه لري.

څرنگه چې اته اتومونه په رأسونو او شپږ اتومونه د واحدو حجرو د سطحې په مرکزونو کې شته

دي، د ارگون د اتومونو مجموعي شمېر چې هرې حجرې پورې اړه لري، د راسونو اتومونه دي چې په لاندې ډول محاسبه کېږي:

$$8 \cdot \frac{1}{8} = 1 \text{ د راس اتومونه}$$

$$6 \cdot \frac{1}{2} = 3 \text{ د سطح د مرکز اتومونه}$$

د اتومونو مجموعي شمېر د هرې یوې حجرې په یوه واحد کې: $1 + 3 = 4$

$$V = \frac{4}{3} \pi r^3 \text{ د کرې حجم}$$

جامد ارگون یا هغه مرکبونه چې د مکعبی مرکز لرونکې وجهې جوړښت لري، له هرې واحدې حجرې سره څلور اتومه اړیکه لري.

$$V = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{16}{3} \pi r^3 \text{ د څلورو کروي اتومونو حجم}$$

اوس به د واحدې حجرې حجم د r پرنسټ پیدا کوو. د (6-6) شکل پرنسټ پیدا کولی شو چې د یوې واحدې حجرې د یوې وجهې قطر له $4r$ سره مساوي دي؛ له دې کبله له ریاضیکي فورمولونو په کارولو سره کېدی شي چې یو یال (e - د دوو مستوي گانو یا په متوازي السطوح منشور او هرم کې دوه وجهي گډ فصل د یال په نوم یاد وي.) ترلاسه کړو:

$$2e^2 = 16r^2 \text{ پس } (4r)^2 = e^2 + e^2$$

$$e^2 = 8r^2 \text{ او } e = 2r\sqrt{2}$$

څرنګه چې د واحدې حجرې حجم ($V_{\text{cell}} = e^3$) دی؛ نو ترلاسه کېږي چې:

$$V = [2r\sqrt{2}]^3 = 16r^3\sqrt{2}$$

د واحدې حجرې د حجم نسبت چې د ارگون اتومونو نیولی، دا دی:

$$\frac{V}{V_{\text{Cell}}} = \frac{16/3\pi r^3}{16r^3\sqrt{2}} = \frac{\pi}{3\sqrt{2}} = 0.74$$

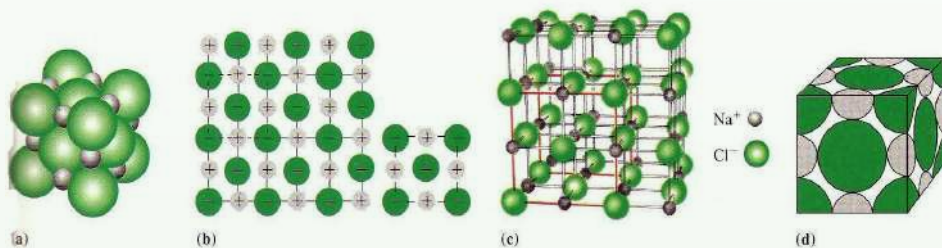
$$= 0.74 \cdot 100 = 74\% \text{ د اتصالاتو سلمه}$$

هغه عنصرونه چې په مترامو جوړښتونو کې له نښتو سره متبلور کېږي، نجیبه گازونه او له 40 څخه زیات فلزي عنصرونه دي. ځینې مالیکولي جسمونه، لکه: H_2 ، CH_4 او داسې نور هم د بلوري جوړښتونو د ذرو د لوړو تراکم له نښلولو سره یوځای دي.

سودیم کلوراید:

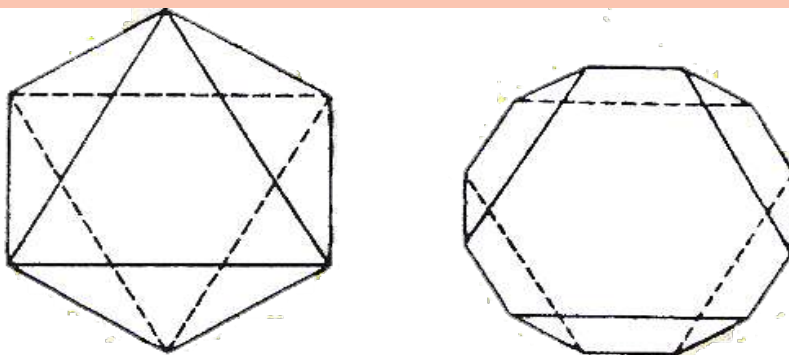
د سودیم کلوراید بلوري جوړښت مکعبي مرکز لرونکې سطحې لري چې د Cl^- ایونونو د هغوی کنج او منځ نیولی دی؛ خو څرنګه چې په شکل کې لیدل کېږي، د Na^+ ایونونه د مکعب منځ او د مخونو منځ هم نیولی دی.

که د هر Na^+ په مقابل کې یو Cl^- موجود وي، نو وضعیت به روښانه وي دې ته په پام سره، که په یوه درې بعدي شبکه کې د Cl^- ایونونه د سیستم په کنجونو کې ځای ولري، اتو مکعبو پورې اړه لري، نو په کنجونو کې د کلوراید د اتو ایونونو شتون یوازې یو ($8 \cdot \frac{1}{8} = 1$) د هرې واحدې حجرې پورې اړه لري او هم ټولې سطحې په خپل مرکز کې د کلوراید یو ایون لري. دا چې هره یو سطحه له دوو مکعبو سره اړیکه لري، نو د کلوراید د شپږو موجودو ایونونو له ډلې څخه چې د سطحې په منځ کې شته، د هغې درې ($6 \cdot \frac{1}{2} = 3$) پر هرې اصلي واحدې حجرې پورې اړه لري؛ نو په مجموع کې په شپږ واحدو عدد حجرو کې څلور واحدو کلوراید Cl^- شته؛ داسې چې په یو عدد واحدو حجرو کې د Na^+ څلور ایونونه شته؛ یعنې په واحدو حجرو کې د کلوراید یو ایون د سودیم له یو ایون سره سمون لري، نو د سودیم کلوراید فورمول $NaCl$ دی:



(6 - 7) شکل: د $NaCl$ واحدو حجره د توپ او میلی موډل

هر څومره چې د بلورونو د جوړیدلو او رشد چټکتیا کراړه وي، په هماغه کچه ښه او کیفیت لرونکي کرسټلونه جوړېږي، (6 - 8) شکل د زنځ (پټکري) $(KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O)$ د مرکب طبیعي بشپړ کرسټال رانښيي:

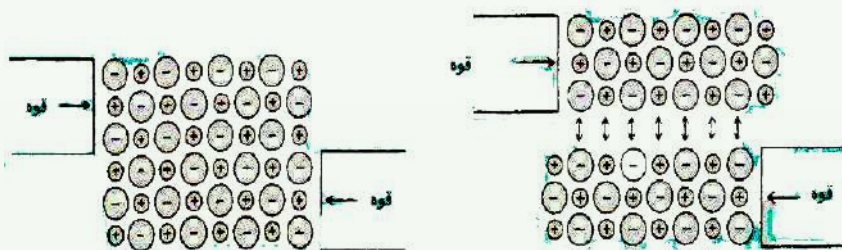


(8 - 6) شکل: بشپړ بلورونه له طبيعي بشپړ شکل څخه وتلي $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$

۶-۱-۳: د جامداتو ډولونه

د جامداتو خواص تر يوه ځايه د هغو هندسي بلوري شبکو په بڼو، د هغوی د کېښودل شوو واحدونو ځانگړتيا (اتومونو، ايونونو او ماليکولونو)، د شبکې په ټکو اود هغوی ترمنځ قوي پورې اړه لري. په دې بنسټ، کيدای شي جامدات په څلورو ډولونو وليدل شي چې له ايوني، ماليکولي، کوولانسي او فلزي څلورو ډولونو وېشل شي:

۱ - ايوني جامدات: د ايوني جامداتو په شبکه کې مثبت او منفي ايونونه شته. څرنگه چې د هغوی ترمنځ الکتروستاتيکي قواوې (آيوني اړيکې) شديدې دي، نو د دې ډول شبکو بې ترتيبه کول شوني نه دي. له دې کبله، جامدات له کلکو ايونونو څخه جوړ شوي دي؛ خو دا ډول جامدات ماتيدونکي دي؛ د بېلگې په ډول: د $NaCl$ يو بلور د ماتېدو په مقابل کې کلک مقاومت بڼي؛ خو که مات شي، په پوډرو بدلېږي.



(9 - 6) شکل: د ايوني جامداتو ټوټه کېدل

د ايوني جامداتو د وېلي کېدو ټکي لوړ دی او د بلوري شبکې له ماتيدلو سره يو ځای وي. څرنگه چې ايوني اړيکې ډېرې ټينگي دي؛ په لوړه تودوخه کې وېلي کېږي؛ د بېلگې په ډول: $NaCl$ په

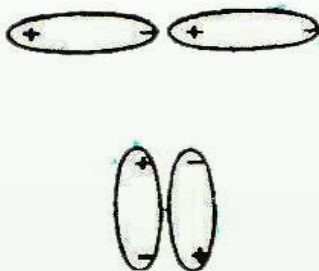
$800^{\circ}C$ تودوخه کې ویلې کیږي. د ایوني جامداتو برېښنايي تېرونه کمزورې ده؛ ځکه د هغوی ایونونه پراخه حرکت نه شي کولی؛ خو په ویلې شوي حالت کې د لوړې برېښنا تېرونکی دی.

فکر وکړئ



د Na^{+} او Cl^{-} ایونونو ایوني شعاع په وار سره $116pm$ او $167pm$ ده. د Na او Cl حجم په متر مکعب او سانتي متر مکعب او د هغوی مولې کثافت پیدا کړئ.

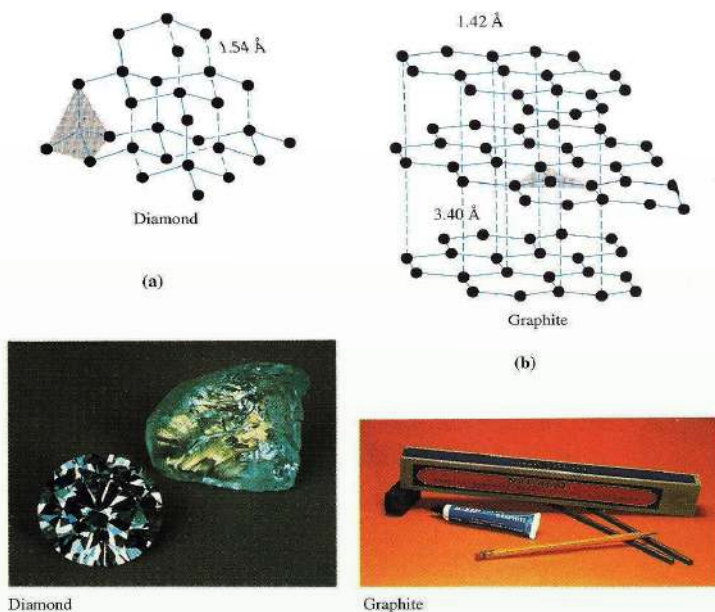
۲ - مالیکولي جامدات: په مالیکولي جامداتو کې هغه واحدونه چې د یوې شبکې ټکي جوړوي، مالیکولونه دي او په هر مالیکول کې اتومونه د کوولانسي قوې پر بنسټ ترکیب شوي دي. په مالیکولي جامدو جسمونو کې د واندر والس کمزورې قوه شته. واندر والس قوه بېلابېل ډولونه لري چې مهم یې د ډای پول-ډای پولی (*Dipol-Dipoly*) او لندن (*London*) قوه ده. ډای پول-ډای پولی قوه د پولار (*Polar*) مالیکولونو ترمنځ الکتریکي متقابل عمل دی. لاندې شکل په شیماتیک ډول د نږدې دوو قطبونو یوه جوړه مالیکولونه یوله بل سره په یوې شبکې کې ښيي. ډای پول-ډای پولی قوه د ایوني کوولانسي قوې په پرتله کمزورې ده:



(6 - 10) شکل: ډای پول - ډای پولی قواوې.

3 - کوولانسي جامدات: کوولانسي جامدات ځینې وخت د اتومي جامداتو په نوم هم یاد شوي دي. په دې ډول جامداتو کې جوړوونکي واحدونه د شبکې په ټکو کې یو له بل سره په کوولانت اړیکو یوځای شوي دي. اتومونه درې بعدي شبکې رامنځته کوي چې د بلور فزیکي حدود لوی او پراخ وي. د کوولانسي جامداتو ساده بېلگه سلیکان کاربايد (*SiC*) دی. د دې مادې په شبکه کې د Si هر اتوم د څلور وجهي په جوړښت کې د کاربن له څلورو اتومونو سره او د کاربن هر اتوم د Si د څلورو اتومونو سره اړیکه لري چې په پایله کې یې کلکه جامده بلوري ماده جوړه کړې ده. د

دې ډول جامداتو د ویلي کېدو درجه لوړه ده. ځکه اتومونه په قوي اړیکو سره یو ځای شوي دي. څرنګه چې په دې ډول جامداتو کې حرکت کوونکي ایونونه او الکترونونه نشته؛ نو د برېښنا هادي نه دي؛ الماس هم د کولانسی جامداتو یو ډول دی چې د کاربن هر اټوم له نورو څلورو اټومونو سره اړیکه لري:

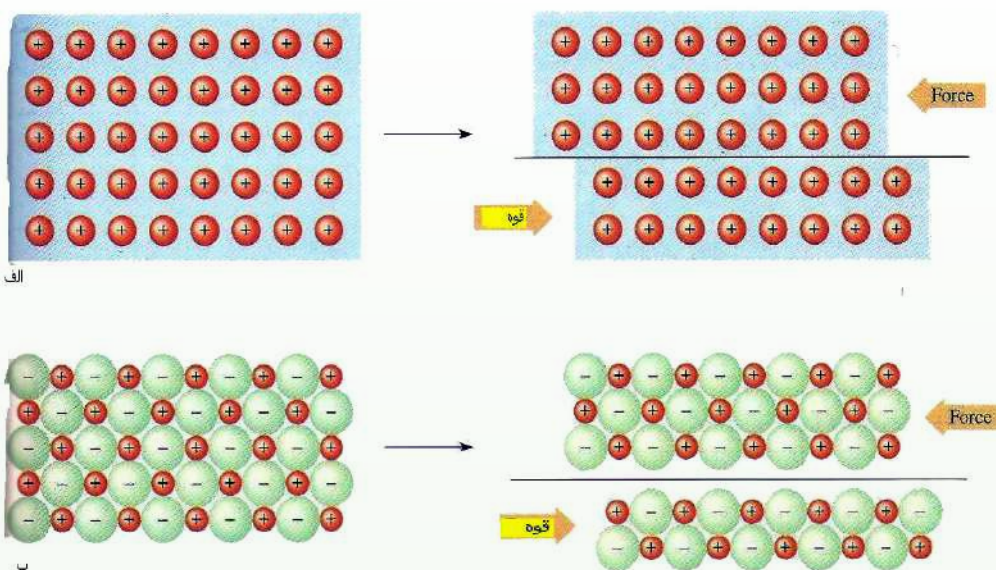


شکل: د گرافیت او الماس جامد جوړښت (11 - 6)

۴- فلزي جامدات: په یو فلزي جامد کې هغه واحدونه چې د شبکې ټکي نیسي، مثبت ایونونه دي. بېلګه یې کولی شو جامد سوډیم وړاندې کړو. د Na^+ ایونونه د یوې مرکز لرونکې مکعبې شبکې ټکي نیولي دي. سوډیم (Na) خپل یو الکترون د شبکې د مجموعي الکتروني وریځې د جوړیدو لپاره له لاسه ورکوي. د لاسه ورکړل شوي الکترونونه د یوه یا دوو اټومونو په ولکه کې نه وي. خو په ټوله شبکه کې د لامبو او حرکت په حال کې پاتې کیږي او ټاکلی ځای نه لري. دا ډول الکترونونه د ازادو الکترونونو په نوم یاد شوي دي. د آیونونو او الکتروني وریځې ترمنځ د جاذبې ښه قوه شته چې د جاذبې دا قوه د شبکې جوړښت ثابت او پایدار ساتي او په عین وخت کې اجازه ورکوي چې د شبکې ښه پرته له ماتېدو بدله شي؛ له دې کبله سوډیم او ځینې نور فلزونه نرم دي؛ ډېر اسانه یې ښه بدلېږي. ځینې فلزونه ډېر کلک دي. بېلګه یې کېدی شي چې ولفرام (W) او کرومیم (Cr) ورکړل شي. په دې ډول فلزونو کې اړیکه قطبي ده؛ له دې کبله میل لري چې د جوړښت کړوالی یې ډېر لږ او دهغه د ښې د بدلون مخه ونیسي. د فلزونو د ویلي کېدو درجه د

پورتنيو د ليلونو پر بنسټ په لويه ساحه کې بدلېږي؛ د بېلگې په ډول: د سوډيم د اېشېدو ټکي $89^{\circ} C$ ؛ خو د ولفرام $3415^{\circ} C$ دی.

د فلزونو ازاد الکترونونه د هغوی د تودوخې او برېښنا د لېږدولو لامل شوي دي. الکترونونه کولی شي چې د فلز د يوې برخې څخه بلې برخې ته حرکت وکړي او د تودوخې او برېښنا تېرولو لامل شي. حرکت کونکي او ازاد الکترونونه په فلزونو کې هم د هغوی د ځلا لامل کېږي. هغه برېښنا چې د فلز پر سطحه لگېږي، الکترون يې جذبوي او بېرته يې په چاپېريال کې خپروي. دا عمل د دې لامل کېږي چې فلزي سطح ټولو خواوو ته رڼا خپره کړي:



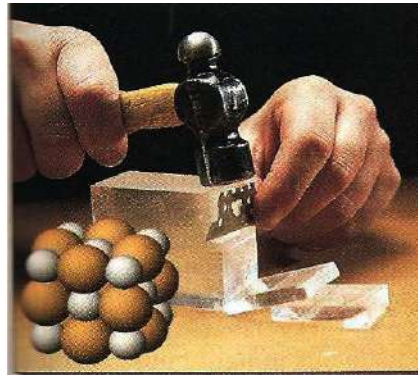
(6 - 12) شکل فلزي شبکه په جامد فلز کې

۵- امورف جامدات (بې بڼي جامدات): په ټيټه تودوخه کې مایعات ډېر زیات ساړه او کلکېږي چې د مایع دا حالت د سرې مایع په نوم یادېږي. هر څومره چې د مادې تودوخه ټيټه شي، په هماغه کچه مایع خپل سیال حالت له لاسه ورکوي او جامد حالت ته نژدې کېږي چې جامد حالت غوره کړي. په دې حالت کې ماده کلکېږي او ټاکلی شکل او حجم لري؛ خو د دننني جوړښت له کبله د هغوی جوړوونکې اجزاوې نا منظمه بڼه لري. دا ډول جامدات د امورف (*Amorph*) بې بڼي په نوم یادوي او د منظمو جامداتو جوړښت لرونکي بلوري (*Crystal*) جامدات يې بولي.



ب

ب- امورف



الف

(6 - 13) شکل: الف- کرسنال

په دې هکله پوښتنه پیدا کيږي چې کیدی شي امورف جامداتو ته هم جامدو ویلی شي؟ خو ځواب دادی: هر شی چې ټاکلی شکل او حجم لري، جامد ورته وایي؛ خو امورف جامدات د دننني جوړښت له کبله مایعاتو سره ورته والی لري. بنسینه هم د امورف جامداتو په ډله کې راځي.

۶-۱-۴: د جامداتو خواص

جامدات ټاکلی حجم او شکل لري؛ خو که د هغوی تودوخه لوړه کړی شي، لږ انبساط کوي. د جامداتو د تودوخې د انبساط ضریب (د یوې درجې تودوخې د زیاتوالي په کچه د حجم نسبتي بدلون) د گازونو په پرتله ډېر کوچنی دی. د فشار اغېز په جامداتو کې ډېره لږه دی. جامدات څه نا څه د انقباض وړ نه دي؛ د بېلگې په ډول: که غوښتي موي چې د سپینو زرو د نمونې حجم لږ څه نیمایي ته ورسوو، باید په هغه باندې $5 \cdot 10^5 \text{ atm}$ فشار وارد شي. د جامداتو د حجم تړون له فشار او تودوخې سره د هغوی پر جوړښت پورې اړه لري. په جامداتو کې د اتومونو او مالیکولونو ترمنځ واټن ډېر لږ؛ خو په گازونو کې ډېر زیات د جامدي مادې جوړښت رابښي چې د جامداتو په جوړښت کې مالیکولونه او اتومونه یو له بل سره ټینګې اړیکې لري. په جامداتو کې د مالیکولونو حرکت ډېر ورو او حتی نه لیدل کيږي. مایعات په زیاته چټکتیا جاري کيږي؛ څرنګه چې په مایعاتو کې مالیکولونه په اسانې یو د بل پر سطحې ښویږي، نو د همدې کبله دي چې مایعات د هماغه د لویني شکل غوره کوي چې په کې ځای لري، له بله پلوه، د جامداتو د مالیکولونو ترمنځ د جذب قوه د گازونو د مالیکولونو د جذب د قوې په نسبت ډېره زیاته او ډېره قوي ده. دا عامل د دې سبب کيږي چې د یوې مایع د ننني مقاومت د بهیدو په وړاندې د گازونو په پرتله زیات وي.

۶-۲: مایعات

مایعات کېدی شي چې پر دوو لارو ترلاسه شي.

1 - د جامداتو د ویلي کېدو له لاره.

2 - د گازونو د مایع جوړولوله لاره.

په لومړۍ لاره کې جامدې مادې انرژي جذب کړې ده او دا انرژي د هغوی د ذرو د حرکي انرژي په زیاتوالي کې کارول شوې ده. په دوهمه لاره کې د موادو د مالیکولونو ترمنځ د جذب قوه په گازي فاز کې زیاته شوې ده او سیستم خپل چاپېریال ته انرژي ورکړې ده چې مایع حالت یې غوره کړی دی. څرنګه چې د مایعاتو جوړوونکې ذرې یوه له بلې سره ډېرې نږدې دي؛ له دې کبله مایعات کېدی شي چې جامداتو ته ورته وي. همدارنګه، څرنګه چې د مایعاتو مالیکولونه او ذرې ازادا حرکت تر سره کولای شي؛ له دې امله گازونو ته هم ورته کېدی شي.

۶-۲-۱: د مایعاتو عمومي خواص

مایعات په زیاتې چټکتیا سره جاري کېږي او څرنګه چې په مایعاتو کې مالیکولونه په اسانه یو د بل د سطحې له پاسه بنویږي، نو د هغه لوبښي شکل ځانته غوره کوي چې په کې موجود دي. له بلې خوا، د جامداتو د مالیکولونو ترمنځ د جذب قوه د گازونو د مالیکولونو د جذب د قوې په پرتله ډېره زیاته ده. دا عامل لامل کېږي چې تر څو د یوې مایع دننني مقاومت د جاري کیدلو په مقابل کې د گازونو په پرتله ډیر وي.

۶-۲-۱-۱: د مایعاتو او د گازونو د خپریدلو پرتله

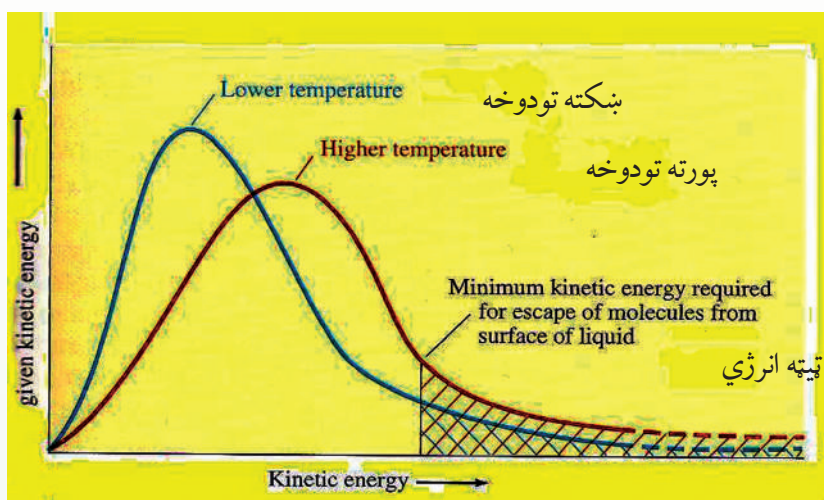
څرنګه چې د گازونو ډیر زیات حجم تشی فضا جوړ کړې دی، په هغوی کې د مالیکولونو ټکر کم دی؛ خو دا مطلب په مایعاتو کې ډېر لږ دی. پردې بنسټ، ویلی شو چې د مایعاتو خپریدل د گازونو د خپریدو په پرتله چټک دي او د مایعاتو د مالیکولونو ترمنځ ټکر ډېر زیات دی چې له دې کبله د هغوی حرکت په یو ټاکلي لوري حرکت کوي؛ د بېلګې په ډول: که چېرې مایع رنگ یو څاڅکی په اوبو کې ورزیات کړو، وبه لیدل شي چې رنگ په اوبو کې په کراره، کراره خپرېږي او له اوبو څخه د ډک لوبښي ټوله فضا نیسي. د مایعاتو د تراکم وړتیا د گازونو د تراکم په نسبت ډېره لږه ده. مایعات ځانګړې حجم لري. که څه هم د مایع بڼه د لوبښي په جوړښت پورې اړه لري؛ خو مایع د گازونو پر خلاف د لوبښي ټول حجم نه نیسي. د مایعاتو د مالیکولونو د جاذبې قوه د گازونو د مالیکولونو د جاذبې د قوې په پرتله د لږ څه تراکم لامل کېږي.

مایعات د سطحې کشش لري. د یوې مایع میل د خپلې سطحې د کموالي لپاره د سطحې کشش ته وایي چې له ځانه یې بښي او د مایع په سطح د قواوو د توازن د نشتوالي له امله رامنځ ته کېږي. څرنګه

چې دننني ماليکولونه دننه لوري ته د باندينيو ماليکولونو د کش کولو لامل کيږي، نو د سطحې د ماليکولونو له پاسه اغېزناکه قوه چې دنننۍ قواوې خنثی کړي، نشته.

۶-۲-۱-۲: براس کېدل او دمايعاتو د براس فشار

د مايعاتو يو مهم خاصيت د هغوی د براس کېدلو ځانگړتيا ده. د مايع د ماليکولونو چټکتيا د جامداتو او گازونو د ماليکولونو د چټکتيا په شان بېله ده او په مقابل کې د مايع ماليکولونو حرکي انرژي هم ور څخه توپير لري چې په هره شيبه کې ځينې ماليکولونه چټک حرکت کوي او په همدې محيط کې ځينې ماليکولونه په کراړه حرکت لري. لاندې گراف مطلب په څرگند ډول روښانه کړی:



شکل: (6 - 14) په يوه مايع کې د ماليکولي انرژي وېش

په يوه مايع کې د ماليکولونو انرژيکي گراف او د هغې وېش له پورتنې شکل سره سم روښانه کوي چې ماليکولونه په لوړه تودوخه کې له ډېرې حرکي انرژي سره په محيط کې شته. هغه ماليکولونه چې د يوې مايع په سطحه کې شته؛ که خپل ځان د نورو ماليکولونو له جاذبې قوې وژغوري، په براس بدلېږي چې دې عمليې ته براس کېدل وايي. د براس کېدلو عمليه هره شيبه تر سره کيدی شي. د تودوخې زياتوالی د مايع د ماليکولونو د حرکي انرژي د زياتوالي لامل کېږي او د براس عمليه چټک وي.

۶-۲-۱-۳: د مایعاتو د ایشیدو درجه

که مایع ته په سر لوڅي لوبني کې تودوخه ورکړل شي، تودوخه یې زیاتېږي. د مایع د ایشیدو په بهیر کې (که فشار ثابت وي) د اېشېدو ټکي ثابت پاتې کېږي. په رښتیا چې په ثابت فشار کې هغه تودوخه چې مایع په کې ایشېږي، د همدې مایع د اېشېدو د ټکي په نامه یادېږي. یوه مایع هغه وخت ایشېږي چې د مایع د بخار فشار له وارد شوي باندیني فشار یا اتموسفیر سره مساوي شي.

د مایعاتو د اېشېدو پروسه په سر لوڅي لوبني کې لیدل کېږي؛ په سرپټي لوبني کې نه تر سره کېږي. په سر لوڅي لوبني کې په مایع باندې وارد شوی باندینی فشار ثابت دی. خو د باندیني فشار له بدلون سره د اېشېدو درجه هم داسې بدلېږي چې د فشار له زیاتوالي سره د مایعاتو د اېشېدو درجه لوړېږي او د فشار له لږوالي سره د مایع د ایشیدو تودوخه ټیټېږي؛ د بېلگې په ډول: د اوبو د اېشېدو درجه په یو اتموسفیر فشار کې $100^{\circ}C$ ده؛ خو په لوړو ځایونو کې چې فشار 650mmHg وي، اوبه په $95^{\circ}C$ کې ایشېږي.

فعالیت



- الف- د اوبو د اېشېدو د تودوخې درجه د غره په سر کې زیاته ده، که د غره په ټیټو برخو کې ولې؟
- ب- په اوبو کې د کچالو پخول د غره په سر کې ډېر وخت نیسي، که د غره په ټیټو برخو کې؟
- ج- هغه اوبه چې د غره په سر کې ایشېږي، لاس زیات سوځوي، که هغه اوبه چې د غره په ښکتنی برخه کې ایشېږي؟

د اېشېدو پروسه په سرپټو لوبنو کې نه تر سره کېږي؛ ځکه په سر پټو لوبنو کې براسونه ټولېږي، د مایع سطحه براس راچاپېروي او د مایع د سطحې فشار لوړېږي چې د مایع د اېشېدو خنډ کېږي. نو هر څومره چې په مایع باندې تودوخه زیاته شي، په هماغه کچه په سر پټي لوبني کې د مایع پر سطحه مجموعي فشار زیاتېږي او د اېشېدو بهیر نه تر سره کېږي.

فکر وکړئ:



الف- د بخار په سرپټي دېگي کې، چې پر اور اېښودل شوی وی، د اېشېدو عملیه تر سره کېږي؟

ب- د بخار دېگونو په پورتنۍ برخه کې سوري ولې وباسي چې په ټاکلې وخت کې واز شي او بخار یې ووځي؟

ج- د اوبو تودوخه د بخار دېگ کې زیاته ده، که په سر وازو دېگونو کې؟ اوبه په کوم دېگ کې ډېرې زیاتې ایشېږي.

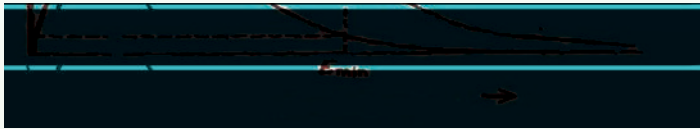
لنډه دا چې د مادې جامد او مایع حالت څه ناڅه سره یوشان او د گاز له حالت څخه توپیر لري.

۶-۲-۱-۴: تودوخه او د مادې بدلونونه

که یوې جامدې مادې ته تودوخه ورکړل شي، کوم بهیر به ولیدل شي؟ په عمومي ډول، جامده ماده ویلې کېږي او په مایع بدلیږي که تر لاسه شوې مایع ته بیا هم تودوخه ورکړل شي تودوخه په یوه ټاکلې درجه کې ایشیږي او د گاز فاز رامنځ ته کېږي. د اوبو د تودوخې او درې گونو حالتونو (جامد، مایع او گاز) بدلونونه د منحنی گراف په لاندې ډول لیدلی شي:

ښکته تودوخه

لوړه تودوخه



صعودي حرکي انرژي

(6 - 15) شکل: د اوبو د درې حالتونو (جامد، مایع او گاز) د بدلون د وخت او تودوخې د درجې د منحنی گراف له تړاو سره.

هغه انرژي چې یخ ته وړدنه کېږي، د اوبو د مالیکولونو حرکي اهتزازونه زیاتوي چې په پایله کې مالیکولونه سره جلا او کرستالي شبکې یوه له بلې څخه بېلېږي چې جامده ماده په مایع بدلیږي او د مالیکولونو انرژي دومره زیاتېږي چې خپل ځای په شبکه کې له لاسه ورکوي. د جامداتو تودوخه دوپلې کېدو تر هغه وخته ثابته پاتې کېږي چې ټوله جامده ماده په مایع بدله شي. له ویلي کېدو څخه وروسته د تودوخې درجه د اېشېدو تر درجې پورې لوړېږي او د تودوخې دا درجه تر پراس کېدلو

پورې بشپړه ثابته پاتې کېږي. کله چې مایع پوره براس شي ،نو دتودوخې درجه لوړېږي.

فعالیت



وڅېړئ چې جامد مواد د تودوخې د زیاتوالي له امله ولې ویلې کېږي؟ د تودوخې د زیاتوالي له امله میعات په براس او یا گاز ولې بدلېږي؟ لاندې شکلونه وگورئ او ځواب ورکړئ.

یخني یا تراکم	یخني
تو دوخه یا د فشار لروالی	تو دوخه
گاز	کرستالي جامد
	مایع

شکل: (6 - 16) د د تودوخې په بېلابېلو درجو کې د اوبو حالتونه

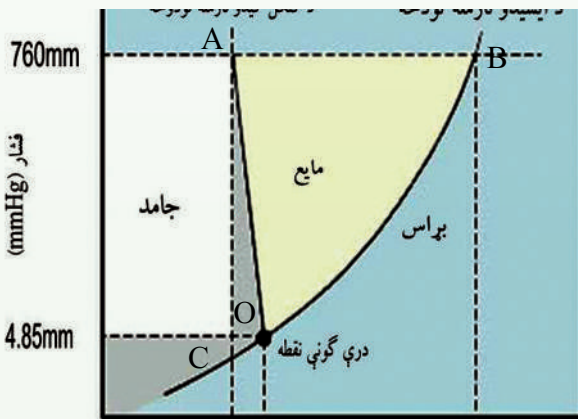
د یوې مادې د ویلې کېدو او اېشېدو ټکي او د جامد او مایع حالتونه د براس د فشار په واسطه ټاکل کېږي. لاندې گراف د اوبو د جامد او مایع د براس فشار بڼې:

د OA خط: یو اتموسفیر فشار کې د جامد او مایع په منځ کې سرحد بڼې چې په ثابت فشار کې د تودوخې په بدلون جامد په مایع بدلېږي.

د OC خط: که چیرته فشار د درې

گونې نقطې څخه کم شي جامد فاز په بخار (براس) بدلېږي. (تصعید)

د OB خط: د مایع او بخار ترمنځ فشار او د تودوخې په درجه کې د مایع او بخار ترمنځ تعادل رابڼي که فشار ثابت اوسی د تودوخې د درجې په زیاتیدو سره مایع په بخار بدلېږي.



تودوخه (C)

شکل: (6 - 17) له تودوخې سره د اوبو د براس د فشار تړاو

۶-۲-۵: د مایعاتو کنگل کیدل

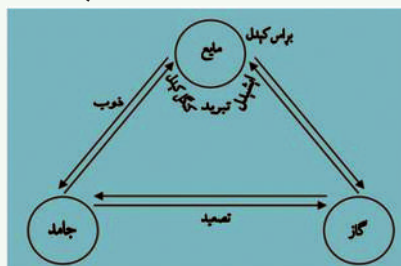
کله چې له یوې مایع څخه تودوخه واخیستل شي، د مالیکولونو حرکي انرژي ټیټېږي چې د مایع تودوخه ورسره ښکته کېږي او ثابت حالت ځانته غوره کوي او له هغې سره د موادو گډ جامد بلورونه لاسته راځي. د یوې مایع د کنگل کېدو درجه هغه اندازه تودوخه ده چې د یوې مادې جامد یا مایع فاز یو له بل سره د تعادل په حالت کې ساتي.

جامد \longleftrightarrow مایع

که چېرې له یوې مایع څخه تودوخه واخیستل شي، د پروسې لوری ښي خواته دوام پیدا کوي او دې حالت ته کنگل کېدل وايي. که جامدو موادو ته تودوخه ورکړل شي، د تعامل بهیر له پورتنۍ معادلې سره سم کین لوري ته دوام پیدا کوي. دې بهیر ته ویلې کېدل وايي. د کنگل کېدلو چټکتیا د ویلې کېدو داسې چټکتیا ده، چې سیستم نه تودوخه جذب او نه ازادوي، دلته د تگ او راتگ بهیر په دې سیستم کې د تودوخې په عین درجه کې ترسره کېږي؛ پر دې بنسټ، د یوې خالصې مادې د ویلې کېدو او کنگل کېدو ټکي سره یو شان دي.

د جسمونو د جامد حالت نیغ پر نېغه د گاز په حالت بدلیدلو ته د تصعید (Sublimation) عملیه وايي. د موادو جامد حالت د مایع او گاز د حالت په شان د براس فشار لري او څرنګه چې په جامداتو کې د مالیکولونو ترمنځ د کشکولو قوه غښتلي ده؛ پر دې بنسټ، د جامداتو براس ډېر لږ دی. د تعادل په حالت کې د جامد او گاز د براس فشار سره مساوي دی او د سیستم د تودوخې درجه د تعادل په حالت کې ثابتې ده. که د گازي مادې تودوخه لږه شي او له دې پرته چې مایع شي، جامد حالت ځانته غوره کړي، دا بهیر د تبرید (سړه ول) په نوم یادېږي. کیدی شي چې ځینې مواد په عادي شرایطو کې د تصعید او تبرید له لارې، خالص کړی شي. بېلګه کې یې کېدی شي چې I_2 او نفتالین ($C_{10}H_8$) ورکړل شي.

په عمومي ډول، یوه ماده شرایطو ته په پام سره په درې حالتونو (جامد، مایع او گاز) کې لیدل کېږي چې د دغو حالتونو یو پر بل باندې بدلېدل په لاندې شکل کې لیدل کېږي:



(6 - 18) شکل: د مادې د درې حالتونو یو پر بل باندې تبدیلېدلی ښيي

۳-۶ : گازونه

۱-۳-۶ : د گازونو صفتونه

د گازونو ځانگړتیاووته په پام سره چې طبیعي گازونه یو بل ته ورته دي او دا ورته والی مور ته دا امکان راکوي چې ایډیال گاز تعریف کړو او وروسته د حقیقي گازونو خواص د ایډیال گازونو له خواصو سره پرتله کړو. له دې سره به ولیدل شي چې حقیقي گاز او ایډیال گاز په ځینو مواردو کې سره یوشان دي (کله چې فشار او تودوخه زیات نه وي) د گازونو خواص د گازي موادو بڼه فکتورونه دي چې کېدی شي د ساده قوانینو په واسطه یې روښانه کړو. خو لومړی اړینه ده، خو هغو کمیټونو باندې بحث وکړو چې په گازونو باندې اغېز لري چې هغه حجم، فشار، د گاز اندازه او تودوخه ده، دا کمیټونه به ددې څپرکي په وروستیو بحثونو کې د آزمایشي قوانینو په باره کې زیات کومک وکړي.

حجم :

گازونه ناخپه منبسط کېږي او خپل اړوند لوبنی ډکوي؛ د گازونو حجم تل د هغوی د لوبني له حجم سره یوشان دی؛ خو د گازونو د حجم د اندازه کولو کمیټونه باید له نړیوال سیستم سره سم په واحد توگه وټاکل شي. څرنګه چې په نړیوال سیستم (SI) کې د واټن واحد متر (m) دی؛ نو بین المللي سیستم کې (SI) د حجم واحد متر مکعب (m^3) دی او عمدتاً $dec m^3$ (دیسې متر مکعب) د حجم د واحد په توگه ټاکي. یو دیسي متر مکعب حجم د لیتر ($Liter$) په نوم هم یادېږي. د موادو د حجمونو د اندازه کولو لپاره د m^3 له اجزاؤو او اضعافو څخه هم کار اخلي چې عمدتاً cm^3 دي او $1cc = cc = 1cm^3 = 1mL$ کېږي.

فشار

د سطحې پر یو واحد باندې وارده شوې قوه فشار د:

$$p = \frac{F}{S}$$

د cgs په سیستم کې د فشار واحد Bary د MKS په سیستم کې پاسکال او په FPS کې پوند (Lb) تقسیم پر انچ مربع (In^2) دی چې ($1atm = 14,7Lb / In^2$) کېږي او د پیسې PSi په نوم هم یادېږي.

$1atm = 14,7Lb \cdot Inch^{-2} = Psi = 760mmHg$ دي. د فشار واحدات په کېمیا کې اتموسفیر

او ملي متر ستون سیماب دي.

$$1atm = 760mmHg = 760torr$$

$$1atm = 14.1b / inch^2 = 101.3Kpa$$

۶-۳-۱: د گازي مادې مقدار

په عمومي توګه، د موادو مقدار په مول اندازه کېږي چې په (n) ښودل کېږي. د مطلوبې مادې د ګرامونو اندازه پر ماليکولي يا اتمي کتلې له وېشلو څخه کېدای شي د مادې د مولونو مقدار ترلاسه شي:

$$n = \frac{m}{M}$$

د گازونو تودوخه

د گازونو تودوخه، په عمومي توګه، په کالوین ټاکل کېږي چې د مطلقې تودوخې په نوم یې هم یادوي:

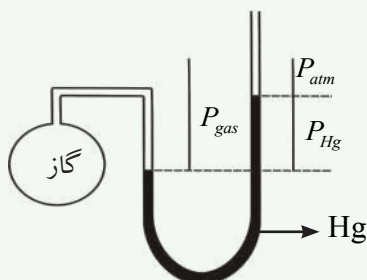
$$T_k = C^{\circ} + 273$$

۶-۳-۲: د بایل قانون (Boyle's Law)

په 1662 م کال کې د رابرت بایل او ادام ماریوت په نامه دوو فرانسوي فزیک پوهانو یو له بل څخه جلا د گازونو د حجم او فشار ترمنځ اړیکه په ثابته تودوخه کې وڅېړله او ترلاسه یې کړه چې په ثابته تودوخه ($T = \text{Constant}$) کې د گازونو د ټاکلې کچې حجم پر هغوی باندې د وارد شوي فشار سره معکوساً متناسب دی.

$$V \approx \frac{1}{p} \dots \dots \dots I$$

نوموړو پوهانو له هغې دستګاه څخه کار اخیسته چې د گاز یوه نمونه په کې د تړل شوي درجه لرونکي مانومتر په لاندینۍ برخه کې شته. د مانومتر په واز سر کې د سیمابو د زیاتوالي په واسطه کېدای شي چې د گاز فشار زیات کړای شي او د فشار له زیاتوالي سره د گاز حجم په بېلابېلو پړاونو کې وټاکل شي.



$$P_{atm} + P_{Hg} = P_{gas}$$

(6 - 19) شکل: سر وازی مانومتر د هایدروجن له گاز سره

له تجزیې لاندې د هایدروجن گاز د فشار- حجم د اندازې اخیستلو ځینې پایلې چې د تودوخې په $25^{\circ} C$ کې ترلاسه شوي، په لاندې جدول کې خلاصه شويدي:

(6 - 2) جدول: د هایدروجن د گاز تراکم د تودوخې په $25^{\circ} C$ درجو کې

د تجربو نمبر	فشار په mm Hg	حجم په ml	حجم X فشار
I	760	25	$1.75 \cdot 10^4$
II	830	21.1	$1.75 \cdot 10^4$
III	890	19.7	$1.75 \cdot 10^4$
IV	1060	16.5	$1.75 \cdot 10^4$
V	1240	14.1	$1.75 \cdot 10^4$
VI	1510	11.6	$1.75 \cdot 10^4$

په دې پایلو کې دوه مهم ټکي دي: لومړی دا چې د فشار په زیاتوالي د هایدروجن د گاز حجم لږ شوی او دوهم دا چې د فشار د زیاتوالي او د حجم د لږوالي د ضربولو پایله (PV) ثابته پاتې کیږي او دې فکتور د بایل او ماریوت توجه ځان ته ورواړوله چې د هغه معادله په لاندې ډول ده:

$$PV = K \text{ -----2}$$

په پورتنیو اړیکو کې p فشار v د گاز حجم او K ثابت دی چې دهغه کچه د تودوخه او گاز په کچې پورې اړه لري، نو کېدی شي چې I معادله په لاندې توگه ولیکل شي:

$$n = \text{Constant}, T = \text{Constant}$$

$$PV = K \text{ -----3}$$

I او II معادلې د بایل او ماریوت د قانون په نوم هم یادېږي. دا معادلې داسې هم لیکل کیږي:

$$V = \frac{K_1}{P} \text{ -----4}$$

په لنډ ډول ویلی شو چې په ثابته تودوخه کې د گاز د یو ټاکلي مقدار حجم له فشار سره معکوس تناسب لري.

مثال: یو ایډیال گاز د بایل د اندازه کولو په دستگاه کې داسې شته چې په 625 mmHg فشار کې

د گاز حجم 247mL دی. که چیرې فشار 825mmHg ته بدل شي، حجم ورسره بدلېږي
 . ($T = \text{Constant}$)

حل: د بایل له قانون سره سم $P_1V_1 = K$, $P_2V_2 = K$ دی نو $P_1V_1 = P_2V_2$ کېدی شي:

$$\left. \begin{array}{l} V_1 = 247\text{mL} \\ P_1 = 625\text{mmHg} \\ P_2 = 825\text{mmHg} \\ V_1 = ? \end{array} \right\} \begin{array}{l} \frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1} \\ V_2 = \frac{V_1 P_1}{P_2} \\ V_2 = \frac{247\text{mL} \cdot 625\text{mmHg}}{825\text{mmHg}} = 187\text{mL} \end{array}$$

مشق او تمرین وکړئ



په 1.23atm فشار کې د ایډیال گاز حجم 4.63L دی. که فشار $4.14 \cdot 10^{-2}$ ته بدلون
 ومومي، د گاز حجم پیدا کړئ. ($T = \text{Constant}$)

فعالیت



$PV = K$ په معادلي کې K د بایل د ثابت په نوم یادېږي. د گازونو لپاره ددې ثابت
 مقدار په معیاري شرایطو کې په $\text{atm} \cdot \text{L}$, $\text{mmHg} \cdot \text{L}$, $\text{Pa} \cdot \text{m}^3$ کې ترلاسه کړئ.

۳-۳-۶: د چارلس قانون (په گازونو باندې د تودوخې اغېز)

د چارلس په نوم فرانسوي فزیک پوه په 1787م کال کې د گازونو د حجم بدلون د تودوخې په
 بدلون په ثابت فشار کې مطالعه کړ. نوموړي عالم ولیدل چې په ثابت فشار کې ($P = \text{const}$)
 که گازونو ته تودوخه ورکړل شي، تودوخه له 0°C درجو څخه تر 80°C پورې بدلېږي؛ نو د
 نوموړو گازونو د حجم بدلونونه یو د بل معادل دي.

له 1806 تر 1808 کالونو کیلوسک وکړی شول چې د چارلس د گازونو فهرست پوره کړي او
 دا یې هم وښودل چې په ثابت فشار کې د تودوخې د یوې درجې ساتنې گراد په زیاتوالي، د گاز د
 حجم $\frac{1}{273}$ برخه انبساط کوي. د چارلس او کیلوسک د درې نمونه یي څېړنو پایلې په (6 - 20)
 شکل یا گراف کې وړاندې شوي دي:

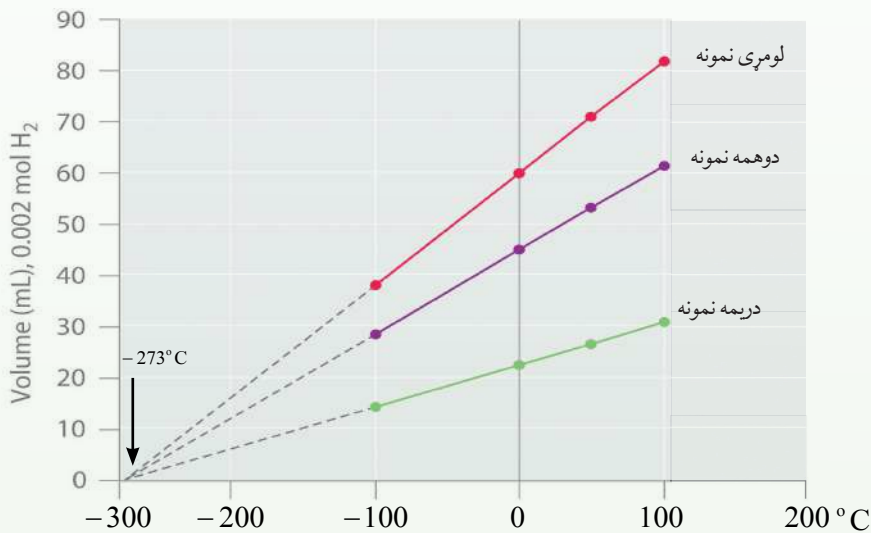
په دې گراف کې د درې نمونو لپاره د تودوخې او حجم ترمنځ اړیکې د هایدروجن د بېلابېلو
 کتلو لپاره څرگندې شوې دي. په دې تجربو کې فشار ثابت دی. که د گراف دی خطونو ته چې د

تودوخې او حجم د تړاو اړیکې رابښيي، دوام ورکړل شي، د تودوخې د درجو افقي محور به په یوه ټاکلي ټکي کې چې په دې ټکي کې $(V = 0)$ دی، پرې کوي. له دې تجربو څخه پایله اخیستل کیږي چې د تودوخې د تنزیل په بهیر کې له $0^\circ\text{C} - 273^\circ\text{C}$ پورې، د گازونو حجم له صفر سره مساوي دی. په 273°C - تودوخه کې گاز باید د منځه لاړ شي.

له اړوندو ترسره شوو تجربو چې په بېلابېلو گازونو باندې شوې دي، پایله اخیستل شویده چې د هغوی د گرافونو له رسمونو څخه مستقیم خطونه حاصلیږي او هغه د تودوخې ټول افقي محور به یوه ټاکلي تودوخه 273°C - ټکي کې پرې کوي. څرنګه چې حجم له صفر څخه په ټیټه تودوخه کې نشته؛ نو 273°C - تودوخه ډېره لږ ده؛ نو دغه د تودوخې درجه، مطلق صفر منل شوېده (دهغې دقیق عدد 273.15°C - دی). د مستقیمو خطونو عمومي معادله (6 - 20) شکل ده:

$$V = a(t + 273) \text{-----} I$$

په (I) معادله کې V د گاز حجم، T په $^\circ\text{C}$ د تودوخې درجه او a د مستقیمو خطو میل دی. څنګه چې $(v = a(t + 273))$ دی او د کالوین له مقیاس سره اړیکه لري، نو دا معادله داسې هم لیکلی شو: $V/T = a \text{ (n. p.)} \dots \dots \dots II$



شکل: د فشار او تودوخې ترمنځ اړیکه (6 - 20)

په ثابت فشار ($p = \text{constant}$) کې د ټاکلي مقدار گازونو حجم له تودوخې سره مستقیمه اړیکه لري. پورتنۍ قضیه د چارلس او گیلوسک په قانون پورې اړه لري.

که په ثابت فشار کې د یو ټاکلي مقدار گاز حجم V_1 وي؛ نو د دغه گاز لومړنۍ تودوخه T_1 ده او که دا تودوخه T_2 شي، د گاز حجم V_2 دی. نو لیکلی شو چې:

$$V = KT \text{ -----} 3$$

$$\frac{V_1}{T_1} = K \text{ -----} 4$$

$$\frac{V_2}{T_2} = K \text{ -----} 5$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ -----} 6$$

نوموړی مثال: یو ایډیال گاز په $25^\circ C$ کې $1.28L$ حجم لري. که تودوخه $50^\circ C$ ته بدله شي، د دغه گاز حجم به څومره وي؟ (که فشار ثابت وي)

$$V_1 = 1.28L$$

$$t_1 = 25^\circ C \quad T_1 = 25^\circ C + 273^\circ C = 298 K$$

$$t_2 = 50^\circ C \quad T_2 = 50^\circ C + 273^\circ C = 323 K$$

$$V_2 ?$$

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

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{1.28L \cdot 323K}{298K} = 1.39L$$

حل:

فکر وکړئ



په ثابت فشار او $27^\circ C$ تودوخه کې، یو ایډیال گاز $128cm^3$ حجم نیولی دی، که د نوموړی گاز حجم $214cm^3$ ته بدلون ومومي، نو تودوخه به څومره وي؟

دوهم مثال: په $25^\circ C$ تودوخه او $1atm$ فشار کې یو ایډیال گاز $2.65L$ حجم نیولی دی، که چېرې په یوه وخت کې تودوخه $75^\circ C$ او فشار $2atm$ ته لوړ شي، د دغه گاز حجم به څومره وي؟

حل:

1 - د بایل د قانون پرنسپ (n او t ثابت دي)

$$V \approx \frac{1}{P}$$

2 - د چارلس د قانون پربنسټ (n او p ثابت دي)

$$V \approx T$$

د بايل او چارلس د معادلې د تركيب څخه کولای شو چې وليکو

$$V = \frac{CT}{P} \quad (n \text{ ثابت دی})$$

په دې فورمول کې C د تناسب ثابت دی چې تناسب يې پرمساوات تبديل کړي دی؛ نو:

$$\frac{PV}{T} = C$$

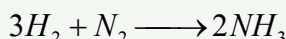
پورتنی اړیکه د گازونو د تركيب د قانون په نوم ياديږي چې د گازونو د دوو بېلابېلو حالتونو لپاره يې په لاندې ډول ليکلی شو:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{P_1 V_1}{T_1} = C \\ \frac{P_2 V_2}{T_2} = C \\ \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \end{array} \right\} V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2.65 \text{ L} \cdot 348 \text{ K}}{2 \text{ atm} \cdot 298 \text{ K}} = 1.55 \text{ L}$$

۶-۳-۴: د اوگدرو اصل

د گيلوسک له قانون سره سم، د تعامل کونکو گازونو د حجمونو نسبت په کيمياوي تعامل کې د فشار او تودوخې د يوشان شرايطو لاندې تام او کوچني عددونه دي؛ د بېلگې په ډول: نايټروجن او هايډروجن د زيات فشار او تودوخې لاندې يو له بل سره تعامل کړی او امونيا يې جوړه کړې ده. د امونيا په جوړولو کې د نايټروجن او هايډروجن حجمي نسبت 1:3 او د هغه برعکس

دی: $H_2 : N_2 = 3 : 1$



دوه حجمه \longrightarrow يو حجم + درې حجمه

په دې مورد کې پوښتنې منځ ته راځي، دا چې ولې د حجمونو ترمنځ اړیکې ته په پام سره دا هماغه اړیکه ده کوم چې د تعامل کوونکو موادو د مالیکولونو د شمېر ترمنځ په کېمیایي تعامل کې شته؟ د دې سوال ځواب دا دی چې د بېلابېلو گازونو مساوي حجمونه د فشار او تودوخې تریوشان شرایطو لاندې مساوي شمېر مالیکولونه لري (د اوگدرو لومړی قانون). د بېلابېلو گازونو د ذرو مساوي شمېر (مالیکولونه، اټومونه او یا ایونونه) د فشار او تودوخې د یوشان شرایطو لاندې مساوي حجمونه لري. (د اوگدرو دوهم قانون)

د اوگدرو د اصل پربنسټ، په ثابت فشار او تودوخه کې د گازونو حجم نېغ په نېغه د هماغه گاز د مول له شمېر سره متناسب دی:

$$T = \text{constant}$$

$$P = \text{constant}$$

$$V \approx n \text{-----} 1$$

$$\frac{n}{V} = K \text{-----} 2$$

مشق او تمرین وکړئ



الف- د نایتروجن د گاز $3.011 \cdot 10^{23}$ مالیکولونه به STP شرایطو کې څو لیتره حجم لري؟
ب- د گازونو مولی حجم پر کوم عامل پورې اړه لري؟ مولی حجم ته په پام سره په سټنډرډ شرایطو کې د گازونو مولی حجم په یو اتموسفیر فشار او $127^\circ C$ کې محاسبه کړئ.

۶-۳-۵: د ایډیال گازونو قوانین

د بایل قانون، د چارلس قانون او د اوگدرو اصل درې واړه هغه تناسب بیانوي چې ایډیال گازونه پرې روښانه کېږي. دنوموړو علماوو د قوانینو تناسب داسې لښوولی شو:

(n او T ثابت دي) $V \approx \frac{1}{p}$ (د بایل قانون)
(n او p ثابت دي) $V \approx T$ (د چارلس قانون)
(p او T ثابت دي) $V \approx n$ (د اوگدرو اصل)

له درېوو تناسبونو څخه لیکي شو چې:

$$V \approx \frac{1}{p} n T \text{-----} 3$$

که د درېمې (3) معادلې تناسب پر مساوات تبدیل کړو، R چې د گازونو د تناسب په نوم یادېږي،

د معادلې په بڼې خوا ور زیاتوو او لیکو چې:

$$V = RTn \frac{1}{p}$$

$$V \frac{nRT}{P}$$

$$PV = nRT \text{ -----4}$$

څلورمه اړیکه د ایډیال گازونو د حالت د عمومي یا بشپړې معادلې په نوم یادوي. د R قیمت د حجم، تودوخې، فشار او د گازونو په کچې پورې اړه لري. د شرایطو او گازونو مقدار ته په پام سره د R قیمت بدلېږي؛ خو په STP شرایطو کې یو مول د هر گاز 22.4L حجم لري؛ نو که د ایډیال گازونو n, T, P او V قیمتونه د گازونو د حالت په عمومي معادله کې معامله کړو، د پورتنیو پارامترونو له قیمتونو سره سم د R بېلابېل قیمتونه لاسته راځي:

$$T = 0^\circ \text{C} = 273\text{K}$$

$$P = 1\text{atm} = 101.3\text{KPa}$$

$$n = 1\text{mol}$$

$$V = 22.4\text{L} = 22.4 \cdot 10^{-3} \text{m}^3$$

$$R = ?$$

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$R = \frac{101.3\text{KPa} \cdot 22.4 \cdot 10^{-3} \text{m}^3}{1\text{mol} \cdot 273\text{K}} = 8.31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

نومړی مثال: یو ایډیال گاز په 0,432atm فشار کې 8,64L حجم نیولی دی او د هغه مقدار 0,176 مول دی. په نوموړي گاز باندې وارده شوې تودوخه ومومي.

$$T = ?$$

$$PV = nRT$$

$$P = 0.432$$

$$n = 0.176\text{mol}$$

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{0.432\text{atm} \cdot 8.64 \cdot \text{L}}{0.176\text{mol} \cdot 0.0802\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 258\text{K}$$

$$V = 8.64\text{L} = 8.64 \cdot 10^{-3} \text{m}^3$$

$$R = 0.0802\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

ځان وازمایئ

د اکسیجن 5g گاز په 35°C تودوخه کې 6L حجم لري. دنوموړي گاز فشار په څومره وي؟

د گازونو کثافت

که د گاز مولی کتله د هغوی پر یو مول حجم باندې په ستندرد شرایطو کې تقسیم شي، د گاز مولی کثافت لاس ته راځي:

$$D_{mol} = \frac{m(mol)}{V_{STP}}$$

لومړی مثال:

د هایدروجن د گاز پنځه گرامه په $22^\circ C$ تودوخه او یو اتموسفیر فشار کې، $61,5(101,3KPa)$ لیتره حجم لري. د هغه مولی کثافت پیدا کړئ.

څرنګه چې $n = \frac{m}{M}$ دی، که د n قیمت په $PV = nRT$ معادله کې معامله کړو، لاس ته راځي چې:

$$PV = nRT \quad \text{یا} \quad PV = \frac{m}{M}RT \quad \text{یا} \quad PM = \frac{m}{V}RT \quad \text{یا} \quad PM = DRT$$

$$D = \frac{PM}{RT}$$

$$d = \frac{101.3KPa \cdot 2.016g/mol}{8.31J \cdot mol^{-1} \cdot 295K} = 0.09g/L$$

دوهم مثال

د اکسیجن د گاز کثافت په $350K$ تودوخه او $2.5atm$ فشار کې پیدا کړئ. د اکسیجن د گاز مالیکولي کتله $32amu$ ده. حل:

$$D = \frac{PM}{RT}$$

$$D = \frac{2.5atm \cdot 32g \cdot mol^{-1}}{0.082L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 350K} = 2.79g \cdot L^{-1}$$

مشق او تمرین وکړئ

د نایتروجن گاز د هغې یوې نمونې فشار پیدا کړئ چې کثافت یې په $300K$ تودوخه کې $2.0g/L$ دی. د یو مول نایتروجن کتله $28g/mol$ ده.

۶-۳-۶: په STP شرايطو کې د يو ايديال گاز د مولي حجم محاسبه

محاسبو ښودلې ده چې د يو ايديال گاز حجم په STP شرايطو کې $22.4L$ دی:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1\text{mol} \cdot 0.0820\text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273\text{K}}{1\text{atm}} = 22.4L$$

نو په STP شرايطو کې د هر گاز يو مول $22.4L$ حجم نيسي.

۶-۳-۷: د گازونو عمومي معادلې پر او د گازونو کثافت پر بنسټ د گازونو د

مالیکولي کتلې پيدا کول.

د گازونو عمومي معادلې ته په پام سره کېدی شي چې د گازونو د مالیکول کتله ترلاسه شي:

$$PV = nRT \text{ ----- 1}$$

$$n = \frac{m}{M} \text{ ----- 2}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad M = \frac{mRT}{PV}$$

لومړی مثال: د فاسفين PH_3 د گاز کثافت په $50^\circ C$ تودوخه او 732mm Hg فشار کې

$1.26\text{g} / L$ دی، نوموړی گاز ايديال دی؛ مالیکولي کتله يې محاسبه کړئ.

$$P = 732\text{ mmHg}$$

$$d = 1.26\text{g}$$

$$V = 1L = 10^{-3}\text{ m}^3$$

$$T = 50^\circ C = 323\text{K}$$

$$R = 62,36\text{mmHg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$M = ?$$

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

$$M = \frac{1.26\text{g} \cdot 62.36\text{ mmHg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 323\text{K}}{732\text{mmHg} \cdot 10^{-3}\text{ m}^3}$$

$$M = 34\text{g} / \text{mol}$$

مشق او تمرین وکړئ!

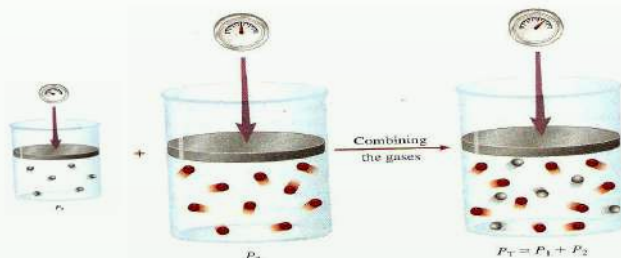


په صفر درجه سانتی گراد تودوخه، او $0.1\mu Pa$ فشار کې، یو لیتر مشبوع هایدروکاربن گاز

1.96g کتله لري؛ مالیکولي کتله او فورمول يې پيدا کړئ.

۶-۳-۸: د گازونو مخلوط (د دالتن قسمي يا جزئي فشار)

په ۱۸۰۱ م کال کې جان دالتن د یو لړ علمي تجربو پر بنسټ پایله تر لاسه کړه چې د گازونو له مخلوطو څخه د ډک لوبښي پر دیوال باندې وارد شوی فشار د گازي مخلوط د تشکیل کوونکو اجزاوو د گازونو د هر یوه د مجموعي فشار څخه عبارت دی؛ پر دی بنسټ د یو گازي مخلوط ټاکل شوی فشار باید د گازونو د جمعې له حاصل سره مساوي وي، داسې چې: که د مخلوط هر یو جز د لوبښي حجم یوازې ځانته ونیسي او د لوبښي پر دیوالو باندې فشار واچوي، نو د دالتن له جزئي فشارونو سره سم کېدې شي وویل شي: د یو گازي مخلوط جمعې فشار د گازونو د هر جز د فشارونو د جمعې حاصل څخه عبارت ده. جزئي یا قسمي فشار داسې تعریفیږي: که چېرې یو گاز په یوازې توګه یو لوبښی ونیسي او خپل جزئي فشار او معادل فشار یې د لوبښي پر دیوال وارد کړي، د قسمي یا د جزئي فشار پر نامه یادېږي. لاندې شکلونه د دالتن د جزئي فشار او د گازونو د مخلوط مجموعي فشار رابښي؛ د بېلګې په ډول: که د هیلیموم جزئي فشار 100mmHg او د هایډروجن جزئي فشار 300mmHg وي، نو مجموعي فشار یا ټول فشار 400mmHg دی. څه ناڅه د گازونو ډېر مخلوطونه د دالتن د جزئي فشارونو د قانون څخه پیروي کوي او بنسټیز شرط یې دا دی چې مخلوط شوي گازونه باید یو له بل سره تعامل ونه کړي:



(6 - 21) شکل: د دالتن د قسمي فشارونو قانون په ثابتې تودوخې کې

د عمومي معادلې پر بنسټ ($PV = nRT$) د گازونو حالت کېدای شي مجموعي فشار او د هر گاز جزئي فشار په لاس راوړل شي:

$$P_{Total} = \frac{n_{Total}RT}{V} \quad \text{-----} 1$$

$$P_i = \frac{n_iRT}{V} \quad \text{-----} 2$$

$$\frac{P_i}{P_{Total}} = \frac{\frac{n_iRT}{V}}{\frac{n_{Total}RT}{V}} = \frac{n_iRT}{n_{Total}RT} \quad \text{-----} 3$$

$$\frac{P_i}{P_{Total}} = \frac{n_i}{n_{Total}} \quad \text{-----} 4$$

دا چې د مخلوطو موادو د یو جز مول تقسیم پر جوړوونکو اجزاؤو دمولونو پر مجموعې باندې د یوه جزء د مول تقسیم، د اجزاؤو مولی کسر دی، نوکه د یو جزء مولی کسر په X_i وښودل شي، نولرو چې:

$$\frac{P_i}{P_{Total}} = X_i \text{-----} 4$$

$$P_i = P_{Total} X_i \text{-----} 5$$

مثال: که چیرې O_2, N_2, H_2 گازونو څخه هر یو، د یو ګرام په کچه په یو لس لیتره بالون کې وردننه کړئ، نوموړي گازونه اید یال دي. د دې گازونو د مخلوط تودوخه $125^\circ C$ ده. مجموعي فشار (Total) یې پیدا کړئ. (د atm په واحد یې پیدا کړئ)

حل:

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M} = \frac{1g}{2g/mol} = 0.5mol$$

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M} = \frac{1g}{16g/mol} = 0,0625mol$$

$$n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M} = \frac{1g}{14g/mol} = 0,0714mol$$

$$P_{H_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{0.5mol \cdot 0.082atm \cdot L \cdot 398K}{10L \cdot mol \cdot K} = 1.63atm$$

$$P_{O_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{0,0625mol \cdot 0.082atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 398K}{10L} = 0,203atm$$

$$P_{N_2} = \frac{n_{N_2} RT}{V} = \frac{0,0714mol \cdot 0.082atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 398K}{10L} = 0,233atm$$

$$P_{Total} = P_{H_2} + P_{O_2} + P_{N_2} = 1.63atm + 0,203atm + 0,233atm = 2,66atm$$

په عمومي ډول، د گازونو د مخلوط سیستم مجموعي فشار په لاندې فورمول په واسطه محاسبه کړو:

$$P_{Total} = \frac{n_{Total} RT}{V}$$

۶-۳-۹: د گازونو دمالیکولونو د خپرېدو او ننوتې په اړه د گراهام قوانین

په 1829م کال کې انگریز پوه توماس گراهام *Tomas Graham* پر بېلابېلو گازونو باندې د خپرېدو چټکتیا (*Diffusion*) او ننوتنه (*Effusion*) وڅېړله. خپرېدنه هغه اصطلاح ده چې له یوه محیط څخه بل محیط ته د موادو د کتلو د حرکت په اړه استعمالیږي؛ د بېلگې په ډول: کله چې خواړه د پخېدلو په حال کې وي، له لوبښي څخه گازونه بهر ته وځي او په چاپېریال کې خپرېږي چې موږ د خپلې شامې په حس د غذا بوی حس کوو.

گراهام وموندله چې د گازونو د ننوتې چټکتیا په غازي محیط کې، د گازونو د کثافت له جذر مربع سره معکوس تناسب لري:

$$V = \frac{K}{\sqrt{D}} \text{-----} 1$$

د A او B دوو گازونو د ننوتې نسبت کېدای شي داسې ترلاسه شي:

$$V = \frac{K}{\sqrt{D_A}} \text{-----} 2$$

$$V = \frac{K}{\sqrt{D_B}} \text{-----} 3$$

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{\sqrt{D_B}}{\sqrt{D_A}} \text{-----} 4$$

1 او 4 معادله د گراهام د خپرېدو د قانون په نوم یادېږي.

په ټاکلې تودوخه او فشار کې د گازونو مالیکولي کثافت او مالیکولي کتله یو له بلې سره مستقیماً

$$D = \frac{m}{v} \text{-----} 5$$

$$V = \frac{nRT}{P} \text{-----} 6$$

د 6 معادلې د V قیمت څخه په 5 معادله کې معامله کوو، لاسته راځي چې:

$$D = \frac{m}{\frac{nRT}{P}} = \frac{mP}{nRT} \text{-----} 7$$

$$n = \frac{m}{M} \text{-----} 8$$

$$D = \frac{mP}{\frac{mRT}{M}} = \frac{mP}{1} \cdot \frac{M}{mRT}$$

$$D = \frac{PM}{RT} \text{-----} 9$$

دوو ثابتود ضرب او تقسیم حاصل له درېم ثابت سره مساوي دی؛ یعنی:

$$\frac{P}{RT} = K$$

$$D = MK \text{ -----} 10$$

$$D \approx M \text{ -----} 11$$

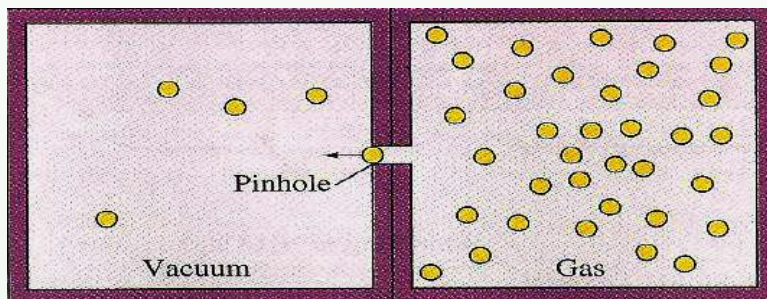
خرنگه چې د گازونو مالیکولي کتله او مالیکولي کثافت یو له بل سره نېغه اړیکه لري، نو د گراهام د مالیکولي خپریدني د قانون په بنسټ کولای شو د دوو گازونو لپاره داسې لیکلی شو:

$$\frac{V_A(\text{Diffusion})}{V_B(\text{Diffusion})} = \frac{\sqrt{M_B}}{\sqrt{M_A}}$$

گراهام په (1826) م کال کې بله مقاله هم نشر کړه. په هغې کې یې د دېوالونو له کوچنیو سوریو څخه د گازونو د نفوذ په اړه علمي مطلبونه وړاندې کړيدي. د یو گاز د مالیکولونو نفوذ د هغه مالیکولي حرکت د دېوال تر منځ تخلخل دی. د مالیکول د تېریدو قانون د مالیکولي خپریدني له قانون سره یوشان دی. د گازونو د تېریدو چټکتیا د دېوال او د تېریدو نیم تیریدو وړ غشا (پردي) د مالیکولي کثافت د جذر مربع او د هغوی د مالیکولي کتلې له جذر مربع سره معکوس تناسب لري؛

یعني:

$$\frac{V_A(\text{Effusion})}{V_B(\text{Effusion})} = \frac{\sqrt{D_B}}{D_A} \quad \text{یا} \quad \frac{V_A(\text{Effusion})}{V_B(\text{Effusion})} = \frac{\sqrt{M_B}}{\sqrt{M_A}}$$



شکل: (6 - 22) د گازونو د نفوذ چټکتیا

لومړی مثال: د X نامعلوم گاز د تېریدني چټکتیا تخلخل (سوري) لرونکو دېوالونو له سوریو څخه 0.279 دی چې د هایدروجن گاز د تېروني چټکتیا له نوموړي دېوال سره یوشان ده (که شرایط STP وي) د نامعلوم گاز مالیکولي کتله ترلاسه کړئ؛ د هایدروجن مالیکولي کتله 2.016 ده.

حل :

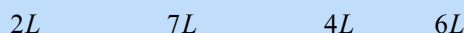
$$\frac{V_X(\text{Effusion})}{V_{H_2}(\text{Effusion})} = \frac{\sqrt{M_{H_2}}}{\sqrt{M_X}}$$

$$0,279 = \frac{\sqrt{2,016}}{\sqrt{M_x}}$$

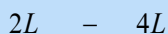
جواب

$$\sqrt{M_x} = \frac{\sqrt{2,016}}{0,279} \quad M_x = \left(\frac{\sqrt{2,016}}{0,279}\right)^2 \quad M_x = 26$$

دوهم مثال: د اکسیجن په شتون کې د ایتان له سوځېدو څخه H_2O او CO_2 لاس ته راځي. که $1.26L$ ایتان د $4.50L$ اکسیجن په واسطه وسوځول شي، خو لیتره کاربن ډای اکساید CO_2 او خو لیتره د اوبو براسونه به تولید شي؟ تودوخه $400^\circ C$ او فشار $4.00 atm$ دی.



$$1.26L \quad - \quad X_1 \qquad X_1 = \frac{1.26L \cdot 7L}{2L} = 4.41L$$



$$1.26L \quad - \quad X_2 \qquad X_2 = \frac{1.26L \cdot 4L}{2L} = 2.52L \quad CO_2$$



$$1.26LC_2H_6 \quad - \quad X_3 \qquad X_3 = \frac{1.26L \cdot 6L}{2L} = 3.78L$$

د اکسیجن کچه $4.50L$ ده. د $1.26L$ ایتان معادل اکسیجن $4.4L$ دی چې $0.094L$ اکسیجن له تعامل څخه پرته پاتې دی. نو د CO_2 او H_2O کچه کېدی شي، د ایتان له حجمي کچې څخه په پورته ډول ترلاسه شي.

مشق او تمرین وکړئ



پروپان د اکسیجن په واسطه سوځي او په کاربن ډای اکساید او اوبو باندې بدلېږي. یولیترو پروپان په $12^\circ C$ تودوخه او $8,44 atm$ فشار کې د اکسیجن له زیات مقدار سره سوځول شوی دی؛ د تولید شوي CO_2 حجم د $925^\circ C$ تودوخه او یو اتموسفیر فشار په لیتر محاسبه کړئ.

۶-۳-۱۰: د گازونو جنبشي (حرکي) نظريه

تر اوسه مو د ايديال گازونو مهم خواص د گازونو د قوانينو لاندې؛ لکه: د بايل قانون، د دالتن قانون، د گراهام قانون... مطالعه کړل. پوښتنه پيدا کيږي چې ولې گازونه دا نوموړي خواص له ځانه بڼي؟ تاريخ ثابته کړې ده چې علوم په مشاهدو او تجربو پيل شوي دي، نظريې او مودلونه د همدې مشاهدو او تجربو پر بنسټ ټينگ دي. ويلي شو چې نظريې د مودل پر بنسټ ټينگي دي، د مودلو پر بنسټ کېدای شي چې د سيستم فورمول او خواص روښانه شي.

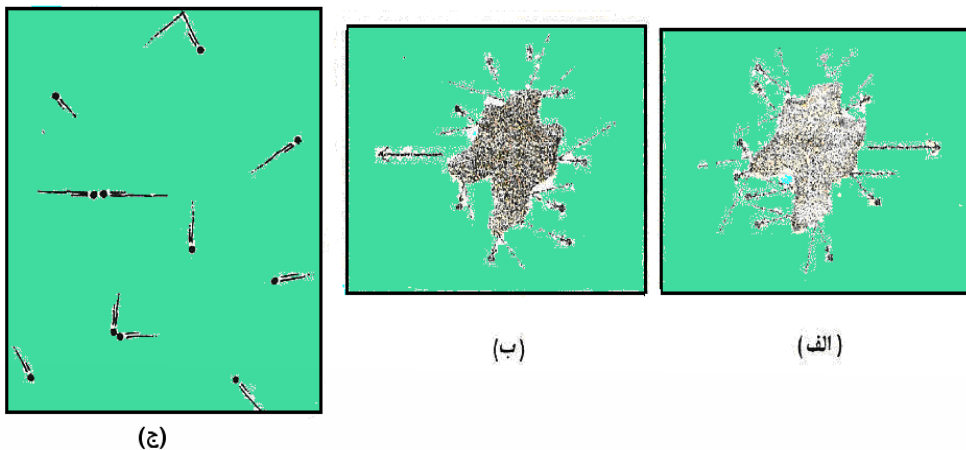
د گازونو حرکي نظريه چې هغې ته حرکي نظريه ويل کيږي، د گازونو د طبيعت او فزيکي مودل د حرکت څرنګوالي روښانه کوي. دا نظريه د لاندې فرضيو پر بنسټ ولاړه ده:

1 - گازونه له ډېرو زياتو کوچنيو ذرو (اتومونو او ماليکولونو) څخه جوړ شويدي. دا ذرې دومره کوچنۍ دي چې د هغوی د حجم کچه يې د هغو ترمنځ د فاصلو په پرتله په منځني ډول د لويښي هغه حجم، چې گازونو په هغې کې ځای نيولي دي، ډېر کم دی او د لويښي دننه د گازونو اعظمي حد د ذرو ترمنځ له تشې فضا څخه جوړه شوې دی.

2 - د گازونو جوړوونکي اتومونه او ماليکولونه پرله پسې په حرکت کې دي او د هغوی حرکت بې نظم، چټک او پر خط نېغ دی. د گازونو د ذرو ددې حرکت په پايله کې يو له بل سره ټکر او هم د لويښي له دېوال سره ټکر کوي. دا ټکرونه الاستيکي (بېرته ګرځيدونکي) دي. څرنګه چې په هر ټکر کې د ټکر کوونکو ماليکولونو حرکي انرژي بدلون نه کوي، په بل عبارت د دې امکان شته چې ماليکولونه په خپل منځ کې خپله سينتيک (د ذرو حرکت) انرژي له لاسه ورکړي؛ خو د دوو ټکر کوونکو ماليکولونو سينتيکي انرژي مجموعه ثابته پاتې کيږي.

3 - په گازونو کې ماليکولونه او يا اتومونه يو له بل څخه جلا وي. ځای لري چې هيڅ د جاذبې او دافعې قوه د گازونو د اتومونو او ماليکولونو ترمنځ شتون نه لري. (د ټکر د وخت په استثناء)

4 - په گازونو کې د ذرو (ماليکولونو او يا اتومونو) حرکت بېلابېلو شيبوکې کېدای شي چټک او يا ورو وي. ځينې ذرې چټک حرکت لري او ځينې يې ورو حرکت سرته رسوي؛ پر دې بنسټ، د گازونو د ماليکولونو حرکي انرژي هم په لويه ساحه کې د خوځيدو په حالت کې ده. خو د گازونو د اتومونو او ماليکولونو منځنۍ حرکي انرژي له مطلقي تودوخې سره نېغه اړيکه لري او په ټاکلې تودوخه کې ثابته پاتې کيږي. په (6-23) شکل کې د گازونو تصويري مودل وړاندې شويدي. په دې مودل کې ليدل کيږي چې د گاز يوه ټاکلې کچه په رښتيا د ډېرې فضا يي خاليګاوې لرونکې ده او دا خاليګاوې په ډېره چټکتيا د گازونو د ذرو په واسطه ډکيږي.



شکل: الف- د گازونو حرکتی مودل او برونی حرکت، ب- د مالیکولونو کچه چې ذرې یې کینې خوا ته بمباردمان کوي، ج- په راتلونکو شیبوکې چې وضعیت د الف د جزء معکوس کېږي.

(۱۱-۳-۶): حقیقي گازونه :

هغه گازونه ایډیال خواص رانسیې چې د مالیکولونو ترمنځ متقابل عمل یې و نه لیدل شي. (که چېرې د مالیکولونو ترمنځ الاستیکي ټکر شتون و نه لري) او په مالیکولونو نیول شوی حجم یې د هغه لوبنې د حجم په پرتله، چې مطلوب گازونه په کې دي، د پام وړ نه وي؛ باید پوه شو چې په حقیقي گازونو کې دغه شرایط نه شي کیدی چې سل په سلو کې ولیدل شي؛ نو ویلی شو چې حقیقي گازونه د ایډیال له طبیعت او سلوک څخه کېوالی کوي.

۱۲-۳-۶: د حقیقي (رېسټنې) گازو لپاره د حالتو معادله

که دیوه ټاکلي مقدار گاز لپاره درې متحولو P, V او T ته یو تریل اړیکه ورکړل شي، په دې صورت کې، د نوموړو دوو متحولو په ټاکلو سره، کیدی شي دریم متحول اسانه ترلاسه شي؛ د بېلګې په ډول: د اکسیجن د گاز 0.1 mol په 0.5 atm فشار او 39°C تودوخه کې یو ټاکلی حجم نیسي. په عمومي صورت، هغه ریاضیکي معادله چې فشار، حجم، تودوخه او د یو گاز د مولونو شمېر یې یو له بل سره تړلې دی او د گازونو د حالت د معادلې په نامه یاده شوې ده، $PV = nRT$ ده چې د ایډیال گاز د حالت معادله رانسیې؛ خو دا معادله د حقیقي گازونو حالت نه شي څرګندولی.

واندر والس ($Vander - Waals$) په (1873) م کال کې د حقیقي گازونو د حالت معادله د

$(P + \frac{a}{V^2})(V - b) = RT$ په بڼه د یو مول حقیقي گاز لپاره د ایډیالو گازونو د حالت معادلې ته په پام کې نیولو سره او د فشار اغېزه پر حقیقي گازونو باندې وپاڅله. په پورتنۍ معادله کې a او b مثبت ثابتونه دي چې د هر گاز ټاکلوې ځانگړتیاوو څخه عبارت دي، که د گاز کثافت ډېر کم وي، د گاز حجم (V) زیات دی او د b ارزش د حجم (V) په پرتله خورا ډېر کوچنی دی چې کیدي شي د هغه له پامه وغورځول شي. په دې حالت کې $\frac{a}{V^2}$ صفر ته نږدې کیږي. دلته د واندر والس معادله د ایډیالو گازونو د حالت معادلې ته نږدې کیږي:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) = P \quad , \quad \frac{PV}{RT} = Z$$

$$V - nb = V \quad , \quad PV = nRT$$

a او b مقدار کیدي شي د تجربې په واسطه د هر گاز لپاره ترلاسه شي. په (6 - 2) جدول کې د واندر والس د ثابتو (a او b) مقدار ښودل شوی دی:

(6 - 2) جدول: د حقیقي گازونو ثابتونه

$b(\text{liter} / \text{mol})$	$a(\text{litler.atm} / \text{mol}^2)$	گازونه
0266 .0	0.244	H_2
0.0237	0.3412	He
0.03913	1.390	N_2
0.03183	1.360	O_2
0.0427	3.59	CO_2
0.03985	1.485	CO
0.0428	2.25	CH_4
0.0371	4.17	NH_3
0.03049	5.464	H_2O
0.02789	1.340	NO

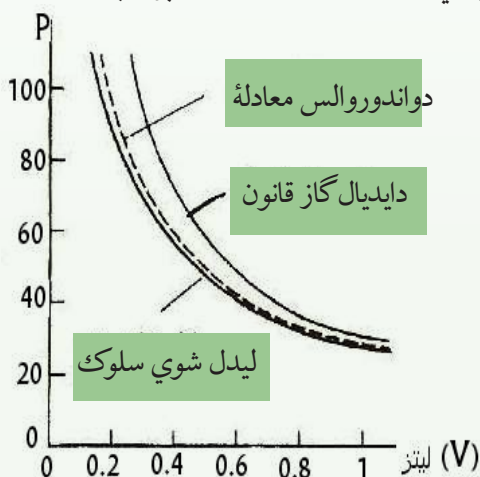
مثال: 10g د میتان گاز د تودوخې په $25^\circ C$ کې په یوه لیتره لوښي کې ساتل شویږي؛ پر نوموړي گاز باندې وارد شوی فشار د ایډیال گازونو د قانون او واندر والس معادلې پر بنسټ محاسبه کړئ؛ a, b قیمتونه له (6 - 3) جدول څخه ترلاسه کړئ.

$$\begin{array}{l}
 m = 10g \\
 V = 1L \\
 P = ? \\
 M = 16
 \end{array}
 \left\{
 \begin{array}{l}
 \text{الف : حل :} \\
 P = \frac{mRT}{MV} \\
 P = \frac{10g \cdot 0.082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 298K}{16g \cdot 1L} \\
 P = 15.3 \text{ atm} \quad \text{ب}
 \end{array}
 \right.$$

$$\left(P = \frac{nRT}{V - nb} \right) - \left(\frac{n^2 a}{V^2} \right) = \frac{0.625 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 298 K}{1L - 0.625 \text{ mol} \cdot 0.0428} - \frac{(0.625 \text{ mol})^2 \cdot 2.25 L^2 \text{ atm}}{L^2 \cdot \text{mol}^2}$$

$P = 14.8 \text{ atm}$

د گازونو د حالت د عمومي معادلې په پرتله د واندر والس معادله په ښه توګه کولای شې چې حقیقي گازونه توصیفولی شې. (6 - 24) شکل د یو مول CO_2 د حالتونو څرنګوال او د PV وضعیت په $350K$ تودوخه کې په تجربې ډول رابښي، همدارنګه، د هغوی د حالت څرنګوالی او تجربې خواص د ایډیال گاز د حالت معادلې له واندر والس معادلې په وړاندې پرتله کوي. نور یې معادلې هم د گازونو د حالت د محاسبې په خاطر وړاندې شوي دي چې د واندر والس د معادلې په نسبت ډېرې ښې دي؛ خو د هغوی د ثابتونو شمېر له پنځو څخه ډېر وي.



(6 - 24) شکل: د یو مول گاز لپاره په مطلقه تودوخه کې د حالتونو گراف

مشق او تمرین وکړئ



د لاندې گازونو د a او b کچه د هرې جوړې لپاره پرتله کړئ:

الف - $H_2(g)$ او $NH_3(g)$ ب - $N_2(g)$ او $I_2(g)$

(3 - 6) جدول: د گازونو، مایعاتو او جامداتو ځینې ځانګړتیاوي

گازونه	مایعات	جامدات
1 - ټاکلی شکل نه لري. (د طرف ټول حجم په بشپړ شکل نیسي)	1 - ټاکلی شکل نه لري او په بېلابېلو لوبنو کې بېلابېل شکلونه غوره کوي.	1 - ټاکلی شکل لري. (د شکل د بدلون مقاومت)
2 - متراکم کیدي شي.	2 - ټاکلی حجم لري او د تراکم کیدلو خاصیت نه لري.	2 - څه ناڅه تراکم نه مني.
3 - ډېر ټیټ کثافت لري او کتلې یې ډیرې کوچنۍ دي.	3 - کثافت یې لږڅه زیات دی.	3 - د هغوی کتلې د مایعاتو په پرتله لویې دي.
4 - د سیال شکل لري.	4 - د سیال حالت لري.	4 - د سیال شکل نه لري
5 - چټک حرکت لري او خپرېږي.	5 - ذرې یې په نورو مایعاتو کې د خپریدو وړتیا لري.	5 - د ذرو خپرېدل یې کم دي او د مالیکولونو حرکت یې ډېر وړو دی.
6 - چټک حرکت لري او هر لوري ته په درې بعدی شکل حرکت کوي.	6 - د ذرو ترمنځ خالیګاوې یې ډېرې لږ دي؛ چټک او درې بعدی یې نظمه حرکت لري.	6 - مالیکولونه یې یو له بل سره نښتي دي؛ یوازې اهترزايي حرکت لري.



د شپږم څپرکي لنډيز

- هر ماده کولي شي د محيطي شرايطو له کبله هره ماده درې حالتونه (جامد، مايع او گاز) لرونکي وي.
- گازونه هغه مواد دي چې جوړونکي ذرې يې يو پر بلې باندې ډېره لږ اغېز لري. يوه پر بلې باندې د ذرو د جذب ډېره لږ ده او نامنظم حرکت لري. په لوړه تودوخه او لږ فشار کې د گازونو د ذرو حرکت چټک دی.
- د جامداتو خواص د گازونو له خواصو څخه توپير لري. گازونه ډېر لږ کثافت لري خو چې جامدات لوړ کثافت لري. گازونه د فشار په پايله کې مترکم کيږي؛ خو جامدات ډير کم د تراکم ځانگړتياوي لري. جامدات کلک او ماتيدونکي دي، په داسې حال کې چې گازونه دا حالت نه لري.
- مايعات د جامداتو او گازونو په پرتله ځانگړي خواص لري؛ د بېلگې په ډول: د موادو د ذرو ترمنځ يې د جذب قوه په مايع حالت کې ډېره ده؛ خو د جامداتو په نسبت ضعيفه ده.
- په ثابته تودوخه ($T = \text{constant}$) کې د گازونو د ټاکلې کچې حجم له فشار سره معکوسه اړيکه لري.
- په ثابت فشار ($P = \text{constant}$) کې د گازونو ټاکلی حجم له تودوخې سره نېغ متناسب دی.
- د بېلابېلو گازونو مساوي حجمونه د فشار او تودوخې د يوشان شرايطو لاندې مساوي شمېر ماليکولونه لري (د اوگندرو لومړی قانون). د بېلابېلو گازونو د ذرو (ماليکولونو، اتومونو او ايونونو) مساوي کچه، د فشار او تودوخې تر يو ډول شرايطو لاندې مساوي حجمونه غوره کوي.
- د گازونو د مخلوطو په واسطه وارد شوی مجموعي فشار، د گازونو د مخلوط د اجزاؤو د هر جزء فشار د جمعې له حاصل سره مساوي دی.
- گراهام پيدا کړه چې د گازونو د تېرېدو چټکتيا په بل گازې محيط کې د کثافت له جذرمربع سره معکوس تناسب لري.
- د گازونو د حالت معادله د يو مول گاز لپاره $PV = nRT$ ده چې په دې معادله کې V د گاز حجم دی؛ له پورتنۍ معادلې څخه دا پايله اخلو چې:

$$\frac{PV}{RT} = Z$$

د شپږم څپرکي پوښتنې

- 1 - گازونه هغه مواد دي چې د هغوی جوړوونکې ذرې یو پر بل باندي.....لري.
- الف- ډېر کم اغېز
ب- د هغو ذرو د جذب قوه یوه له بلې سره ډېره کمه
ج- نامنظم حرکت
د- ټول
- 2 - جامدات هغه مواد دي چې لري.
- الف- معین حجم
ب- معین شکل
ج- الف او ب دواړه
د- هېڅ یو
- 3 - د مایعاتو خپریدل د گازونو پر نسبت..... دی او په مایعاتو کې د مالیکولونو ټکر دی.
- الف- ورو
ب- چټک، ډېر زیات
ج- نورمال، ډېر زیات
د- زیات، نورمال
- 4 - په ثابت تودوخه ($T = constant$) کې د یوې ټاکلې کچې د گازونو حجم له فشار سره څه ډول تړاو لري؟
- الف- مستقیم متناسب
ب- معکوس متناسب
ج- تناسب نه لري
د- د الف جزء سم دی.
- 5 - په ثابت فشار کې د سانتي گراد د یوې درجې تودوخې په زیاتوالي، د گاز حجم په نسبت له $0^{\circ}C$ څخه انبساط کوي.
- الف- 1: 273
ب- 1:1
ج- 2: 3
د- 100: 1
- 6 - د بېلابېلو گازونو مساوي حجمونه د فشار او تودوخې د یوشان شرایطو لاندې مساوي لري.
- الف- ایونونه ب- مالیکولونه ج- اټومونه (په هغه عنصر کې چې گاز وي) د- ټول
- 7 - یو مول د هر گاز په STP شرایطو کې حجم نیسي.
- الف- 22.4L
ب- 22 mL
ج- 22,4mL
د- 22,4m³
- 8 - که د یو مول گاز مولی کتله د یو مول گاز پر حجم تقسیم شي، په ستندرد شرایطو کې د په نوم یادېږي.
- الف- نسبتي کتله
ب- ترکیبي کثافت
ج- مولی کثافت
د- مخصوص وزن

9 - واندروالس در بنستيني گازونو معادله په وښودله:

الف) $(V - b)(p + \frac{a}{V^2}) = RT$ ب) $\frac{PV}{RT} = Z$ ج) الف و ب د) هېڅ يو

10 - گازونه له ډيرو وړو ذرو څخه تشکيل شوي دي.

الف) اتومونو ب) ماليکولونو ج) ايونونو د) تول ځوابونه سم دي.

11 - د يو لوبني د گازونو ډبره فضا..... فضا جوړه کړې ده:

الف) ډک ب) خالی ج) د اتومونو د) د ماليکولونو

تشریحي پوښتنې

د ټولو تمرینونو په حل کې باید فرض شي چې گازونه ایډیال دي.

1 - ځینې مواد په عادي شرایطو کې ولې د مایع په حالت او ځینې نور د جامد یا گاز په حالت پیدا کيږي؟

2 - لږڅخه د N_2 گاز د چې حجم یې $58L$ دی، تر محیطي فشار لاندې دی چې پر هغه $125mmHg$ فشار ورباندې زیات شوی دی او حجم یې $49.6mL$ کمښت موندلی دی، پر دې گاز باندې لومړنی محیطي فشار (په ثابت تودوخه کې) څومره دی؟

3 - د A لوبنی $48.2L$ حجم او د N_2 گاز لري. تودوخه یې $25^\circ C$ او فشار یې $8.35atm$ دی. د B لوبني حجم نامعلوم دی او د He گاز په کې دی چې پر هغه باندې وارد شوی فشار $9.5atm$ او تودوخه یې $25^\circ C$ ده. د A او B لوبني یو له بل سره وصل شوي دي؛ د گازونو د مخلوط فشار په دواړو لوبنو کې $8,71atm$ ته لوړ شوی دی، د B حجم پیدا کړئ.

4 - په یوه ازمايښتي دستگاه $1 \cdot 10^{-15} mmHg$ فشار شته، په ازمايښتي دستگاه کې یو لیتره لوبنی په پام کې ونیسئ. که تودوخه $0^\circ C$ وي، په هغه لوبني کې چې له هوا څخه ډک دی، د ماليکولونو کچه به یې څومره وي؟

5 - په یوه ستوري کې د هایدروجن د گاز کثافت $10g/cm^3$ او د هغوی تودوخه $100K$ ده په دې ستوري کې د هایدروجن فشار به یې څومره وي؟

6 - د اوبو پر سطح یوه کروي پوکانه چې $2cm$ قطر لري، په $25^\circ C$ تودوخه او $1atm$ محیطي فشار کې به دا پوکانه د اوبو د پراس څومره ماليکولونه لري؟

7 - په $177^\circ C$ تودوخه او $2atm$ فشار د نایتروجن د گاز کثافت $1.25g/L$ دی؛ په دې شرایطو کې به هغه په پنځه لیتره لوبني کې څومره ماليکولونه ولري؟

8 - په یو سلنډر کې 1.5kg د N_2 گاز شته دی چې فشار په هغه 31.8atm فشار ورباندې دی، خو مره N_2 به په دې سلنډر کې زیات شي چې په ثابت تودوخه کې د سلنډر فشار 75atm لوړ شي؟

9 - فرض کړئ چې د گاز دوه نمونې A او B درکړل شوي دي. د A د گاز منځنۍ چټکتیا د B د گاز د منځنۍ چټکتیا دوه برابره ده (البته د نوموړو گازونو د مالیکولونو چټکتیا)؛ که د دواړو نمونو مالیکولي کثافت یو شان او د B د گاز فشار 3atm وي، د A د گاز فشار پیدا کړئ.

10 - په ثابت تودوخه او 700mmHg فشار کې یو گاز 30L لیتره حجم لري، د نوموړي گاز حجم په STP شرایطو کې پیدا کړئ.

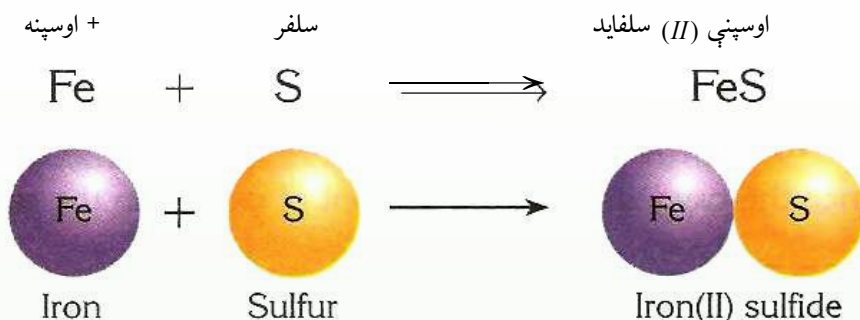


کیمیایي تعاملونه

په نړۍ کې زیات بدلونونه او اوبستونونه رامنځ ته کېږي. اوبه پراس کېدل او د پراسونو بیا سرپدل د باران یا واورو او ږلۍ په بڼه، دغه راز، د ډبرو ټوټه کېدل او د هغوی اوبستون په خاورو، شگو او نورو وړاندې شوي دي. دا ډول بدلونونه فزیکي دي، د فلزونو زنگ وهل، د سونگ د موادو سوځیدل، د دواگانو، ډول ډول وسایلو او زینتی موادو جوړول او نور کیمیایي بدلونونه دي چې دا ډول بدلونونه د کیمیایي تعاملونو په نوم یادېږي. په دې خپرکي کې به د کیمیایي تعاملونو ډولونه او دکیمیایي تعاملونو شکلونه زده کړئ او د کیمیایي تعاملونو د معادلو سم لیکل او سمه لاره به مطالعه کړئ. چې کیمیایي تعاملونه څو ډوله دي، څه ډول کولای شو چې موادو ته یو د بل سره تعامل ورکړو؟ آکزوترمیک او انډوترمیک کوم ډول تعاملونه دي؟ او د معادلې د لیکلو سمه لارکومه ده؟

۷-۱: د کیمیاوي معادلې مفهوم

کیمیاوي معادله کیمیاوي تعاملونه ښيي چې په سمبولونو او د مرکبونو د فورمولونو په وسیله لیکل کېږي. هغه مواد چې په تعامل کې برخه اخلي د تعامل کوونکو موادو یا د لومړنیو موادو په نوم او هغه مواد چې د لومړنیو موادو د تعامل په پایله کې حاصلیږي، د تعامل د محصول په نوم یادېږي. په کیمیاوي معادلو کې تعامل کوونکي مواد کین لوري ته او د تعامل محصول د معادلې ښي لوري ته لیکي او د (=) علامې پرځای په معادله کې له وکتور (→) څخه کار اخلي. وکتور «ورکوي» معنا لري؛ د بېلگې په ډول:



(1-7) شکل: د اوسپني او سلفر تعامل او د فیریم سلفاید جوړیدل

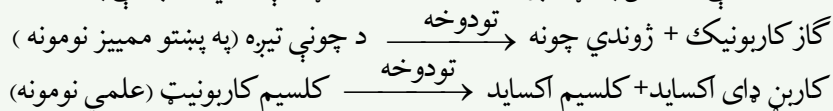
مخکې له دې چې کیمیاوي معادله ولیکو، باید د تعامل ډول او د موادو فورمول وپېژنو. کیمیاوي معادله د عملي تجربو پایلې بیانوي او د هغوی مواد د لیدلو او لمس کولو وړ دي. د کیمیا یوه موخه د اصولو او قوانینو کشف او پوره کېدل دي چې د تعاملونو د محصولاتو وړاندینه کولي شي. که څه هم د کاغذ پر پاڼې لیکنې په سمبولیک ډول د تعامل کوونکو موادو او محصول د ځانگړتیاو پوره نمایندګۍ په معادله کې نه شي کولی؛ خو بیا هم کیمیا پوهان کوشش کوي چې کیمیاوي معادله سمه او پوره پام سره وروښيي. د یوې کیمیاوي معادلې د لیکلو لپاره بېلابېلې لارې کارول شوي دي چې د هغوی د هر یوې معرفي په لاندې ډول کوو؛ خو د معادلو له لیکلو مخکې د لارو د وړاندې کولو لپاره باید ووايو چې په کیمیاوي معادلو کې د تعامل کوونکو موادو او د تعامل د محصول حالتونه هم ټاکل کېږي چې په لاندې جدول کې د تعامل کوونکو او د تعامل د محصول د موادو حالت لیدلی شی:

(7-1) جدول: د تعامل کوونکو موادو او د تعامل د محصول حالت

مفهومونه	سمبولونه
ماده د گاز په حالت ده	(Gas=g)
ماده د مایع په حالت ده	(Liquid=l)
ماده د جامد په حالت ده	(Solid = s)
اوبلن محلول	(Aqueouse=aq)
بېلابېل محلولونه	(Solved=sol)
ورکوي	→
د تعامل دواړو لوروته د محصول مواد بیا په لومړنیو موادو اوښتي دي.	←→
تعامل د تودوخې په شتون کې ترسره کېږي	→ ^Δ
په تعامل کې د کتلست شتون ضروري دی.	→ ^{Ni}
تعامل د فشار او تودوخې په شتون کې	→ ^{120⁰ C, 5atm}

۷-۱-۱: په تورو لیکلي معادله

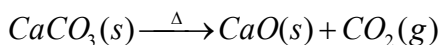
په دې ډول معادلو کې یوازې د تعامل کوونکو او د تعامل د محصولاتو د موادو نوم په تورو لیکل کېږي، چې د تعامل کوونکو او د تعامل محصولاتو د موادو تجارتي او یا علمي نوم وي: په دې معادلو کې تعامل کوونکي مواد کین لوري ته او د تعامل محصول د وکتور بنسې لوري ته لیکل کېږي. دا ډول معادلې د تعامل په اړه ډېر زیات اطلاعات نه وړاندې کوي؛ د بېلګې په ډول:



(۷-۱-۲): سمبولیکي معادلې

په دې ډول معادلو کې له کېمیایي موادو، سمبولونو او فورمولونو څخه کار اخیستل کېږي چې د تعامل کوونکو او د تعامل د محصول د موادو فزیکي حالت په پام کې نیول کېږي. څرنګه چې د

تورو د لیکلو د معادلو په نسبت له سمبولیکو معادلو څخه ډېر معلومات او اطلاعات تر لاسه کيږي؛ له دې کبله هغه ډېرې په کاروږي، د تورو لیکل شوې پورتنۍ معادله په لاندې ډول کولای شو چې په سمبولیک شکل داسې لیکي شو:



فعالیت



- د لاندې افادو لپاره په تورو لیکل شوې او سمبولیکې معادلې ولیکئ.
- 1 - د میتان د گاز له سوځولو څخه، د کاربن ډای اکساید گاز او اوبه لاسته راځي.
 - 2 - بور (II) اکساید جامد او کاربن (گرافیت) په لوړه تودوخه، جامد بور کارباید (B_2C_2) او کاربن مونواکساید (CO) گاز جوړوي.
 - 3 - د نایتروجن ډای اکساید گاز له اوبو سره د تعامل په پایله کې نایتریک اسید گاز او نایتروجن II اکساید گاز تولیدېږي.
 - 4 - د امونیا گاز او فلورین گاز له تعامل څخه ډای نایتروجن تترا فلوراید په لاس راځي.
 - 5 - امونیم ډای کرومیت ته له تودوخې ورکولو سره نایتروجن گاز، د اوبو پراسونه او جامد کرومیم (III) اکساید تر لاسه کيږي.

۱-۳: توصیفی معادله

په دې روش کې د تعامل کوونکو او د تعامل د محصول د عناصرونو او مرکبونو، د یوې توصیفی ډلې په چوکاټ کې کار اخیستل کيږي؛ د بېلګې په ډول: کلسیم کاربونیټ له تودوخې په واسطه په کلسیم اکساید او کاربن ډای اکساید گاز تجزیه کيږي.

فعالیت



- 1 - د امونیم نایترايت له تجزیې څخه د امونیا گاز او اوبه حاصلېږي. د هغوی له تورو لیکلې او سمبولیکه معادله ولیکئ.
- 2 - د مالګې تیزابو او سوډیم هایدروکساید سره تعامل کړی، مالګه او اوبه یې جوړې کړې دي. د تورو لیکلو او سمبولیکه معادله ولیکئ.

۷-۱-۴: شکلي معادله

د معادلو د لیکلو په دې تگلاره کې له شکلونو څخه د اتومونو او مالیکولونو د لیکلو لپاره د معادلو د لیکلو په غرض کار اخیستل کېږي؛ د بېلګې په ډول: هایدروجن له اکسیجن سره تعامل کړی، اوبه یې جوړې کړېږي:



(2-7) شکل: د هایدروجن او اکسیجن تعامل او د اوبو جوړیدلو شکلي معادله

فعالیت



د لاندې تعاملونو شکلي معادلې ولیکئ:

- 1 - د هایدروجن او نایتروجن تعامل او د امونیا جوړښت
- 2 - د کاربن او اکسیجن تعامل او د کاربن ډای اکساید جوړښت
- 3 - د هایدروجن او کاربن تعامل او د میتان جوړښت

۷-۲: د کیمیاوي تعاملونو ډولونه

زموږ په چاپېریال کې هره ورځ تعاملونه ترسره کېږي چې زموږ په ژوند باندې نېغ او یا په بله لاره اغېز لري. له همدې کبله ضروري ده چې د کیمیاوي تعاملونو په اړه معلومات ترلاسه شي؛ خو کیمیاوي تعاملونه ډېر زیات دي چې زیاتې مطالعې او زیات وخت غواړي.



د یادولو وړ ده چې کیمیاوي تعاملونه د کیمیاوي مطالعاتو لویه برخه تشکیلوي. د دې کبله کیمیا پوهانو کیمیاوي تعاملونه په بېلابېلو ډولونو وېشلي دي او دوپېشلو لاره یې د هغوی میخانیکیت ته په پام سره په لاندې جدول کې لنډوو:

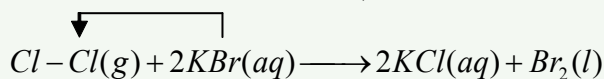
7-2) د جدول: د کیمیاوي تعاملونو ډولونه

مثالونه	تعریفونه	ډولونه	طبقه بندي	نومبر
$C H_4 + 2O_2 \longrightarrow C O_2 + 2H_2 O$	د ځینو اتومونو د اکسیدېشن نمبر بدلېږي	اکسیدېشن او ریډکشن	ډالکترون لېږدول	1
$Ca^{2+} O + H_2 O \longrightarrow Ca^{2+} (OH)_2$	د اکسیدېشن نمبر نه بدلېږي	له اکسیدېشن او ریډکشن څخه پرته		
$C + O_2 \longrightarrow C O_2 + E$	په ټاکلې کچه انرژي ازادوي	آگزوټرمیک (تودوخه تولیدوونکي)	د انرژي لېږدول	2
$2HgO + E \longrightarrow 2Hg + O_2$	انرژي له محیط څخه جذبوي	انډوټرمیک (انرژي جذبوونکي)		
$3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$	د تعامل محصول بیا په لومړنیو مواد تبدیلېږي	رجعي (ګرځیدونکي)	بېرته ګرځیدل منل	3
$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O + E$	د تعامل محصول بیا په لومړنیو موادو نه تبدیلېږي	غیر رجعي (نه ګرځیدونکي)		
$C H_4 + O_2 \longrightarrow C O_2 + H_2 O$	د موادو تعامل له اکسیجن سره چې تودوخه او روښنایي تولیدوي	سوځیدل	د موادو څرنګوالی	4
$NH_4 Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4 OH + H^+ + Cl^-$	د اوبو په واسطه د یوې مادې ټوټه کیدل په څو مادو او د اوبو د ایونونو متقابل عمل د مرکب د مالیکول له ایونونو سره	هایډرولیز		
$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$	د تیزاب او القلي تعاملونه	خنثی کیدل		

$Cl_2 \xrightarrow{\text{رنا}} 2Cl \cdot$	هغه تعاملونه چې د رادیکالونو پر بنسټ کيږي	رادیکال	میخانیکیت	5
$C_2H_4 + H_2 \longrightarrow C_2H_6$	یوه ماده په بله ماده زیاتیږي	زیاتیدل		
$C_2H_6O \longrightarrow C_2H_4 + H_2O$	له مالیکول څخه یو جز جلا کیږي	لرې کیدل		
$HNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow HSO_4^- + H_2O + N^+O_2$ $N^+O_2 + C_6H_6 \longrightarrow C_6H_5NO_2 + H^+$	د یو الکترون خوښونکي ذرې په تولید سره تعامل پیل کیږي	الکترون خوښونکي		
$2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$	له یو مادې څخه څو مادې حاصلیږي	تجزیه	د لومړنیو موادو او د تعامل د محصولاتو مقدار	6
$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$	د څو مادو څخه یوه ماده حاصلیږي	ترکیب		
$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$	یو یا څو اتومه په مالیکول کې د یو یا څو اتومونو ځای نیسي.	ساده تعویض	ځای نیول	7
$HNO_3 + NaOH \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$	د یو بل په واسطه د مرکبونو د ایونونو تعویض	دوه گونی تعویض		

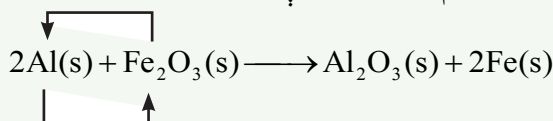
۷-۲-۱: تعویضي تعاملونه

۷-۲-۱-۱: یو گوني یا ساده تعویضي تعاملونه: په دې ډول تعاملونو کې د یو خالص عنصر اتومونه، د بل عنصر اتومونه په یو مرکب کې تعویضوي. په بل عبارت، د یو خالص عنصر اتومونه د بل عنصر اتومونه له مرکب څخه بې ځایه کوي او خپله د هغه ځای نیسي؛ د بېلگې په ډول: کلورین له پوتاشیم بروماید سره تعامل کوي چې په پایله کې د پوتاشیم بروماید د مرکب برومین د کلورین په واسطه له لاندې معادلې سره سم تعویض کېږي:

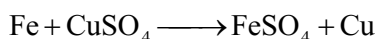
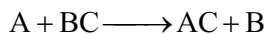


(د بروماید آیون د کلوراید په ایون تعویض شوی دی)

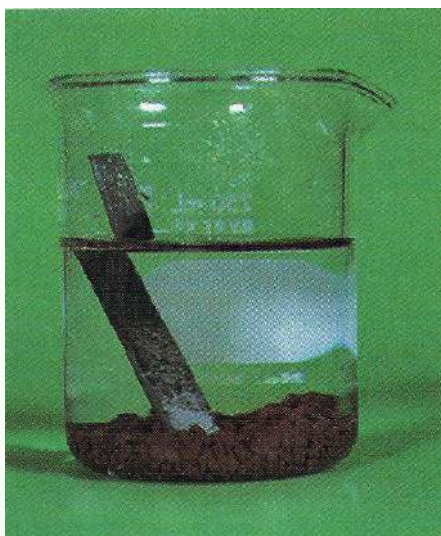
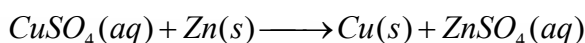
المونیم د اوسپنې ځای په فیریم (II) اکساید کې نیولی دی.



په ځينو ساده تعويضي تعاملونو کې کېدای شي له لاندې اړیکو څخه د نمونې په ډول کار واخېستل شي:
که چیرته A فلز اوسي د BC ($CuSO_4$) مرکب اوسي د مس عنصر (B) جداکوي او AC جوړوي.



لاندې شکل د جست او کاپر سلفیټو یو ګونی تعويضي تعامل او معادله راښيي:



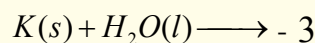
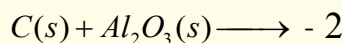
شکل: (3 - 7) له جستو سره د کاپر سلفیټ تعامل

فعالیت:

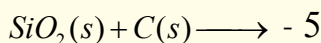


الف- لاندې ساده تعويضي تعاملونه بشپړ کړئ:

1 - المونیم د مالګې له تیزاب سره تعامل کړی، المونیم کلوراید او هایډروجن پي جوړ کړی دی.

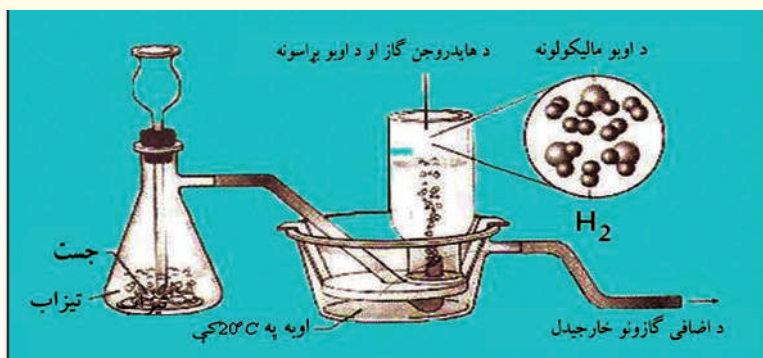


4 - مس د سپینو زرو د نایترویتو له محلول سره تعامل کړی.



ب- د جستو د فلز په واسطه د مالگې له تیزابو څخه د هایدروجن بې ځایه کیدل.
د اړتیا وړ لوازم او مواد: فلاسک، سرپوښ، زنگون کوږی نل، رابري نل د 50cm په اوږدوالي رېږي نل، د اوبو تست، عادي اوبه، څلور عدده تست تیوبونه، پایه-گیرا، تست تیوب دانې، د جستو 5 یا 6 ټوټې، 10mL په اندازه د مالگې او یا گوگړو تیزاب

کړنلار: د جستو ټوټې په یوه فلاسک کې واچوئ او د هغو له پاسه د مالگې تیزاب ور زیات کړئ، بې ځایه شوی هایدروجن له شکل سره سم امتحان کړئ.



(4-7) شکل: د جستو تعامل د مالگې له تیزابو سره

- 1 - د تعامل معادله یې ولیکئ .
- 2 - نور کوم فلزونه هایدروجن بې ځایه کولی شي؟ لست یې کړي.

خپل ځان امتحان کړئ.

لاندې په تورو لیکل شوو ساده تعویضي معادلو ته ځیر شی:

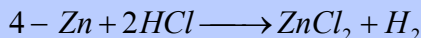
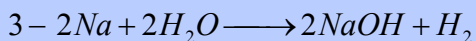
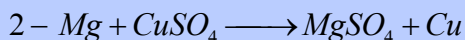
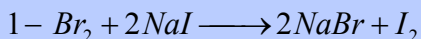
الف- د هایدروجن گاز + القلي \longrightarrow اوبه + فعاله فلزونه

ب- ضعیف غیر فلز + نوې مالگه د \longrightarrow ځینې تیزابونه + د فلزونو ځینې ټوټې

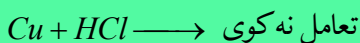
ج- د هایدروجن گاز + نوې مالگه \longrightarrow مالگه + ډېر فعاله غیر فلز

د- ډېر ضعیف فلز + نوې مالگه \longrightarrow مالگه + ډېر فعاله فلز

لاندې معادلې د پورتنیو معادلو له کومې یوې سره سمون لري؟ د هغوی شمېره یې ورته مخې ته ولیکئ.

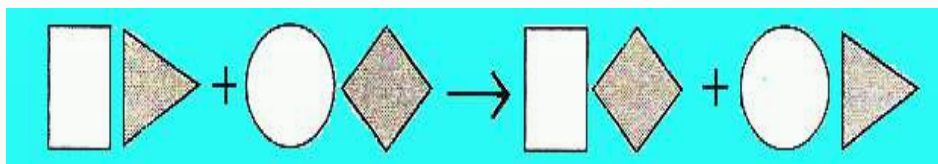


زیات پوه شی!



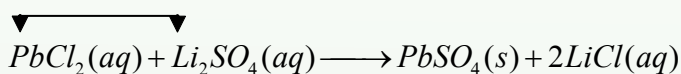
۷-۲-۱: دوه گوني تعويضي تعاملونه

په دې ډول تعاملونو کې د یو مرکب ایونونه او اتومونه د بل مرکب د ایونونو یا اتومونو په واسطه تعویض کېږي. په بل عبارت، د دوو مرکبو ایونونو ځایونه یو له بل سره په مالیکول کې نیسي. د دوو منحلو مالګو تعاملونه چې د غیر منحلې مالګې په جوړیدو پای ته رسیږي، دوه گوني تعویضي تعاملونه گنل کېږي:

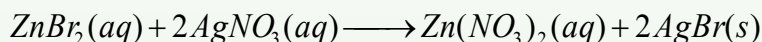


(5-7) شکل: تعویضي تعاملونه او د هغوی شکلي معادله

د کټیون تعویض



د انیون تعویض



د دوه گونو تعویضي تعاملونو عمومي شکل دا دی:



خلورم ترکیب + دریم ترکیب \longrightarrow دویم ترکیب + لومړی ترکیب

په یاد ولری چې په دوه گونو تعویضي تعاملونو کې د محصولونو یوه غیر منحل ماده اوبه یا گاز دی.

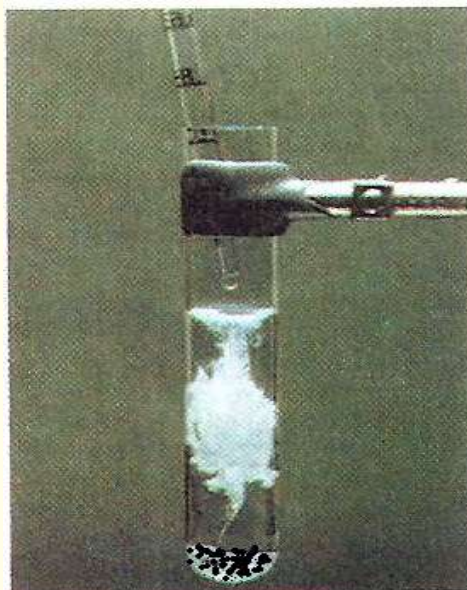
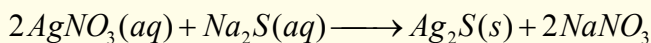
فعالیت



له سودېم سلفايد سره د سپينو زرو د نايترينو تعامل

د اړتيا وړ لوازم او مواد: تست تيوب، بښنه يي ميله، د تودوخې سرچينه، د سپينو زرو نايتریت، سودېم سلفايد او گيرا.

گړنلاره: سودېم سلفايد په يو تست تيوب کې واچوئ او د سپينو زرو نايتریت ور زيات کړئ. تست تيوب د گيرا په واسطه ونيسی. د يوې دقيقې لپاره هغه ته تودوخه ورکړئ. وبه گورئ چې تور رسوب جوړ شوی دي چې د سپينو زرو سلفايد يې بولي:



(6 - 7) شکل: له سودېم سلفايد سره د سپينو زرو نايترينو تعامل

پر رسوب سر بېره به بله کومه ماده وگورئ چې د تعامل د محيط د بدلون لامل شوې ده؟

۷-۲-۲: انحلايت او د محلولونو جوړيدل:

کېمياوي مواد د کېمياوي متقابلو عملو پر بنسټ يو په بل کې حليري؛ نو د موادو انحلايت کېدی شي يو ډول قسمي تعامل گڼل شي. د لاندې موادو انحلايت په اوبو کې مطالعه کوو.

په اوبو کې منحل او غیر منحل مواد

مالګې، القلي او هغه تیزابونه چې له 0.1 mol/L (مول په یولیترا اوبو کې) څخه زیات په اوبو کې حل شي، د حل شوو موادو په نامه او که د $0.1 - 0.001 \text{ mol/L}$ ترمنځ په یولیترا اوبو کې حل شوي وي، ډېر لږ حل شوو او که له 0.001 mol/L څخه کم په یولیترا اوبو کې حل شوي وي، د غیر منحلو موادو په نوم یادېږي.

هغه مالګې چې د نایتريتو NO_3^- ایونونه ولري په اوبو کې منحل دي. ټول اسیتیتونه (CH_3COO^-) په اوبو کې منحل دي.

د کلوریتو (ClO_3^-) ټولې مالګې له پوتاشیم کلوریت څخه پرته په اوبو کې منحل دي او پوتاشیم کلوریت په اوبو کې ډېر لږ منحل دي.

ډېر کلورایدونه (Cl^-) په اوبو کې منحل دي؛ له $\text{PbCl}_2, \text{CuCl}, \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{AgCl}$ څخه پرته چې په اوبو کې غیر منحل دي (سرب II کلوراید PbCl_2 په ایشیدلو اوبو کې حلېږي).

ډېر برومایدونه (Br^-) په اوبو کې منحل دي؛ له $\text{HgBr}_2, \text{PbBr}_2, \text{CuBr}, \text{Hg}_2\text{Br}_2, \text{AgBr}$ څخه پرته چې په اوبو کې غیر منحل دي او HgBr_2 ډېر لږ حلېږي.

ډېر ایوډایدونه (I^-) په اوبو کې منحل دي؛ له $\text{PbI}_2, \text{CuI}, \text{Hg}_2\text{I}_2, \text{AgI}$ څخه پرته چې په اوبو کې غیر منحل دي.

ټول سلفیتونه (SO_4^-) له $\text{Hg}_2\text{SO}_4, \text{BaSO}_4, \text{SrSO}_4, \text{CaSO}_4, \text{Ag}_2\text{SO}_4$ څخه پرته په اوبو کې حلېږي. ډېر زیات غیر منحل سلفیتونه د عنصرنو د دوره یي جدول د IIA ګروپ فلزونو پورې اړه لري.

سلفایډونه (S^{2-}) په اوبو کې غیر منحل دي. پرته د دوره یي جدول د لومړي او دوهم اصلي ګروپ د عنصرنو له سلفایډونو او امونیم سلفایډ $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ څخه چې په اوبو کې منحل دي.

کاربونیټونه (CO_3^{2-}) په اوبو کې غیر منحل دي. د دوره یي جدول د لومړي ګروپ (القلي فلزونه) عنصرنو او امونیم کاربونیټ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ په اوبو کې حلېږي.

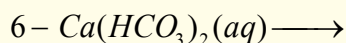
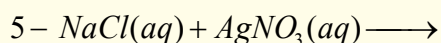
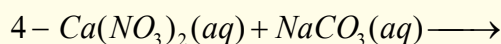
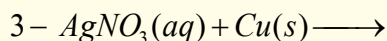
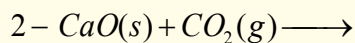
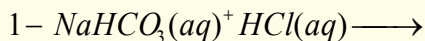
فاسفیتونه په اوبو کې غیر منحل دي؛ خو $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ په اوبو کې حل کېږي.

هایډروکسایډونه (OH^-) په اوبو کې غیر منحل دي. د لومړي ګروپ له هایډروکسایډونو (القلي فلزونه) $\text{Sr}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{OH})_2$ څخه پرته او کلسیم هایډروکسایډ ډېر لږ منحل دی.

فعالیت

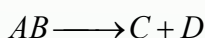


د لاندې تعاملونو محصولونه ولیکئ:

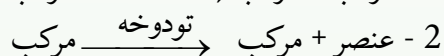
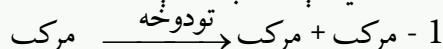


۷-۲-۲: تجزیوي تعاملونه

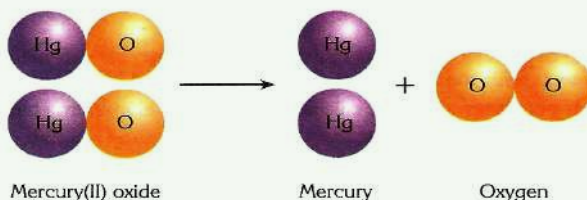
زیاتره مرکبونه د انرژۍ جذبول د تودوخې په بڼه، برېښنا، رڼا او میخانیکي ټکرونو په واسطه تجزیه اویه ساده موادو بدلیږي چې د دې تعاملونو عمومي شکل دا دي:



د دې ډول مرکبونو د تجزیې په پایله کې ممکن د تعامل محصولونه هم مرکبونه وي، نو C او A مرکبونه دي. که د تعامل محصول عنصرونه وي نو C او A عنصرونه دي. په همدې ترتیب، که د تعامل د محصول مواد هم عنصر او هم مرکب وي، نو C عنصر او D مرکب دی. پردې بنسټ، کېدی شي چې لاندې معادلې د پورتنیو تعاملونو په ډول ولیکل شي:



که د سیمابو اکسایدو ته تودوخه ورکړل شي، فلزي سیماب او اکسیجن لاسته راځي:

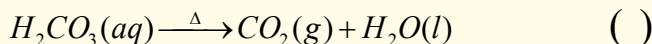
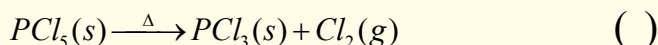
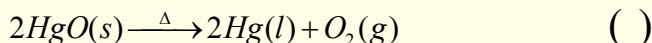
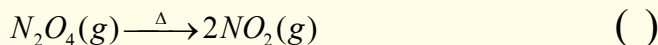
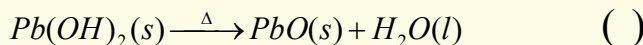
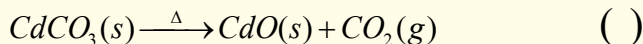
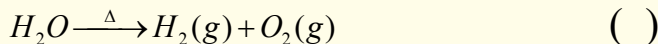


(7-7) شکل د مرکبوري اکساید د تجزیې شکلي معادله

فعالیت

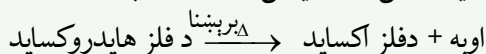
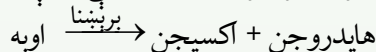
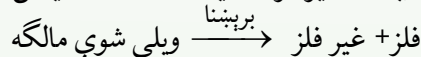
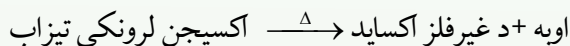
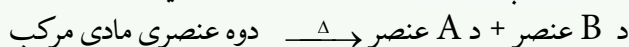
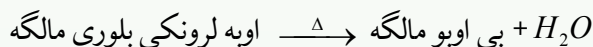
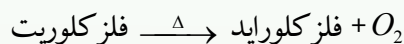
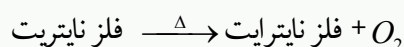
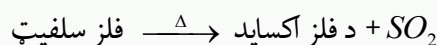
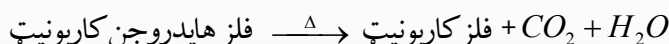
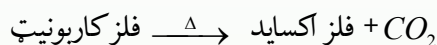


لاندې مثالونه وگورئ. د پورتنیو تعاملونو ډولونو ته په پام سره د هر تعامل مخامخ د 1، 2 او یا 3 چې د پورتنیو تعاملونو نمبر دی، ولیکئ:



د دې ډول تعاملونو گڼه ځانگړتیا له پېچلو مرکبونو څخه د ساده موادو ترلاسه کړي دي. د

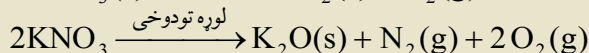
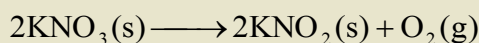
تجزیوي تعاملونو له پاره عمومي قاعده کېدی شي داسې ولیکل شي:



زیات پوه شی!



د فلز نایټریت مرکب د تودوخې په واسطه د فلز په نایټرایټ او اکسیجن او په لوړه تودوخه کې د فلز په اکساید او د نایټروجن او اکسیجن په گازونو بدلېږي.



پلټنه وکړئ

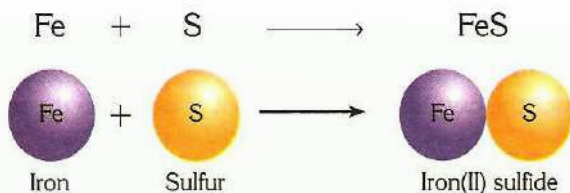
د تجزيوي تعاملونو لپاره له نوموړو بېلگو څخه پرته نورې بېلگې په دې لوست کې وړاندې کولی شئ؟

۷-۲-۳: ترکیبي تعاملونه

هغه تعاملونه چې په پایله کې یې دوې یا څو ساده مادې یوه له بلې سره ترکیب شي او یوه داسې پیچلې ماده یا مرکب شي چې له بېلابېلو اتومونو څخه جوړ شوی وي، د ترکیبي تعاملونو په نوم یادېږي. د دې تعاملونو عمومي معادله دا ده:



په دې معادله کې CD مرکب دی او A او B کیدي شي چې عنصرونه یا مرکبونه وي او یا هم A عنصر او B مرکب وي. لاندې ترکیبي تعامل وگورئ:



(8-7) شکل: د فیریم (II) سلفایډ د جوړیدو د تعامل شکلي سمبولیک معادله

د ترکیبي تعاملونو عمومي معادلې دا دي:

1 - (مرکبونه) مرکب + مرکب \longrightarrow مرکب

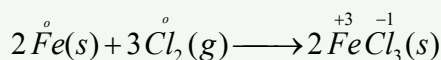
2 - مرکب \longrightarrow عنصر + مرکب

3 - مرکب \longrightarrow عنصر + عنصر

لاندې شکل د اوسپنې او کلورین جمعې تعامل راښيي:



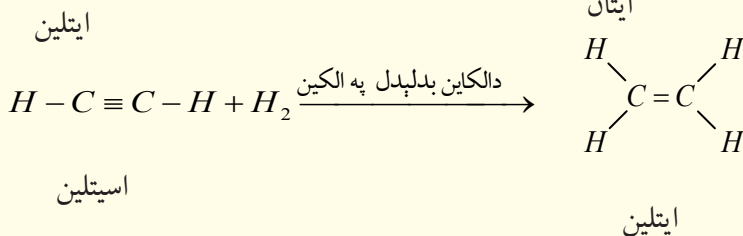
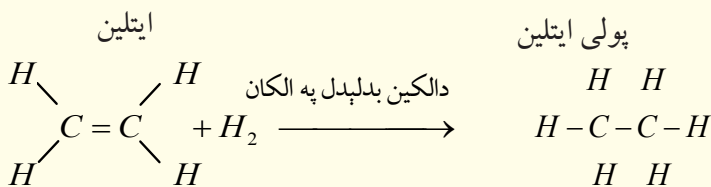
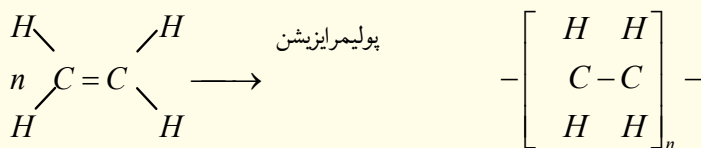
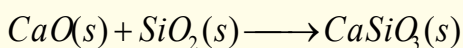
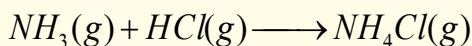
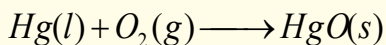
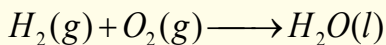
(9-7) شکل: له اوسپنې سره د کلورین تعامل



فعالیت



لاندې تعاملونو ته څیر شی. د 1، 2 او 3 شمېرو په واسطه یې چې د پورتنیو عمومي تعاملونو د شکلونو نمبرونه دي، له هغې سره پرتله کړئ:



اسیتلین

ایتلین



د ترکیبي تعاملونو عمومي شکلونه کېدی شي په لاندې فورمولونو هم وښودلی شي چې د دې تعاملونو ډېر شکلونه ورسره سمون لري:

د فلز اکساید \longrightarrow اکسیجن + فلز

د غیر فلز اکساید \longrightarrow اکسیجن + غیر فلز

(قلوي) د فلز هایډروکساید \longrightarrow اوبه + فلز اکساید

اکسیجن لرونکي تیزاب \longrightarrow اوبه + د غیر فلز اکساید

مالګه \longrightarrow د غیر فلز اکساید + د فلز اکساید

پوليمير $\xrightarrow{\text{پولي ميرايژيشن}}$ مونومير

اوبه \longrightarrow اکسيجن + هايډروجن



د هايډروکاربنونو اکسيجنی مشتقات \longrightarrow H_2 + غير مشبوع مرکبونه

$\text{X} = (\text{Cl}, \text{Br}, \text{I})$ هلوجن لرونکي مشبوع هايډروکاربنونه \longrightarrow X_2 + غير مشبوع مرکبونه

$\text{X} = (\text{Cl}, \text{Br}, \text{I})$ هلوجن لرونکي مشبوع هايډروکاربنونه \longrightarrow HX + غير مشبوع مرکبونه

فعاليت



د سماوارونو او چای جوشونو د منگ لري کول

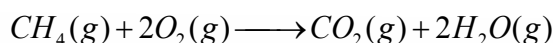
کلسیم باي کاربونيټ او مگنيزيم باي کاربونيټ مالگې چې په عادي اوبو کې منحل دي، د اېشولو په بهير کې ترسب کوي او په نه حليدونکو مالگو بدلېږي. دا کاربونيټونه په لوبنو او وسايلو کې رسوب کوي چې د لوبنو د کتلې د زياتېدلو او د سوربو (شیر دهنونو) د بندېدو لامل کېږي. له وسايلو څخه د منگ د لرې کولو لپاره له بېلابېلو لارو څخه کار اخلي چې يوه يې د قلوي محلولونو برابرول دي.

د اړتيا وړ لوازم او مواد: گيلاس، هاونگ له لاستي سره، تله، منگ نيولی لوبنی، 10g د خوړو مالگه، 9g سودېم هايډروکسايډ، 0.5g پوتاشيم کاربونيټ او 0.2g د څېړۍ پوستکۍ.

گرفلار: د خوړو مالگه، K_2CO_3 ، د څېړۍ پوستکۍ او نوموړي مواد له پورتنيو کچو سره سم په ښه توگه وتلئ او سره مخلوط يې کړئ. بيا يې په هاونگ کې ښه وټکوي چې په پوډرو بدل شي. وروسته يې په يو گيلاس کې واچوئ او له هغه څخه دمنگ د منځه وړلو لپاره کار اخلي. د چای جوش $\frac{2}{3}$ برخه له اوبو څخه ډکه کړئ. د اوبو د هر ليتر په مقابل کې د قلبي پوډر چې په پورتنی ډول ترلاسه شوي دي، ورزيات کړئ. لوبنی د تودوخې د سرچينې په واسطه جوش کړئ. له ايشيدو څخه وروسته يې هم له دوو څخه تر څلور دقيقو پورې لرې نه کړئ او تودوخې ته دوام ورکړئ. له دې څخه وروسته بيا اوبه له لوبنې لرې کړئ. په عادي اوبو او د لوبنو مينځلو په مایع باندې يې ومنيځئ. په لوبنې کې رامنځ ته شوي بدلونونه په خپلو کتابچو کې يادداشت کړئ.

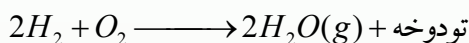
۷-۲-۳: د سونگ تعاملونه

له اکسیجن سره د موادو تعامل چې د تودوخې او رڼا له تولید سره یو ځای وي، د سونگ د تعامل په نوم یادېږي. د فلزونو د سونگ له تعامل څخه فلزي اکسایدونه او د عضوي مرکبونو له سوځولو څخه د اکسیجن په شتون کې اوبه، CO_2 او انرژي تولیدېږي. که سلفر لرونکي عضوي مرکبونه وسوځول شي، سلفر ډای اکساید او که نایتروجن لرونکي عضوي مواد وسوځول شي، د نایتروجن اکسایدونه، په تېره بیا NO_2 جوړېږي؛ د بېلگې په ډول: د میتان د سوځولو معادله وگورئ:

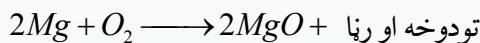


که د اکسیجن مقدار لږ وي، له کاربن ډای اکساید CO_2 سره جوخت د کاربن مونو اکساید CO یا د کاربن لوگی هم لیدل کېږي.

د اتموسفیر په جگړو طبقو کې هایدروجن د اکسیجن په شتون کې سوځي او اوبه لاس ته راځي:



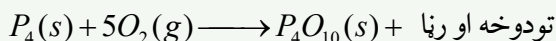
د اکسیجن او غیرې فلزي عناصرو له تعامل څخه غیرې فلزي اکسایدونه او د فلزي عناصرو او اکسیجن له تعامل څخه فلزي اکسایدونه تولیدېږي؛ د بېلگې په ډول: که د مگنیزیم فلز د اور د لمبې له پاسه کېښودل شي، شعله ور کېږي (اور اخلي) او سوځېږي:



تودوخه او رڼا د $2MgO$ تولید کولو لامل دي. له موادو سوځېدل د ترکیبي تعاملونو له ډولونو څخه دي؟ په اړونده هوا کې د فاسفورس په خپل سر سوځېدل د موادو د سوځیدلو یو مهم تعامل دی. لاندې شکل د سپین فاسفورس په خپل سر سوځېدل رابیني:



شکل: په هوا کې د فاسفورس سوځیدل (10-7)



فکر وکړئ



د موادو سوځېدلو تعامل کېدی شي د ترکیبي تعاملونو یو ډول ومنل شي؟

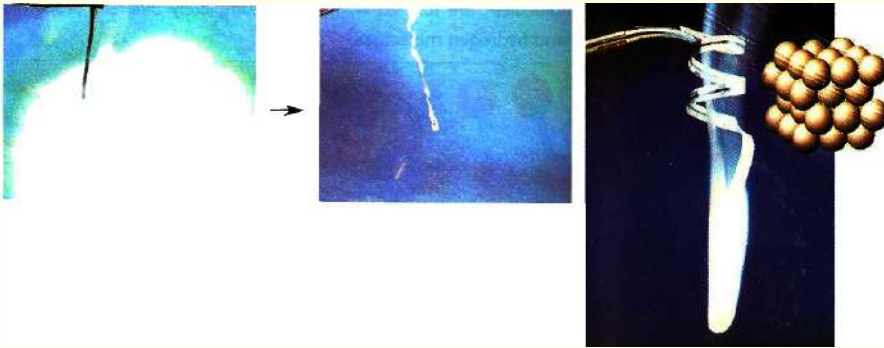
فعالیت



د مگنیزیم د فلز سوځول

د اړتیا وړ لوازم او مواد: د مگنیزیم فلز او اورلگیت

کړنلار: د مگنیزیم د فلز 20cm فیته واخلي، اورلگیت ورته ووهئ، تودوخې او رڼا ته یې پام وکړئ وگورئ، سپینه ایره به، چې د مگنیزیم اکساید دی، وگورئ.



ب

مگنیزیم له اکسیجن سره تعامل کړی او مگنیزیم اکساید یې جوړ کړی دی.

الف

شکل: (11-7) د مگنیزیم د سیم سوځېدل او د تودوخې رامنځ ته کېدل

۷-۲-۴: اکزوترمیک او اندوترمیک تعاملونه

کېمیاوي تعاملونه د انرژي د جذب یا ازادولو له کبله پر دوو برخو وېشل شويدي. لومړۍ برخه یې هغه ډول تعاملونه دي چې په پایله کې یې د تعامل پر محصول سربېره انرژي هم د تودوخې او رڼا په بڼه ازادېږي. دا ډول تعاملونه د اکزوترمیک (Exothermic) تعاملونو په نوم یادېږي. د القلیو او تیزابونو زیاتره تعاملونه اکزوترمیک دي او د تودوخې له ازادېدلو سره ترسره کېږي؛ د بېلگې په ډول:



انرژي + اوبه + مالګه \longrightarrow د مالګې تیزاب + سوډیم هایډروکساید

فعال فلزونه له اوبو سره تعامل کوي، رڼا او تودوخه تولیدوي؛ د بېلگې په ډول: کله چې د سوډیم د

فلزیو وره ټوټه د اوبو په ډک تشت کې واچول شي، ډېر چټک تعامل کوي چې رڼا او تودوخه تولید وي:

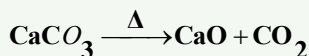


(7-12) شکل: د سوډيم او اوبو اکزوترميک تعامل، د تودوخې او رڼا تولید



هايډروجن + سوډيم هايډروکسايډ → اوبه + سوډيم

اکزوترميک تعاملونه هم د تعامل کوونکو موادو د فعالولو لپاره انرژي ته اړتيا لري؛ خو هغه انرژي چې د تعامل په بهير کې ازادېږي، د انرژي له هغې کچې څخه زياته ده چې د تعامل کوونکو موادو د فعالولو لپاره لگول کېږي؛ د بېلگې په ډول: د مگنيزيم فلز لومړی بايد د اور شغلې ته نژدې کړی شي، چې تعامل پيل شي. کله چې تعامل پيل شو؛ ډېره زياته انرژي ازادېږي. همدارنگه، که پر پوتاشيم پرمنگنيټ باندې گليسرين ور زيات کړو، د تعامل په پيل کې د لمر انرژي ته ضرورت دی چې دا انرژي د فعالونکې انرژي (Activition) په نوم يادېږي. هغه تعاملونه چې د انرژي له جذب سره تر سره کېږي او يا هغه تعاملونه چې تودوخې ته اړتيا لري، د انډوترميک تعاملونو په نوم يادېږي. زياتره تعاملونه، چې په نړۍ کې ترسره کېږي، انډوترميک تعاملونه دي؛ د بېلگې په ډول: د چوڼي له تير و څخه د چوڼي ترلاسه کول زياته انرژي غواړي:

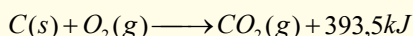
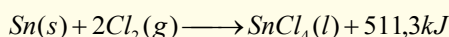
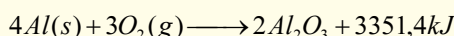
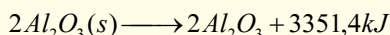
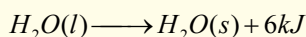
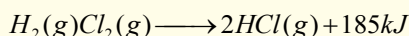
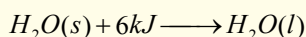
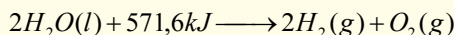
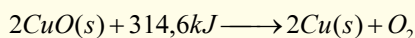
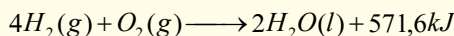


فعالیت:



اکزوترمیک او اندوترمیک تعاملونه

د لاندې تعاملونو معادلې وگورئ، اکزوترمیک تعامل د (EX) او اندوترمیک تعامل د En په تورو نښه کړئ:



۷-۲-۵: د اکزوترمیک او اندوترمیک تعاملونو لپاره د انرژي دباگرام

څرنګه چې وویل شول، کیمیاوي تعاملونه د انرژي له کبله پر دوو برخو اکزوترمیک او اندوترمیک وېشل شوي دي. اکزوترمیک تعاملونه د تعامل په پیل کې لږڅه انرژي ته اړتیا لري چې دا اندازه انرژي د فعالونکې په نوم یادېږي. خو هغه انرژي چې ازادېږي له فعالونکې (Activition) انرژي څخه زیاته ده.

په اکزوترمیک تعاملونو کې تعامل کوونکي مواد د ډېره زیاته ذخیروي انرژي لري او دهغوی د تعامل د محصول د موادو په پرتله لږه ذخیروي انرژي لري. د اکزوترمیکو تعاملونو محصولونه با ثباته دي او د هغوی د تجزیې لپاره په هماغه کچه انرژي ته اړتیا ده چې د هغوی د جوړیدو په وخت کې ازادېږي.

د اندوترمیک تعاملونو د محصولونو د موادو د جوړیدو په بهیر کې لومړني مواد انرژي جذب وي، چې له دې کبله د تعامل د محصولونو د موادو انرژي د تعامل کوونکو موادو په پرتله زیاته ده. د اندوترمیکو تعاملونو محصولونه بې ثباته دي؛ ځکه هغه انرژي چې د جوړیدو په بهیر کې بې اخیستې ده، بېرته ازادوي.

تعامل کونکي مواد

د تعامل محصول

سیستم محیط ته تودوخه ازادوي

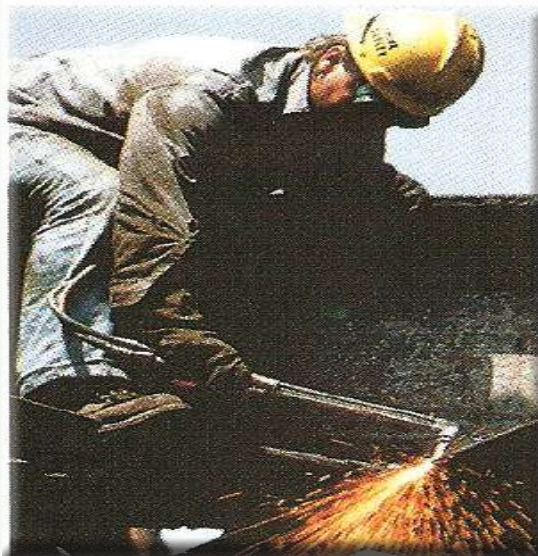
له محیط څخه تودوخه اخلي

تعامل کونکي مواد

د تعامل محصول

(7-13) شکل: د اکزوترمیک او انډوترمیک تعاملونو دیاگرام

الف- د هوا په شتون کې د اسیتلین سوخیدل (اکزوترمیک)
ب- دمرکیوری (II) د اکساید د تجزیې تعامل (انډوترمیک)



(7-14) شکل: اکسې اسیتلین څراغ د سوخېدلو په وخت کې زیاته تودوخه تولیدوي چې په ولپینګ او د فلزونو په

پرې کولو کې کارول کېږي.



د اووم څپرکي لنډيز

- کیمیاوي معادله کیمیاوي تعاملونه بنسټي چې په سمبولونو او د مرکبونو په فورمولونو ښودل کیږي. هغه مواد چې په تعامل کې برخه اخلي د تعامل کوونکو موادو یا د لومړنیو موادو په نوم او هغه مواد چې د لومړنیو موادو د تعامل په پایله کې ترلاسه کېږي، د تعامل د محصول په نوم یادېږي.
- کیمیاوي تعاملونه په کیمیاوي معادلو ښودل کیږي.
- کیمیاوي تعاملونه هغه بهیرونه دي چې لومړني مواد په کې په نویو موادو یا د تعاملونو محصول چې نوي خواص لري، بدلېږي.
- ساده تعویضي تعاملونه هغه تعاملونه دي چې یو یا څو اتومونه په کې د هغوی په جوړو شویو مالیکولونو کې ځای نیسي.
- دوه گوني تعویضي تعامل هغه تعامل دی چې د یو مرکب یو یا څو اتومه په کې د بل مرکب له یو یا څو اتومونو سره تعویض کیږي.
- تجزیوي تعامل هغه تعامل دی چې له یوې مادې څخه یې څو نوې مادې په لاس راځي.
- ترکیبي تعامل هغه تعامل دی چې د دوو یا څو مادو له یوځای کېدو څخه نوې ماده یا مرکب جوړېږي.
- د سونگ تعامل هغه تعامل دی چې یوه ماده په کې د اکسیجن په شتون کې سوځي، اکسایدونه، تودوخه او روښنایي تولید وي.
- د اکزوترمیکو تعاملونو په بهیر کې لږڅه انرژي ازادېږي.
- د اکزوترمیك تعاملونو محصولونه د لږڅه انرژي لرلو له کبله ثبات لري او د انډوترمیك د تعاملونو محصولونه د زیاتې انرژي لرلو له کبله یې ثباته دي.
- که القلیسو، تیزابو او مالگو حل کیدل په اوبو کې $0.1\text{mol} / L$ وي، د حل کیدونکو موادو په نامه، که $0.1\text{mol} / L$ او $0.001\text{mol} / L$ ترمنځ وي، لږ حلکېدونکي او که له $0.001\text{mol} / L$ څخه لږ وي، د نه حل کیدونکو موادو په نامه یادېږي.
- اکزوترمیك تعاملونه هم د تعامل کوونکو موادو د فعالولو لپاره انرژي ته اړتیا لري؛ خو هغه انرژي چې د تعامل په بهیر کې ازادېږي، له هغې انرژي څخه زیاته ده چې د تعامل د موادو د

فعالولو لپاره لگول کېږي، دا انرژي د فعالونکې انرژي يا د اکتیویشن (*Activition*) د انرژي په نوم یادېږي،

د اووم څپرکي تمرین څلور ځوابه پوښتنې!

1 - د موادو د اوبلن محلول د حالت لپاره لنډه علامه --- ده .

الف- L ب- l ج- aq د- sol

2 - د میتان گاز له سوځولو څخه کاربن ډای اکساید گاز او اوبه تولیدېږي. دا جمله څه شی ده ؟

الف- سمبولیکه معادله ده ب- لیکلې معادله

ج- توصیفي معادله ده د- یو عبارت دی

3 - د $K(s) + H_2O(l) \longrightarrow$ تعامل محصول ----- دی.

الف- $K_2O + H_2O$ ب- $KOH + H_2$

ج- $K + H_2 + O_2$ د= هیڅ یو

4 - له القلیو سره د تېزابو تعامل کوم ډول تعامل دی ؟

الف- خنثی کول ب- دوه گونی تعویضي

ج- رسوب ورکونکی د- الف او ب دواړه.

5 - لاندې سلفیتونو کې کوم یو په اوبو کې غیر منحل دی ؟

الف- Na_2SO_4 ب- K_2SO_4

ج- $BaSO_4$ د- $FeSO_4$

6 - دا تعامل $CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$ کوم ډول تعامل دی ؟

الف- ترکیبي ب- تجزیوي ج- سوځول د- اکزوترمیک

سمې او ناسمې پوښتنې :

سمه جمله د (س) په توري او ناسمه جمله د (ن) په توري نښه کړئ.

1 - ویلې شوې مالگه د برېښنا د جریان په واسطه په فلز او تیزابي پاتي شونو تجزیه کېږي.

()

2 - په ایتیلین باندې د اسیتلین تبدلول ترکیبي تعامل دی. ()

3 - له اکسیجن سره د موادو تعامل د سوځولو په نوم یادېږي ()

- 4 - له اوبو او تيزابونو سره د القلي فلزونو تعامل اکزوترميک تعامل دی ()
- 5 - د انډوترميک د تعامل محصولونه باثباته دي ()
- 6 - د S سمبول د مايعاتو لپاره په معادلو کې کارول کېږي. ()
- 7 - \rightarrow د (ورکونکي) معنا لري. ()
- 8 - $C + 2FeO \rightarrow 2Fe + CO_2$ تعامل دوه گونې تعويضي تعامل دی. ()

دلاندې جملو تش ځايونه له اړوندو کليمو سره بشپړ کړئ.

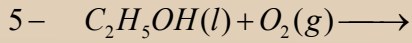
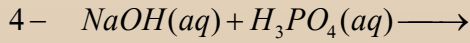
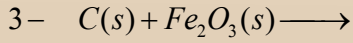
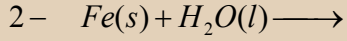
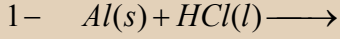
- 1 - مگنيزم له مس (II) سلفيټ سره تعامل او جوړوي.
- 2 - $PbCl_2$ په اوبو کې دی.
- 3 - د $Pb(OH)_2$ د تجزيوي تعامل محصولونه او څخه دي.
- 4 - د ترکيبي تعاملونو عمومي بڼه ده.
- 5 - فلز + اکسيجن محصول دی.
- 6 - سوډيم هايډروکسايډ د مالگې له تيزاب سره تعامل کوي. او جوړوي.
- 7 - هغه تعاملونه چې له چاپير يال څخه انرژي جذبوي د په نوم کېږي.
- 8 - هغه تعاملونه چې چاپير يال ته انرژي ورکوي د په نوم ياديږي.

تشریحي پوښتنې

- 1 - کېمياوي تعامل په کومو مفهومانو بنودل کېږي؟
- 2 - د کېمياوي تعاملونو د عمده ډولونو نومونه واخلئ
- 3 - توصيفي معادله په يوه بېلگه کې څرگنده کړئ.
- 4 - سمبوليکه معادله په يوه بېلگه کې وښايي.
- 5 - اکزو ترميک تعامل په يوه بېلگه کې څرگنده کړئ.
- 6 - ترکيبي تعامل تعريف او عمومي شکل يې وليکئ.
- 7 - ساده تعويضي تعامل په يوه بېلگه کې روښانه کړئ.
- 8 - له تيزابو سره د القليو تعامل تعويضي تعامل دی؛ ولي؟

9 - د اکزوترمیك او انډوترمیكو تعاملونو ډیاگرام رسم کړئ.

10 - د لاندې تعاملونو محصول ولیکئ او د کیمیاوي تعاملونو د ډولونو څرنګوالی یې روښانه کړئ:



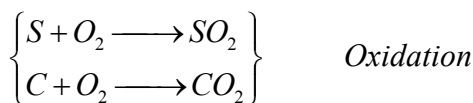
د اکسیدیشن- ریدکشن تعاملونه

د سونگ د موادو سوځول، د بخار دیگونه، د فلزونو الکترولیتیکي رسوب او هغه بهیرونه چې گلوایکي عنصرانو (د گلوایک د بتری الکتروډونه) او بتریو کې ترسره کیږي. پول د اکسیدیشن- ریدکشن تعاملونو پرنسټ کیږي. د لومړنیو موادو ترلاسه کول (اوسپنه، کروم، منگنیز، سره زر، سپین زر، کلورین، ایودین او نور)، همدارنگه، کېمایوی ټاکلي محصولونو (امونیا، د بنسورې تېزاب، د گوگړو تېزاب او نور) د اکسیدیشن ریدکشن د تعاملونو پرنسټ لاسته راغلي دي. د ژونديو موجوداتو (حيواناتو او نباتاتو) په ارگانیزم کې د اکسیدیشن ریدکشن ډېر مهم تعاملونه ترسره کیږي، چې انرژي په کې تولید او یا ازادېږي. دا تولید شوي انرژي د ژونديو موجوداتو د ژوند د پابنیت لپاره اړینه ده.

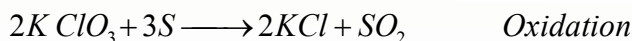
په دې خپرکي به د اکسیدیشن او ریدکشن په اړه معلومات ترلاسه کړئ. د مرکب په مالیکولونو کې د اتومونو د اکسیدیشن نمبر او د اکسیدیشن- ریدکشن د تعاملونو د معادلو توازن به زده کړئ. دغه راز، د اکسیدیشن - ریدکشن د تعاملونو د توازن بنسټیز میتود به هم زده کړئ.

۸-۱: د اکسیدیشن او ریدکشن تعریف:

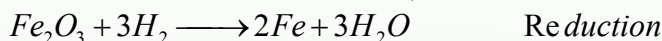
په پخوانیو وختونو کې د اکسیدیشن او ریدکشن اصطلاح په بل مفهوم کارول کیده؛ د اکسیجن نېلول (نصب) د مرکب په مالیکول کې د اکسیدیشن د عملیې په نامه یاد شوی ده؛ د بېلګې په ډول:



د ازاد اکسیجن په نه شتون کې د اکسیدیشن عملیه بنایي، د ترکیبي اکسیجن لرونکو موادو په واسطه هم ترسره شي؛ لاندې تعامل وګورئ:

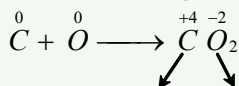


په پورتنی تعامل کې $KClO_3$ د اکسیدي کونکي په توګه عمل کړی او سلفر یې اکسیدي کړي دي؛ همدارنګه، د اکسیجن ایستل او د هایډروجن نېلول په کېمیایي تعاملونو کې د ارجاع یا ریدکشن په نامه یاد شوي دي؛ د بېلګې په ډول:



اکسیدیشن هغه عملیه ده چې د ځینو عناصرو د اتومونو د اکسیدیشن نمبر (قسمي مثبت چارج) په کې لوړېږي، په یوه کېمیایي تعامل کې د عناصرو د اتومونو د اکسیدیشن د نمبر ټیټیدلو ته د ریدکشن عملیه وايي.

زیات کېمیایي تعاملونه د اکسیدیشن او ریدکشن د تعاملونو ډولونه دي؛ د بېلګې په ډول: د کاربن د سوځولو تعامل د اکسیدیشن - ریدکشن تعاملونو له یو ډول دی:



ارجاع شوي اکسیدي شوي

خو لاندې تعاملونه د اکسیدیشن او ریدکشن د تعاملونو ډولونه نه دي؛ ځکه د تعامل کونکو موادو د اتومونو د اکسیدیشن نمبرونه د محصولاتو له جوړېدو څخه وروسته هم په خپل لومړني حالت



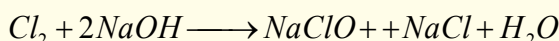
د اکسیدېشن او ریدکشن عملیه په کېمیایي تعاملونو کې په یو وخت کې ترسره کېږي او د اخیستل

شوو الکترونونو شمېر د بایلل شوو الکترونونو له شمېر سره مساوي دی. که بایلل شوي الکترونونه منفي او اخیستل شوي الکترونونه مثبت ومنل شي، د هغو الجبري مجموعه صفر ده. دا چې د یوې کیمیاوي مادې ارجاع د بلې مادې له اکسیدیشن سره په یو وخت کې کیږي. په هر کچه چې د عنصرونو د اتومونو د الکترون نیکاتیوېتی کچه زیاته وي، په هماغه کچه د هغه اکسیدي کونکي (اکسیداني) خاصیت قوي وي (دا خاصیت په غیر فلزي عنصرونو کې زیات دی). برعکس، هر خومره چې د عنصرونو الکترون نیکاتیوېتی ټیټه وي، په هماغه کچه د هغه اکسیداني خاصیت ضعیف او ارجاعي ځانگړتیا یې قوي وي.

فعالیت :



په لاندې تعامل کې اکسیدي کونکي او ارجاع کونکي وټاکئ:



فکر وکړئ



- الف- د برېښنا جریان د الکترونونو د بهیر پایله ده. د اکسیدیشن او ریډکشن له تعاملونو څخه د برېښنا جریان ترلاسه کېدی شي؟
- ب- اکسیدیشن او ریډکشن یو له بل سره ولې لازم او ملزوم دي؟

۸-۲: د عنصرونو د اکسیدیشن نمبر

د کیمیاوي عنصرونو له ولانسونو سره کېدی شي چې د کیمیاوي اړیکو په جوړېدو کې د عنصرونو په وړتیا پوه شئ (او یا دا چې د اړیکو په جوړولو کې د هغوی د وړتیا د ډېرې لوړې کچې په هکله پوه شئ). ولانس د کیمیاوي اړیکو هغه شمېر ټاکي چې د اتومونو په واسطه جوړ شوی دی. ولانسونه د اتومونو د الکترون نیکاتیوېتی کمیت په توگه، چې له ټاکلي اتوم سره اړیکه لري، نه شمېرل کیږي او مثبت (+) او منفي (-) علامې نه لري؛ ځکه چې ولانس په مالیکولونو کې د اړیکو شمېر ټاکي. خو په مرکبونو کې الکترونونه چې کیمیاوي اړیکې جوړوي، د لوړو الکترون نیکاتیو اتومونو له پاسه ځای نیسي او په پایله کې اتومونه ټاکلی چارج ترلاسه کوي. په مالیکولونو کې د اکسیدیشن د درجې په واسطه قسمي برېښنايي چارج د ټاکلو اتومونو د ولانسي الکترونونو د ځای

پر ځای کېدلو له کبله، چې په الکترونیکاتیفو عنصرونو کې لیدل کیږي، وړاندوینه کېدی شي چې په مالیکول یا ایون کې له اړیکو څخه د هرې یوې الکترونونه ډېر زیاتو الکترونیکاتیفو اتومو پورې اړه لري. د اتومونو د اکسیدیشن درجه د (+) او (-) علامو په واسطه بنسټول کیږي. د عنصر د اکسیدیشن درجه له مثبتو علامو سره د اتوم د الکترونونو له هغو شمېرو سره سمون لري چې ورڅخه جلا شوي دي او د منفي اکسیدیشن د درجې کمیت د الکترونونو یو ځای کیدل رانښيي چې د عنصر له اتوم سره یو ځای شویږي.

۸-۲-۱: د اکسیدیشن د نمبر د ټاکلو قوانین

په ازاد (عنصري) حالت کې د عنصرونو د اکسیدیشن نمبر ټاکل او د کیمیاوي مرکبونو په مالیکول کې د عنصرونو د اتومونو الکترونیکاتیوتې او ځانګړتیاوې باید له لاندې موادو سره سم عملي شي:

1 - په مرکبونو کې د اکسیجن اتومونه کولې شي، د اکسیدیشن تام او یا کسري درجې ونښي؛ د بېلګې په ډول: په اوبو کې (H_2O) د اکسیجن د اکسیدیشن درجه 2-، په H_2O_2 کې (1-)، په KO_2 او KO_3 مرکبونو کې په ترتیب سره $\frac{-1}{2}$ او $\frac{-1}{3}$ ده. خو د اکسي فلوراید OF_2 په مرکب کې د اکسیجن د اکسیدیشن درجه 2+ ده. د هایدروجن د اکسیدیشن درجه په کیمیاوي مرکبونو کې 1+ ده؛ خو د فعالو فلزونو په هایدرایدونو (*Hydride Metals*) کې د هایدروجن د اکسیدیشن نمبر 1- دی.

2 - د اتومونو د اکسیدیشن درجه د ساده مرکبونو د مالیکولونو په ایونونو کې د کمیت او د هغه د علامې پر بنسټ د هغو ایونونو له برېښنايي چارج سره مساوي ده؛ د بېلګې په ډول: د KCl په مرکب کې د K د اکسیدیشن درجه 1+ او د کلورین Cl 1- ده چې د هغه چارج په ترتیب سره 1+ او 1- دی.

3 - که مالیکول د کوولانت اړیکې او یا ایوني - کوولانسي اړیکو پر بنسټ جوړ شوی وي؛ د بېلګې په ډول: HNO_3 , NH_4NO_3 , NH_4NO_2 , NH_3 د قوي الکترونیکاتیف اتوم د اکسیدیشن درجې منفي علامې (-) او د ضعیف الکترونیکاتیف خاصیت لرونکي اتوم په مثبتې علامې (+) سره بنسټول کیږي.

د عنصرونو د ټاکلې سلسلې د اکسیدیشن درجې باندې د پوهېدلو لپاره لازمه ده چې د غوښتلو مرکبو ګرافیکي فارمول ولیکل شي. په نایتروجن لرونکو مرکبونو کې (N_2H_4 , HNO_3 , HNO_2 , NH_4OH , NH_3) نایتروجن د اکسیدیشن درجې په ترتیب سره

$-3, -3, +3, +5, -2$ دي چې د اوسيدونو دا درجې د هغه په ساختماني فورمولونو کې ليدل کيږي. د يوشان عنصرنو د اټومونو ترمنځ د کيمياوي اړيکو په شتون کې؛ د بيلگې په ډول: په N_2H_4 کې دوو نايټروجن د اټومونو د جوړه الکترونونو وېش چې هغوی ته يې اړيکه ورکړې ده ترسره کيږي او له دې سره سم د هر اټوم د الکترونونو محاسبه عملي کيږي. د ازاد اټوم د الکترونونو د شمېر توپير په لوړه کچه د اټوم د اوسيدونو د درجې شمېر رابښي.

4 - هغه ماليکولونه چې د يوشان عنصرنو له اټومونو څخه تشکيل شوي وي (لکه: N_2, Br_2, Cl_2, H_2 او نور) د دې عنصرنو د اټومونو د اوسيدونو درجه د هغوی په ماليکولونو کې صفر ده؛ ځکه د دا رنگه اټومونو ترمنځ د جذب الکتروني قوه د هغو په ماليکولونو کې نشته او گڼ الکترونونه د دواړو اټومونو د هستو ترمنځ وي؛ د بيلگې په ډول: د هايډروجن ($H : H$) کلورين ($Cl : Cl$) د هر اټوم د اوسيدونو درجه صفر ده، خو کولانس ($Covalence$) يې د هغوی د ولانسي جوړه الکترونونو کميت ته په پام يو سره سمون لري.

5 - په ډېرو عضوي مرکبونو کې کيمياوي اړيکې ضعيف قطبي خاصيت لري، د کاربن د اټوم يو ځای کېدل له نورو اټومونو سره؛ د بيلگې په ډول: فلورين، اکسيجن، کلورين، نايټروجن چې د عضوي مرکبونو په اسکلېټ کې شامل وي، د کاربن او د نوموړو عنصرنو د اټومونو ترمنځ د الکتروني پوتنسيال د بدلون لامل کيږي او د هغوی ترمنځ د جوړو شوو اړيکو پولاتي (قطبيت) زياتوي. په هغوي کې د اټومونو د اوسيدونو درجه د قطبي کولانسي مرکبونو په شان ده.

6 - فلزونه په عصري حالت کې د هستې په شاوخوا د الکتروني کثافت منظم وېش لري؛ له دې کبله د هغوی د اوسيدونو درجه صفر منل شوي ده.

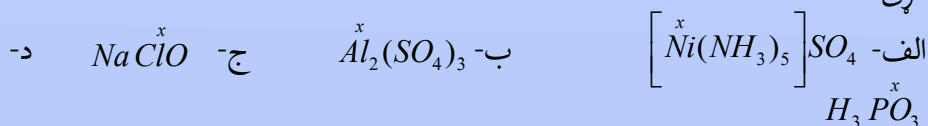
7 - په ايون کې د اوسيدونو د درجې الجبري مجموعه د ټولو اټومونو د ايون له چارج سره مساوي ده او د اټومونو د اوسيدونو د درجو الجبري مجموعه چې د برېښنا د خنثي مرکبونو په ترکيب کې شامله ده، صفر ده.

8 - په کامپلکس مرکبونو کې تل د هغوی د مرکزي اټوم د اوسيدونو درجه ټاکل کيږي؛ د بيلگې په ډول: په $K_2[Fe(SCN)_5]$ او $[Ni(NH_3)_5]SO_4$ مرکبونو کې د اوسپني د اوسيدونو درجه $+3$ او د نکل د اوسيدونو درجه $+2$ ده. د يادولو وړ ده چې د اوسيدونو پر درجو پوهيدل په ظاهري بڼه ليدل کيږي او د مطلوب اټوم واقعي حالت په مرکب کې نه شي ټاکلی.

په ډېرو حالاتو کې د اکسیدیشن درجه د ټاکلي عنصر له ولانس سره مساوي نه ده؛ د بېلگې په ډول: په میتان (CH_4)، فارمیک اسید ($HCOOH$)، میتانول ($CH_3 - OH$)، فارم الډیهایډ (CH_2O) او کاربن ډای اکساید (CO_2) کې د کاربن د اکسیدیشن درجه په ترتیب سره 4-، 2+، 0، 4+ ده. خو د کاربن ډای اکساید ولانس په ټولو پورتنیو مرکبونو کې 4 دی. د اکسیدیشن پر درجو د پوهیدلو او په ځانگړي ډول د اکسیدیشن - ریډکشن تعاملونو مطالعه په ټولو خواوو کې ترې کار اخیستل کیږي.

خپل ځان وازمایئ

په لاندې مرکبونو کې د عنصرونو د اټومونو د اکسیدیشن یو نمبر مجهول (X) دی، پیدایي کړئ.

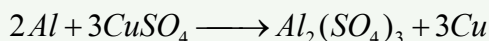
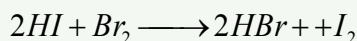
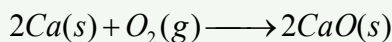


د سلفر د اکسیدیشن نمبر 4+، د هایدروجن 1+، د نایټروجن 3-، د سوډیم 1+ او د اکسیجن 2- دی.

۸-۳: د اکسیدیشن - ریډکشن د تعاملونو ډولونه

د اکسیدیشن - ریډکشن ټول تعاملونه په لاندې ډول ووېشلی شو:

1 - د اټومونو او مالیکولونو ترمنځ د اکسیدیشن، ریډکشن تعاملونه: د بېلابېلو مالیکولونو، بېلابېلو اټومونو او بېلابېلو ایونونو ترمنځ د الکترونونو ورکړه او راکړه د اکسیدیشن-ریډکشن تعامل دی، د بېلگې په ډول: ترکیبي او تعویضي بسیط تعاملونه:



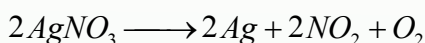
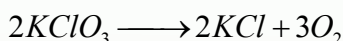
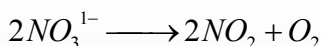
۲ - په خپل سر اکسیدیشن - ریدکشن تعامل (Disproportionation): د دا ډول

تعاملونو د مرکبونو او یا ساده موادو ځانګړتیا دا ده چې په مرکب کې د عین عنصر ځینې اتومونه اکسیدي او ځینې نور اتومونه ارجاع کیږي؛ د بېلګې په ډول:



۳ - د مالیکولونو په داخل کې اکسیدیشن - ریدکشن تعاملونه:

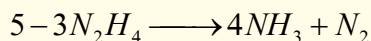
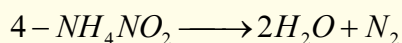
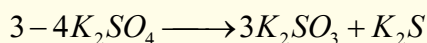
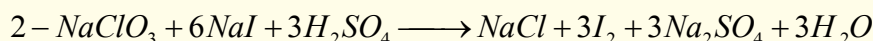
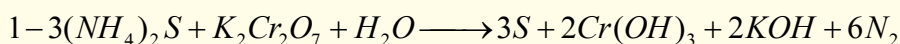
په دې ډول تعاملونو کې د مرکب د مالیکول یوه برخه اکسیدي کوونکې او بله برخه ارجاع کوونکې دنده ترسره کوي. د دې ډولو تعاملو ساده بیلګه کیدی شي د مرکب په بېلابېلو برخو د پیچلې مادې ټوټه کیدل یا ترکیبي پروسس وړاندې شي؛ د بېلګې په ډول:



فعالیت



د اکسیدیشن - ریدکشن لاندې تعاملونه کوم ډول تعاملونه دي؟ د هغوی ډولونه او اکسیدي کوونکي وټاکئ:

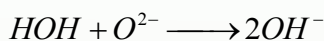


۸ - ۴ : Oxidation- Reduction د تعاملونو د بیلانس د ترتیب میتود

د اکسیدیشن او ریدکشن د تعاملونو د بیلانس او ترتیب لپاره اړینه ده چې د اکسیدي کوونکو او ارجاع کوونکو خواصو په باره کې، چې د مرکبونو په جوړیدو پیل کوي، معلومات تر لاسه شي. باید وپوهېږو چې اکسیدي کوونکي او ارجاع کوونکي تل په ټولیز ډول د فعالو عنصرانو د معلومو

خواصو پرنسپت فعالیت کوي. دې ته پام په کار دی چې د اکسیدیشن - ریدکشن په تعاملونو کې د اکسیدي کوونکو او ارجاع کوونکو ترمنځ یوازې د معادلو (متوازنو) الکترونونو ورکړه راکړه کېږي؛ یعنی په مجموع کې هغه الکترونونه چې د ارجاع کوونکي په واسطه ورکړل شوي دي، د هغو الکترونونو له مجموعې سره مساوي دي چې د اکسیدي کوونکو په واسطه اخیستل شوي دي. په ټولو کېمیایي تعاملونو کې د یو عنصر د اتومونو مجموعي تعداد د معادلې کینه خوا، د همدې عنصر د اتومونو د مجموعي کمیت د تعامل د معادلې له بڼې خوا سره مساوي دی.

که *Redox* تعامل په محلولونو کې ترسره شي؛ نو په کار دي چې د محیط اغېز د O^{2-} او H^+ ایونو د منځته را تلل په پام کې ونیول شي چې دا ازاد شوي ایونونه په تیزابي محیط کې د اوبو تعامل په لږو تفکیک شوو مالیکولونو د جوړیدو لامل او په القلي یا خنثی محلولونو کې له منفي ایونونو سره د اوبو تعامل او د هایډروکساید (OH^-) د جوړیدو لامل کېږي:



د دوو میتودونو پرنسپت کیدای شي د *Rodox* تعاملونه ترتیب او بیلابیل شي:

۸-۴-۱: د الکتروني بیلابیل میتود

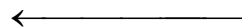
ددې میتود پرنسپت کیدی شي هغه مجموعي الکترونونه وټاکل شي چې له ارجاع کوونکو څخه اکسیدي کوونکو ته ورکړل شوي دي. د ارجاع کوونکو د الکترونونو مجموعي شمېر د هغو الکترونونو له مجموعې سره مساوي دی چې له اکسیدي کوونکې مادې سره یوځای شوی دی.

۸-۴-۲: د نیمگرو تعاملونو میتود (د ایون الکتروني میتود)

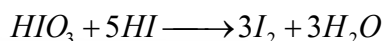
په دې میتود کې د معادلې جلا برخې (د ایوني تعامل نیمه معادله) د اکسیدیشن - ریدکشن د پروسس لپاره د هغو وروستني جمع کول، په مجموعې ډول په ایوني معادلې کې په پام کې نیول کېږي. دا میتود د نیمه ایوني تعاملونو میتود په نوم هم یادېږي. په دې میتود کې حقیقي ایونونه چې په اوبلن محلول کې شته، یاد داشت کېږي چې د ایونونو شمېر له یادداشت څخه وروسته د *Rodox* تعامل د معادلې له دواړو خواو سره مساوي کېږي. په دې میتود کې لازم دي چې نه یوازې د اکسیدي کوونکو اویا ارجاع کوونکو ضریب، بلکې د تعامل محیط د اوبو، تیزابو، القلیو د مالیکولونو ضریب هم پیدا کړل شي. د الکترونونو ارقام په هغو محیطي ځانگړتیاوو پورې اړه لري چې د اکسیدي کوونکو په واسطه اخیستل شوي او یا له ارجاع کوونکو څخه جلا شوي دي. ممکن چې دا الکترونونه بدل

شي؛ په دې حالت کې محيط د کيمياوي پروسسونو د بدليدو لامل هم کېدلی شي :

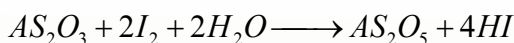
په القلي محيط کې $pH > 7$



په تيزابي محيط کې $pH < 7$



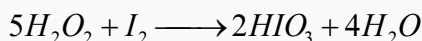
په خنثي محيط او يا کمزوري القلي محيط کې $pH \geq 7$



په تيزابي محيط کې $pH < 7$

که $pH \leq 1$ وي، هايډروجن پر اکسايډ د ايودين پر عنصر اغېز کوي. اکسيدي په ترکيبي ايودين

بدلوي او د اکسيدي کوونکي په توگه خان ښکاره کوي:



ستاسې د زياتو معلوماتو لپاره



د تعامل محيط ښايي تعامل دې ته اړ کړي چې يو لوري ته ميلان وکړي او تعامل همدې لوري

ته جريان لري. دا بدلونونه هم د تعامل کوونکو موادو له غلظت سره تړلي دي.

د اکسيديشن- ريډکشن د تعامل معادله په درې پرله پسې پړاوونو کې تر سره کيږي:

1 - هغه پړاو چې لومړني محصولات ور څخه په لاس راځي.

2 - د لومړنيو محصولاتو پړاو او د هغه توليدل

3 - د اخرينو محصولاتو پړاو

د تعامل د دوهم ظاهري پړاو لپاره، لازمه ده چې د محصولونو د توليدو په تگلارې وپوهيږو:

1 - موندل شوي اتومونه له مثبت 7, +6, +5, +4 اکسيديشن درجې سره چې د اکسيديشن-

ريډکشن په تعاملونو کې جوړ شوي وي، د اکسيجن له ايونونو سره تعامل او د $[RO_4]^{n-}$ او

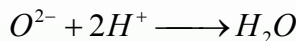
$[RO_3]^{m-}$ په بڼه رسوبونه کوي چې د هغوی بېلگې: $SO_4^{2-}, MnO_4^{1-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}, ClO_4^{1-}$ او نور دي.

ځینې وختونه Mn, S, C په خنثی محیط او تیزابي محیط کې پای اکسایدونه جوړوي چې د دې عناصرو د اکسیدیشن نمبر 4 + وي او هغه اکسایدونه SO_2, MnO_2, CO_2 دي. امفوتیر عناصرونه (*Amphotric Elementes*) چې د 2, +3, +4 د اکسیدیشن درجې لري په القلي محیط کې د هایدروکسایدونو کامپلکس مرکبونه په لاندې بڼه جوړېږي:

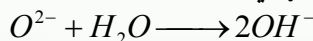


عناصرونه له مثبت (1, +2, +3) اکسیدیشن نمبر سره په تیزابي محیط کې مالگې جوړوي.

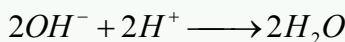
2 - په تیزابي محیط کې د اکسیجن د ایون (O^{2-}) اضافي او له حد څخه زیات شتون د هایدروجن له (H^+) سره تعامل کوي، د لږو تفکیک شوو اوبو مالیکولونه جوړوي:



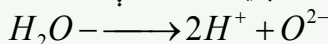
3 - د اکسیجن د ایون له اندازې څخه زیات شتون په خنثی یا القلي محیط کې د اوبو له مالیکولونو سره تعامل کوي، د OH^- آیون جوړوي:



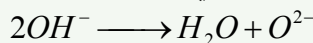
4 - د H^+ اضافي ایون په القلي محیط کې د OH^- له ایون سره تعامل کوي او د اوبو مالیکول جوړوي.



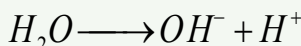
5 - په تیزابي یا خنثی محیط کې د اکسیجن د ایون (O^{2-}) لږوالی د اوبو H_2O له مالیکول څخه د اکسیجن د ایون د جلا کېدو لامل کېږي او په پایله کې د H^+ ایون جوړېږي.



6 - په القلي محیط کې د اکسیجن د ایون نشتوالي له OH^- ایونونو څخه د اکسیجن ایون ایستل کېږي چې په پایله کې د اوبو مالیکول تولیدوي:



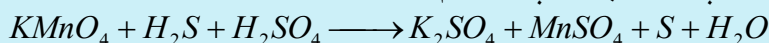
7 - په القلي محیط کې د H^+ د ایون د لږوالي او کمښت په صورت کې د *Redox* تعاملونه د اوبو له مالیکول څخه H^+ ایون جلا کېږي او د OH^- ایون جوړېږي:



۸-۵: په بېلابېلو محیطونو کې د Redox تعاملونه

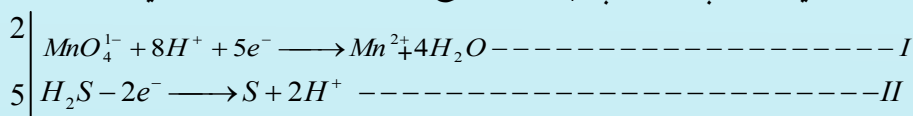
۸-۵-۱: په تیزابي محیط کې ریدوکس تعاملونه

لومړی مثال: هایډروجن سلفایډ (H_2S) اکسیدیشن د $KMnO_4$ له اوبلن محلول سره په تیزابي محیط کې له لاندې معادلې سره سم تر سره کیږي:

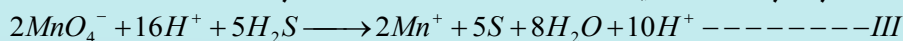


د تعامل په بهیر کې د Mn د اکسیدیشن درجه چې په MnO_4^{1-} ایون کې شته او د سلفر د اکسیدیشن درجه چې د H_2S په مرکب کې شته، بدلېږي.

ایون-الکتروني معادله یې لیکو چې MnO_4^{1-} ارجاع او H_2S اکسیدیشن ورنښي:

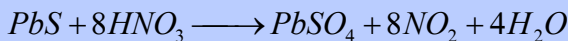
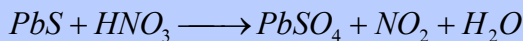


د هرې معادلې په ښی او کینه خوا کې باید د عنصرونو د اتومونو عین رقمونه اود ذرو مجموعه وي. پورتنی ریدوکس تعامل په تیزابي محیط کې جریان لري. له دې کبله درقونو د مساوي والي لپاره د اکسیجن اتومونه د (1) معادلې کینې خواته د هایډروجن 8 ایونونه ورزیاتوو او د معادلې ښي خواته 4 مالیکوله اوبو لیکو. د هایډروجن او اکسیجن د اتومونو کمیت د (1) معادلې په دواړو خواو کې باید سره مساوی وي. همدا رنگه، د اتومونو د کمیت مساوي کیدل او د معادلې د لاسته راغلو ایونونو د الکترونونو الجبري مجموعه د H_2S د اکسیدیشن په واسطه له (II) معادلې سره سم ټاکل کیږي. د معادلې د ورکړل شوو او اخیستل شوو الکترونونو د کمیت له مساوي کیدلو څخه وروسته، د ایونونو الکتروني مجموعه لیکل کیږي (III معادله) او ضربونه یې د تعامل په معادله کې چې په مالیکولي شکل ده، ځای پر ځای کیږي؛ یعنې:

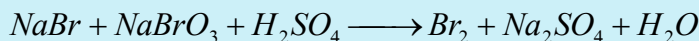


خپل ځان وازمایئ:

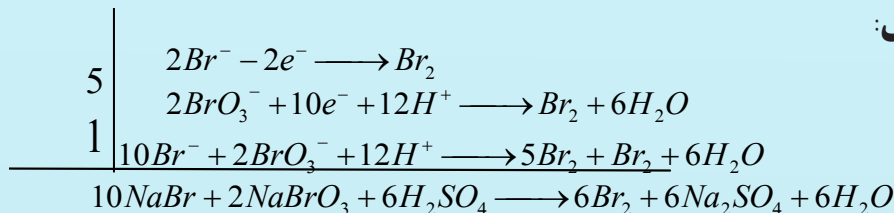
د سرب سلفایډ (PbS) اکسیدیشن د ښورې تیزاب (HNO_3) په واسطه، چې د هغې د تعامل د معادلې بڼه په لاندې ډول ده، روښانه کړئ:



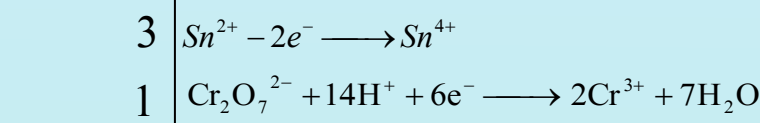
دوهم مثال: لاندې معادله بیلانس کړئ:



حل:



درېم مثال: لاندې معادله توزین کړئ

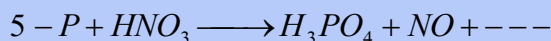
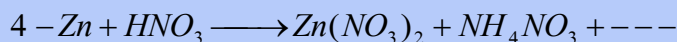
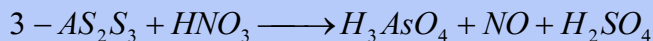
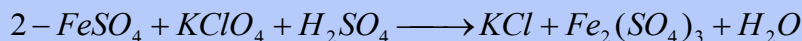
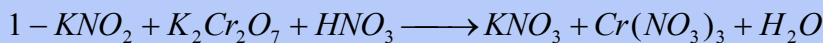


د معادلې توزین شوې مالیکولي بڼه په پورته ډول لیکل کېږي.

خیل خان ازمايښت کړئ

د ایون - الکترون او ایون - مالیکول Oxidation - Reduction د تعامل معادلې چې

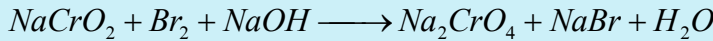
لاندې لیکل شوې دي، ترتیب او توزین کړئ:



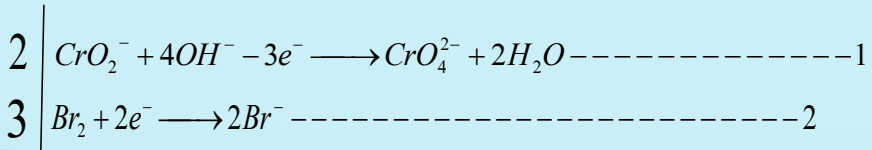
۸ - ۵ - ۲: په القلي محیط کې Oxidation- Reduction تعاملونه

لومړی مثال: په دې اړه $NaCrO_2$ (Sodium Chromite) تعامل له برومین سره خپرو چې دهغوی

د تعامل معادله په القلي محیط کې په لاندې ډول ده:



د تعامل په بهیر کې، د کروم (Cr) د اکسیدیشن درجه چې د CrO_2^- په ترکیب کې شامله ده او Br_2 د اکسیدیشن درجه بدله شوې ده، د ایون - الکتروني تعامل چې نیمگړې معادلې یې لیکو. د CrO_2^- اکسیدیشن (1 معادله) او د برومین ارجاعي پروسس (2 معادله) ټاکي په پام کې نیسو چې د *Redox* دا تعامل په القلي محیط کې ترسره کیږي:



د اکسیجن د اټومونو د مساوي کولو لپاره د 1 معادلې کینې خواته د OH^- څلور ایونونه لیکل شويدي. د معادلې ښي لوري ته هم اړینه ده چې دوه مالیکوله اوبه ولیکل شي. ددې معادلو د لوري په لوري جمع کولو څخه لاسته راځي چې:



که د تعامل کوونکو مالیکولونو او د تعامل د محصولاتو د مالیکولونو اړونده ضریبونه په پورتنۍ معادله کې ځای پر ځای شي، نو لیکو چې:



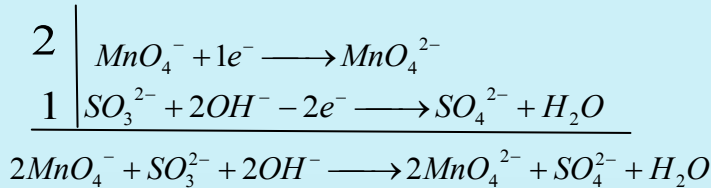
دوهم مثال: د سوډیم سلفایټ (Na_2SO_3) د تعامل معادله له $KMnO_4$ سره په قوي القلي محیط کې د لږ مقدار ارجاع کوونکي په اغېز لاندې موادو ته په پام سره روښانه کیدی شي:

1 - د تعامل معادله یې لیکو، اکسیدي کوونکي او ارجاع کوونکي یې ټاکو:



د Na_2SO_3 په مالیکول کې د SO_3^{2-} ایون د ارجاع کوونکي په بڼه ځان ښودلی دی. دې ایون دوه الکترونه له لاسه ورکړي او په SO_4^{2-} ایون بدل شوی. د $KMnO_4$ په مالیکول کې د MnO_4^- ایون د اکسیدي کوونکي په توګه عمل کړی. په غلیظ القلي محیط او د ارجاع کوونکي د کموالي په پېښه کې، دې مالیکول یو الکترون اخیستی او MnO_4^{2-} ایون ته ارجاع شوی دی. 2 - د تعامل نیمه معادله چې د اکسیدیشن - ریډکشن پروسس پرې ټاکل کیږي، لیکل کیږي.

ددې تعامل جریان په القلي محیط کې په پام کې نیسو گورو چې ارجاع کوونکي ایونونه د اکسیجن کمیټ د OH^- له ایونونو څخه بشپړوي چې له دې سره د اوبو مالیکول جوړیږي. ضربونه په نیمگرو تعاملونو کې څېړو او د نیمگري تعامل د معادلو مجموعه په ایوني بڼه لیکو:

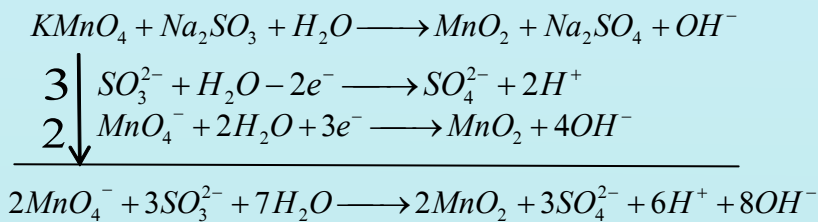


پورتنی معادله په مالیکولي شکل داسې لیکو:

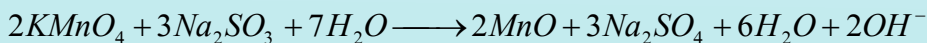


۸-۵-۳: په خنثی محیط کې د Redox تعامل

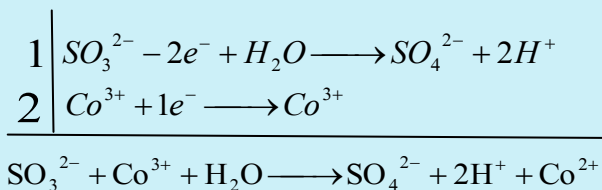
لومړی مثال: د Redox تعاملونه په خنثی محیط کې څېړو او لاندې معادله لیکو:



د H^+ او OH^- ایونونو یو له بل سره تعامل کړی، د اوبو مالیکولونه یې جوړ کړي دي چې په ټیټه کچه ټوټه کیږي:

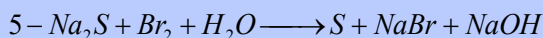
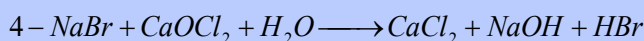
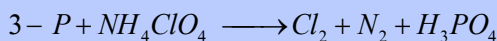
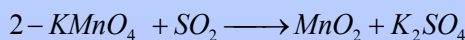
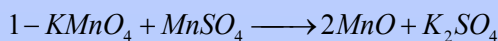


دوهم مثال: د SO_3^{2-} د ایون او Co ترمنځ د ریدوکشن د تعامل معادله په ایوني بڼه په خنثی محیط کې ترتیبوو. د هغه د تعامل نیمگري معادله لیکو او اړونده ضربونه د هغه پر بنسټ ترلاسه کوو، د اکسیجن لږ ایونونه د اوبو له مالیکولونو څخه بشپړیږي چې د تعامل په پایله کې تیزابي محیط رامنځ ته کېږي، لاس ته راغلي ضربونه د معادلې په مجموعه کې لیکو:



خپل ځان وازمائی

اړوند ضربونه د لاندې معادلو د توازن لپاره پیدا کړئ:



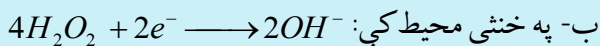
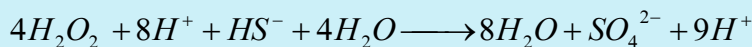
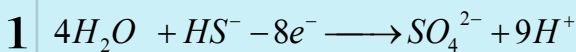
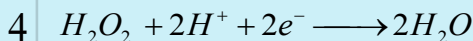
۸-۶: د پر اکسایدونو ($H_2O_2, CaO_2, H_2S_2, FeO_2$) او نورو په ګډون سره د اکسیدیشن - ریدکشن

کېمیاوي تعاملونو د بیلانس ترتیب

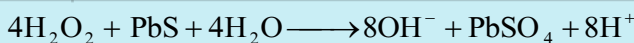
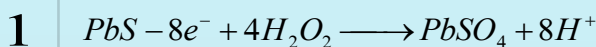
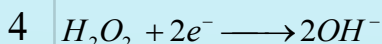
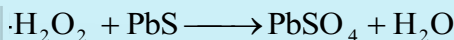
د پر اکسایدونو ټول مرکبونه د ($S-S$) او ($O-O$) دوه ولانسه ایون لري؛ له دې کبله د اکسیجن او سلفر د اتومونو د اکسیدیشن نمبر چې ټاکلی زنځیر یې جوړ کړی دی، 1- دی. د H_2O_2 د ټوټه کیدلو له کبله د اوبو مالیکول او د اکسیجن با ثباته مالیکول تشکیلېږي چې د اکسیجن د اکسیدیشن درجه په اوبو او د اکسیجن په مالیکول کې په وار سره 2- او صفر ده. د اکسیدیشن - ریدکشن په تعاملونو کې هایدروجن پر اکساید د تعامل ګډونوال دي او له تعامل سره سم کیدی شي چې د اکسیدي کونکي یا ارجاع کونکي رول ولري؛ د بېلګې په ډول: د هایدروجن پر اکساید تعامل د نورو پر اکسایدونو د مرکبونو دنماننده په توګه ګورو:

لومړی مثال: هایدروجن پر اکساید د اکسیدي کونکي په توګه:

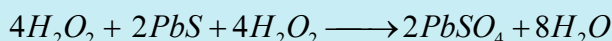
الف: په تیزابي محیط کې، د هایدروجن پر اکساید مالیکول دوه الکترونونه اخلي او د اوبو په دوو مالیکولونو لېږي.



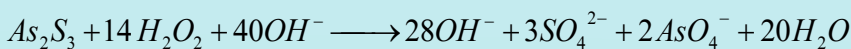
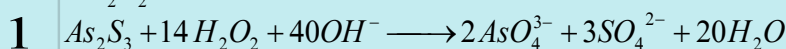
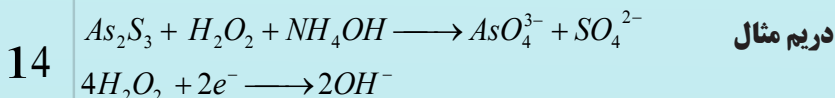
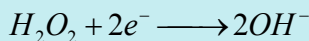
دوهم مثال:



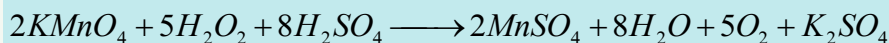
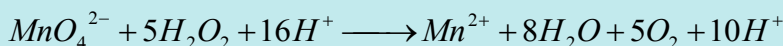
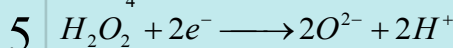
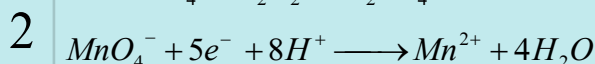
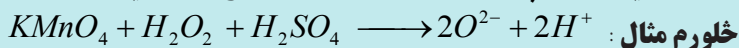
په پورتنۍ معادله کې د H^+ او OH^- ایونونه یوله بل سره تعامل کوي، اوبه جوړوي:



ج- په القلي محیط کې د H_2O_2 په گډون د $Redox$ تعامل:



د- په تیزابي محیط کې هایدروجن پر اکساید د ارجاع کوونکي په توگه عمل کوي.

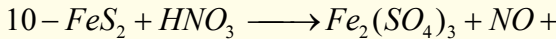
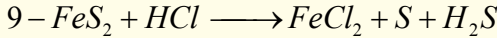
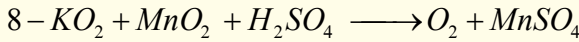
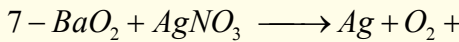
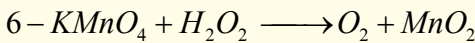
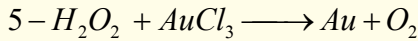
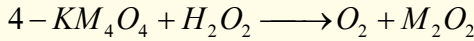
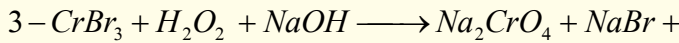
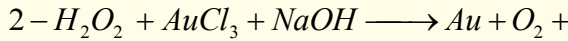
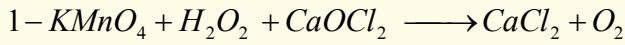


فعالیت :



د لاندې *Redox* تعاملونو له پاره د تعامل نیمگړې معادلې (ایون - الکتروني)

ولیکئ او توزین یې کړئ :



۷ - ۸ : د ریډوکس تعاملونو د ترتیب او توازن ځانگړي حالتونه

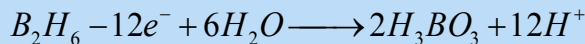
که په کیمیاوي تعاملونو کې هغه مواد برخه ولري چې د هغوی لپاره د اکسیدیشن د درجو ټاکل گران وي (لکه: $FeAsS, B_5H_{11}$ او عضوي مرکبونه) کېدی شي، سمبولیک میتود (شکلې میتود) الکتروني بیلانس وکار وشي، چې د هغه څرنګوالی په لاندې ډول دی:

د *Redox* تعامل د معادلو کینې خواته د چارجونو الجبري مجموعه د همدې معادلې د بنسې خواد چارجونو له الجبري مجموعې سره باید مساوي شي؛

لومړی مثال



په پورتنۍ معادله کې اکسیدیشن کوونکي او ارجاع کوونکي ټاکو او معادله د اکسیدیشن او ریډکشن د بهیر پر بنسټ تنظیموو:



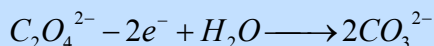
په پورتنۍ تعامل کې B_2H_6 مرکب ارجاع کوونکی دی چې په H_3BO_3 مرکب اکسیدي کيږي:



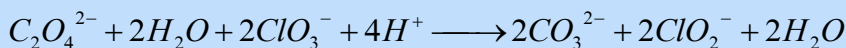
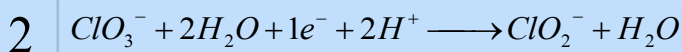
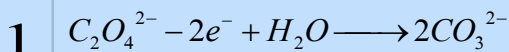
د H_3BO_3 د جوړیدو لپاره د اکسیجن د ایونونو کمیت د اوبو له مالیکولونو څخه پوره کوو

چې دلته H^+ هم ترلاسه کيږي؛ څرنگه چې د پورتنۍ معادلې کينې خواته چارجونه صفر دي او د هغې ښي خواته 12 مثبت چارجونه شته؛ نو د چارجونو د مساوي کولو لپاره د معادلې له کينې خواخه 12 الکترونونه بايد کم شي.

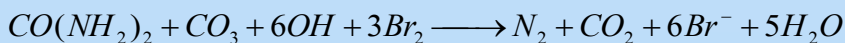
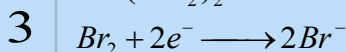
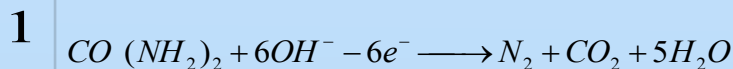
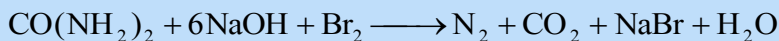
دوهم مثال: د هغومرکبونو ريډوکس تعاملونه مطالعه کوو، چې عضوي مرکبونه په کې برخه لري.



د کلورين او کاربن ډاکسيډيشن درجې او د هغوی مرکبونه د تعامل په پایله کې بدلېږي:



درېم مثال: $H_2C_2O_4 + 2KClO_3 \longrightarrow K_2CO_3 + 2ClO_2^- + H_2O + CO_2$



زیات زده کړئ

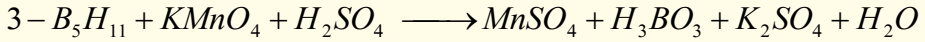
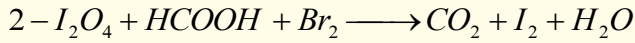
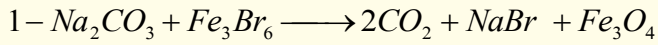


هغه تعاملونه چې په تودوخه ترسره کیږي، د معادلو توازن او تعامل یې کیدي شی چې د الکترون - ایون په میتود سره وشي.

فعالیت: د لاندې اکسیدېشن - ریدکشن معادلو الکترون - ایوني بیلانس ترسره



کړئ:





د اتم څپرکي لنډيز

*اکسیدیشن هغه عملیه ده چې د ځینو عنصرونو د اټومونو د اکسیدیشن نمبر په کې لوړیږي. په یو کېمایوي تعامل کې د عنصرونو د اټومونو د اکسیدیشن د نمبر د ښکته راتللو عملیه د ریډکشن په نامه یادېږي.

* د اټوم د اکسیدیشن درجه په مثبت (+) او منفي (-) علامو ښودل کېږي. د عنصر د اکسیدیشن مثبتې درجې علامې د اټومونو د الکترونونو له هغه رقمونو سره سمون لري چې ورڅخه جلا شوي دي او دمنفي اکسیدیشن د درجې کمیت له هغو الکترونونو سره سمون لري چې د عنصر له اټوم سره یو ځای شوي دي.

* د اکسیدیشن - ریډکشن ټول تعاملونه کیدی شي په لاندې ډول ووېشل شي:

1 - د اکسیدیشن او ریډکشن د اټومونو او مالیکولونو ترمنځ تعاملونه: د بېلابېلو مالیکولونو، ایونونو او اټومونو ترمنځ د الکترونونو ورکول او اخیستل دي.

2 - په خپل سر اکسیدیشن او ریډکشن تعامل (*Disproportionation*): دا ډول تعاملونه د مرکبونو او ساده موادو ځانگړتیا ده چې په یو مرکب کې د عین عنصر ځینې اټومونه اکسیدي او په عین وخت کې د همدې عنصر یو ځینې نور اټومونه ارجاع کېږي.

3 - د مالیکولونو دننه اکسیدیشن - ریډکشن تعاملونه:

په دې ډول تعاملونو کې د مرکب د مالیکول یوه برخه د اکسیدي کوونکې دنده او بله برخه یې دارجاع کوونکې دنده ترسره کوي.

* د دوو میتودونو پر بنسټ کیدی شي د *Redox* تعاملونه ترتیب او بیلانس کړو.

1 - د الکتروني بیلانس میتود

ددې میتود پر بنسټ کیدای شي هغه مجموعي الکترونونه وټاکل شي چې له ارجاع کوونکو څخه اکسیدي کوونکو ته ورکړل شوي دي. د ارجاع کوونکو د الکترونونو مجموعي شمېر د هغو د الکترونونو له هغې مجموعې سره مساوي دی چې له یوې اکسیدي کوونکې مادې سره یوځای شوي دي.

2 - د نیمګړو تعاملونو میتود (د ایون الکتروني میتود)

په دې میتود کې د معادلې جلا برخې (د ایوني تعامل نیمه معادله) د اکسیدیشن ریدکشن د بهیر لپاره لیکل کېږي. جمع کول په مجموعي ډول په ایوني معادلې کې په پام کې نیول کېږي. دا میتود د نیمه ایوني تعاملونو د میتود په نوم هم یادېږي. په دې میتود کې حقیقي ایونونه چې په اوبلن محلول کې شته، یادداشت کېږي چې د ایونونو شمېر له یادداشت څخه وروسته د $Redox$ تعامل د معادلې دواړه خواوې سره مساوي شي. په دې میتود کې نه یوازې د اکسیدي کوونکو او یا ارجاع کوونکو ضریب، بلکې د تعامل د محیط د اوبو، تیزابو، القلیو د مالیکولونو ضریب هم پیدا کېږي.

د اتم څپرکي پوښتنې

څلور ځوابه پوښتنې

1 - د اکسیدیشن-ریدکشن تعاملونه هغه تعاملونه دي چې د اتومونو، مالیکولونو او ایونونو ترمنځ د تبادلي کېږي

الف- ایونونه ب- اتومونه ج- انرژي د- الکترون

2 - هغه تعاملونه چې د عین عنصر ځینې اتومونه په کې په یو مرکب کې اکسیدي او په عین وخت کې د همدې عنصر ځینې اتومونه ارجاع کېږي، د په نوم یادېږي.

الف- په خپل سر اکسیدیشن ب- په خپل سر ریدکشن

ج- په خپل سر اکسیدیشن-ریدکشن د- تعویضي تعاملونو

3 - هغه تعاملونه چې د مرکب د مالیکول یوه برخه یې د اکسیدي کوونکې او بله برخه یې د ارجاع کوونکې وظيفه تر سره کوي، په نوم یادېږي؟

الف- د اکسیدیشن تعاملونه ب- د مالیکولونو په داخل کې اکسیدیشن او ریدکشن

ج- ریدکشن د- هیڅ یو

4 - په رېډوکس تعاملونو کې د ارجاع شوو الکترونونو شمېر تل د له هغې جمعې سره مساوي دی، چې له اکسیدي کوونکې مادې سره یو ځای شوي دي.

الف- الکترون ب- اتومونه ج- مالیکولونه د- پروتونونه

5 - د اکسیدیشن-ریدکشن د تعامل معادله په پراوونو کې امکان لري.

الف- څلور ب- دوه ج- پنځه د- درې

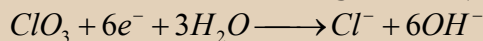
6 - په $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$ معادله کې اکسیدي کوونکي:

الف- Cu ب- HNO_3 ج- H_2O د- NO

7 - د $H_2O + 2e^- \longrightarrow 2O^{2-} + 2H^+$ تعامل په محیط کې امکان لري.

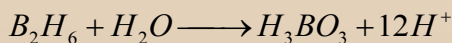
الف - خنثي ب - تیزابي ج - القلي د - اوبلن

8 - په لاندې تعامل کې کوم عنصر ارجاع شوی دی؟



الف - کلورین ب - اکسیجن ج - هایدروجن د - کلورین او هایدروجن

9 - په لاندې معادله کې د اوبو د مالیکول ضریب دی.



الف - 3 ب - 4 ج - 6 د - 7 ؟

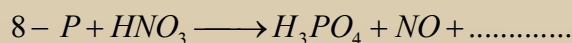
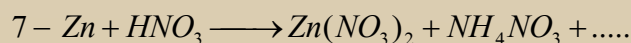
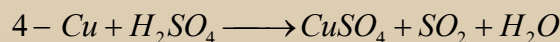
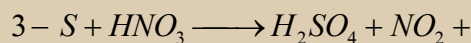
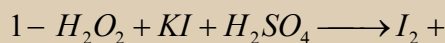
10 - اکسیدیشن - ریډکشن د تعامل په معادله کې د ایونونو شمېر په دواړو خوا سره

کېږي

الف - جمع ب - منفي ج - مساوي د - تغییر ورکول

تشریحي پوښتنې

لاندې معادلې توپیر کړئ:



په کیمیا کې قوانین او محاسبې

که څه هم د کیمیا هره څانګه ځانته ټاکلي قوانین لري؛ خو ځینې قوانین داسې هم شته چې د کیمیا په ټولو څانګو کې ورڅخه کار اخیستل کېږي. په دې خپرکي کې هغه قوانین او محاسبې خپرل کېږي چې د هغوی په واسطه کیدی شي لاندې علمي مطلبونه زده کړل شي:

د کیمیا د علمي کشفیاتو تاریخي بهیر ته په پام سره، پراخ نوی نظر به د کیمیا په علم کې پیدا کړي؛ د قوانینو د کارولو د څرنگوالي پربنسټ د علمي مسائلو او کشفیاتو په اړه به معلومات ترلاسه کوي؛ په کیمیا کې له محاسبو سره اشنا کېږئ.

۹- ۱: د علمي مسائلو بنسټونه

په عمومي ډول يوه علمي مسأله پر څلورولاندنيو بنسټيزو ستونو ولاړه ده:

1 - قوانين

2 - اصول

3 - نظريې او فرضيې

4 - تړونونه او قاعدې

د يوې اجتماعي مسألې د حلولو لپاره د ارشميدس په نوم د يو پوه هلې ځلې پر فني او تخنيکي نيمگرټياوو باندې د انسانانو غلبې يوه بېلگه ده. يوې اجتماعي پېښې ته پام وکړی:

پادشاه «هيرو» لږڅه خالص سره زره زرگر ته ورکړل چې هغه ته ور څخه تاج جوړ کړي. زرگر تاج جوړ کړ او پادشاه ته يې ورکړ. له پادشاه سره پوښتنه پيدا شوه چې دا تاج د خالصو سرو زرو دی او که له سرو زرو سره يې مس گډه کړي او له دې الياژ څخه يې تاج جوړ کړی دی؟ پادشاه د خپل وخت رياضي پوه او مشهور ستوری پېژندونکي ارشميدس ته مخ ورواړوه.

ارشميدس له دې سره سره چې په دې اړه يې پوره معلومات نه لرل، د خپل تفکر او ذهني قواوو پر تکيه د پادشاه د ستور ومانه، هغه ډېره موده په دې فکر کې وه چې د خپلي نظريه او فرضيه څخه يې کار واخست او مسأله ته يې د حل لار پيدا کړه.

فعاليت



له لاندې علمي کړنو څخه، د علمي اصل او قانون مفهوم پيدا کړئ.

- 1 - که يو جسم په اوبو کې لامبو وهي، د هغه جسم وزن يې کميږي. د جسم د وزن د کميت کچه له بې ځايه شو اوبو له کچې سره مساوي دی چې د همدې جسم په واسطه بې ځايه شوي دي.
- 2 - د تيزابي بارانونو اوريدل د دايانا سورونو نسل ته ضرر رسوي.
- 3 - ټول مواد د اتومونو په نوم له کوچنيو ذرو څخه جوړ شوي دي. د موادو بېلابېل خواص د هغوی د اتومونو د توپير له کبله دي.

فرضيه او نظريه د انسانانو څېړنه ده. انسانان له هغې وروسته چې له يوې مسألې سره مخامخ شي، د هغې د حل لپاره کوښښ کوي، اطلاعات را ټولوي او وروسته د هغوی ترمنځ له اړيکو رامنځته کولو څخه پايلې اخلي، په دې پړاو کې فرضيه جوړېږي. که د فرضيې سموالی خو واري په بېلابېلو وختونو کې په ثبوت ورسېږي، هغه د علمي فرضيې په نامه يادېږي.

د نظريو اصلاح او ښه کيدل د پوښتنو د حل لاره ده.



فکر وکړئ!

1 - د یوې علمي نظریې ارزښت او اعتبار د کومو عواملو سره اړیکې لري؟

2 - تیوري یا علمي نظریه له علمي قانون سره څه توپیر لري؟

په نظري کیمیا کې د دالتن اټومي تیوري یوه پر مختللي تیوري ده. د دې کتاب لوستونکي به د دالتن له تیوري سره اشنایي ولري (په لومړۍ څپرکي کې لیکل شوې ده) دا تیوري کولی شي بېلابېلې پدیدې؛ لکه: براس، یو په بل کې د موادو حل کیدل، په تعاملونو کې د گازونو حجمي نسبتونه، د موادو د حجمي او کتلوي نسبتونو ثابته والی او نور په کیمیاوي تعاملونو کې څرگندوي؛ خو د ځینو پدیدو؛ لکه: د ساکنې برېښنا، د محلولونو الکترولیز، د رادیو اکتیف موادو رادیو اکتیويټي او روښنایي ورکول او داسې نورو په هکله اړونده څرگندونې نه شي کولی. داندازه کولو واحدونه، فورمولونه، سمبولونه، د نوم د ایښودلو لارې او داسې نور د علمي تړونونو بېلگې دي.

علمي تړون

هغه مجموعي پرې کرې چې د علومو په هکله رامنځ ته شي او د یوې څانگې د څېړونکو له اړیکو سره او حتی د بېلابېلو څانگود پوهانو ترمنځ د اړیکو اسانتیا وې رامنځ ته کړي، د علمي تړون په نامه یادېږي.

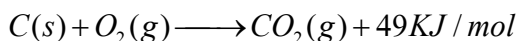


اضافي معلومات

ایوپاک (IUPAC) د تجربې او خالصې کیمیا د نړیوالې کمیټې لنډ سمبول (International Union of Pur Applied Chemictry) دی. دنړۍ د کیمیا ډېر مشهور پوهان په کې غړیتوب لري او د کیمیا د مسابلو په اړه علمي تړونونه سره کوي.

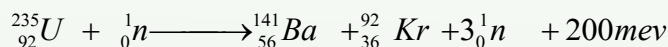
۹- ۲: د مادي د پایښت قانون او یا د کتلې پایښت

په 18 م پېړۍ کې د لاوازیه (Antoineloucentlavoisier) په نوم فرانسوي عالم (1794-1843) داسې نظر ورکړ: په کیمیاوي تعامل کې د تعامل د محصول مجموعي کتله د تعامل کونکو موادو له مجموعي کتلې سره مساوي ده:



دا قانون د دالتن داتومي - ماليکولي تيوري له نظره هم سم دی. په هر کيمياوي تعامل کې د تعامل کوونکو موادو د جوړوونکو عنصرونو د اټومونو مجموعي شمېر د تعامل د محصول موادو د اټومونو له شمېر سره مساوي دی؛ کيمياوي تعاملونه د انرژي له جذب او يا ازادیدلو سره يو ځای دي. هغه تعاملونه چې په نتیجه کې يې انرژي ازادېږي د *Exothermic* (د تودوخې تولیدونکي) تعاملونو په نوم يادېږي او هغه تعاملونه چې د انرژي (تودوخې) د جذب په پایله کې ترسره کېږي د *Endothermic* (تعاملونو په نوم يادېږي. د پورتنی تعامل په بهیر کې، چې د کاربن او اکسیجن ترمنځ شوی دی، انرژي ازاده شوې او د *Exothermic* تعامل يو ډول دی چې د ازادې شوې انرژي کچه $94kjoul/mol$ ده. د دې ازادې شوې تودوخې کچه په انرژي باندې د کاربن او اکسیجن د کتلې له بدلولو سره رامنځ ته شوی دی؛ پر دې بنسټ، د تعامل د محصول موادو مجموعي کتله د تعامل کوونکو موادو له مجموعي کتلې څخه لږه ده. د شلمې پېړي په پیل کې انیشتاین (*Einstein*) وویل چې په تعاملونو کې ترلاسه شوې انرژي؛ د پورتنی تعامل په شان، د تعامل د محصول د کتلې په کموالی پورې اړه لري چې کمه شوې کتله يې د $E = mc^2$ فورمول پر بنسټ محاسبه کړه او د کتلې د پایښت او انرژي قانون يې رامنځته کړ.

په رښتیا سره چې په انرژي باندې بدله شوې کتله په *Exothermic* تعاملونو کې دومره کوچنی ده چې په هیڅ وسیله نه شي اندازه کیدی. له دې کبله، د لاوازيه د پایښت قانون پر ځای دی؛ خو کله چې د یورانیم کتله په هستوي ریکټور کې ټوټه کېږي، د تعامل د محصول د کتلې توپیر د یورانیم له لومړنۍ کتلې څخه ډېر زیات دی چې پنځوس میلیونه ځلي د کاربن او اکسیجن له سوځولو څخه ډېر دی.



په پورتنیو هستوي تعاملونو کې باید د انشتاین قانون یعنې د مادې او انرژي دپایښت قانون ته پام وشي: یو میلیون الکترون ولت (*mev*) له $3.810^{-14} Kcalory$ سره معادل دی. د $E = mc^2$ فورمول پر بنسټ ترلاسه کېږي چې $94Kcalory/mol$ او $200mev/mole$ د انرژي له کومې کتلې سره سمون لري چې دومره انرژي تبدیله شوې ده:

$$\Delta m_1 = \frac{E_1}{C^2}$$

$$\Delta m_1 = \frac{94 \cdot 10^3 \text{ calory / mol}}{(3 \cdot 10^8 \text{ m / sec})^2} = \frac{94 \cdot 10^3 \text{ joule / mol}}{9 \cdot 10^{16} \text{ m}^2 / \text{sec}^2}$$

$$\Delta m_1 = 10.44 \cdot 10^{-10} \text{ g / mol}$$

په پورتنیو هستوي تعاملونو کې کمه شوې کتله داسې لاسته راځي:

د 235g یورانیم (یو مول) $6.02 \cdot 10^{23}$ (د اوږدو د عدد په کچه) د یورانیم اتومونه لري؛ څرنګه چې د هستې په هر وېش کې 200mev انرژي ازادېږي، نو ټوله ازاده شوې انرژي په ارګ (erg) داسې محاسبه کېږي:

$$E_2 = 200 \cdot 3.8 \cdot 10^{-14} \text{ calory} = 200 \cdot 3.8 \cdot 10^{-14} \cdot 4.18 \cdot 10^7 \text{ erg} \cdot 6.02 \cdot 10^{23}$$

$$E_2 = 1.91 \cdot 10^{20} \text{ erg / mol}$$

$$\Delta m_2 = \frac{E_2}{C^2} = \frac{1.91 \cdot 10^{20} \text{ erg / mol}}{(3 \cdot 10^{10} \text{ cm / sec})^2} = 0.13 \text{ g}$$

$$\frac{\Delta m_1 / 235}{\Delta m_2 / 12} = \frac{\text{molU}}{\text{molC}} = \frac{0.13 \text{ g} / 235 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{4.36 \cdot 10^{-9} \text{ g} / 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2.5 \cdot 10^6$$

له پورتنیو نسبت څخه ترلاسه کېږي چې له یو مول یورانیم څخه ازاده شوې انرژي 2.5 میلیونه ځلې د کاربن د یوه مول ازادې شوې انرژۍ په پرتله زیاته ده.



ب- د برېښنايي عکاسي څراغونو کتله له سوځیدلو څخه وروسته

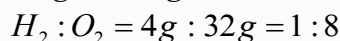
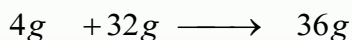
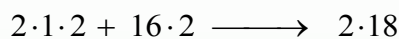
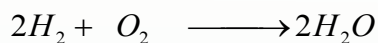


9-1) شکل: الف- د برېښنايي عکاسي د څراغونو کتله له سوځید څخه مخکې

(۹-۳) : د ثابتو نسبتونو قانون (Proust 1807)

دا قانون لومړی ځل په (1807) کال کې د Proust په نوم عالم رامنځ ته کړ؛ او له همدې کبله د نوموړي په نوم یاد شوی دی. دی وایی:

د مرکب د مالیکول جوړوونکي عنصرونه په ټاکلي او ثابت وزني یا کتلوي نسبت یو له بل سره تعامل کوي. د دې ترکیبي جسمونو ترلاسه کول کېدی شي، په هره لاره وشي، مهمه داده چې دوه ساده جسمونه تل په یو ټاکلي او ثابت کتلوي نسبت یو له بل سره یو ځای کېږي او مرکب جوړوي؛ د بېلگې په ډول: هایدروجن له اکسیجن سره تعامل کوي، اوبه جوړوي؛ د هایدروجن او اکسیجن کتلوي نسبت د اوبو په جوړیدو کې 1:8 دی:



څه فکر کوي؟



د اکسیجن او نایتروجن په مرکبونو کې یو هم N_2O_4 دی چې بې رنگه گاز دی. د کتلوي نسبتونو د قانون په کومک کیدی شي چې دې کیمیاوي فورمول ته ورسیرئ؟

۹-۴ : د متعددو نسبتونو قانون یا د دالتن قانون

دوه عنصرونه یو له بل سره تعامل کوي، نه یوازې یو ډول مرکب نه جوړوي؛ خو که د هغوی کتلوي نسبت بدل شي، بېلابېل مرکبونه جوړېږي. د دې عنصرونو د یو کتلوي نسبت چې د هغه په بېلابېلو مرکبونو کې یې د بل عنصر له ټاکلي کتلې سره جوړکړی دی، تام ثابت او کوچني عددونه دي؛ د بېلگې په ډول: نایتروجن له اکسیجن سره تعامل کړی دی، پنځه ډوله اکسایدونه یې جوړ کړي دي، چې د اکسیجن کتلوي نسبت په دې (پنځه) ډوله اکسایدونو کې 1:2:3:4:5 دی؛ خو د نایتروجن

N_2	O_2	N_2	O_2	کتله ثابته ده؛ یعنې:
N_2O	14·2 : 16	1 7	: 4	1
NO	14 : 16	1 7	: 8	2
N_2O_3	14·2 : 16·3	1 7	: 12	3
NO_2	14 : 16·2	1 7	: 16	4
N_2O_5	14·2 : 16·5	1 7	: 20	5

د نایتروجن د اکسایدونو
مالیکولونه

شکل: د نایتروجن د اکسایدونو د مالیکولونو موډل (2 - 9)

د اکسیجن نسبت د هغه په پنځه ډوله اکسایدونو کې، چې له نایتروجن سره یې جوړ کړي دي،
1:2:3:4:5 دی.

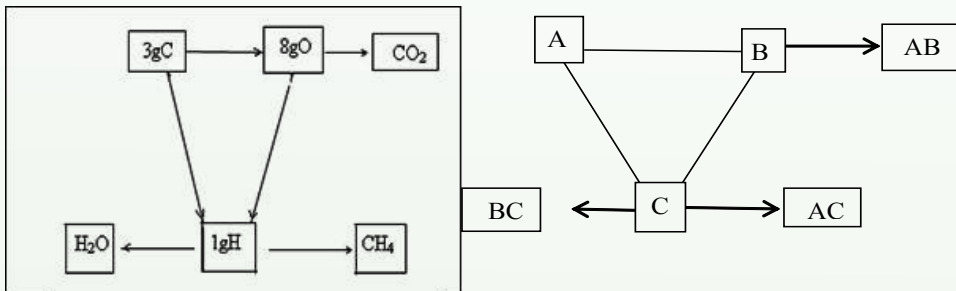
فعالیت



د متعددو نسبتو قانون د کلورین په څلور ډوله اکسایدونو ($Cl_2O, Cl_2O_3, Cl_2O_5, Cl_2O_7$)
کې تطبیق کړئ.

۹ - ۵ : د معادلتونو قانون

دوې مادې یا عنصرونه هر یو جلا، جلا له درېم عنصر سره په یو ټاکلي کتلوي نسبت تعامل کوي،
د لمړنیو موادو د پاتې شونو پرته، مرکبونه جوړوي. دا دوه عنصرونه په خپل منځ کې هم په هماغه
کتلوي نسبت تعامل کوي او مرکب جوړوي چې له درېم عنصر سره یې تعامل کړی دی:



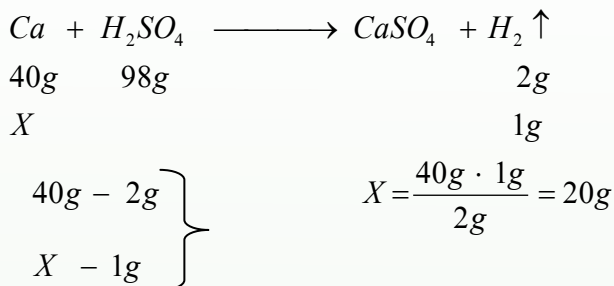
د پورتنیو څرگندونو پایله دا ده چې عنصرونه په ټاکلو کچو یو له بل سره تعامل کوي.
د یو عنصر معادله کتله د هماغه عنصر د کتلې هغه مقدار دی چې له اته گرامه اکسیجن سره یې
تعامل کړی او له پاتې شوني څخه پرته یې خپل اړوند اکساید جوړ کړی دی.

مثال: 1.5g د اوسپنې اکساید شته چې په هغه کې 1.17g اوسپنه شتون لري، د اوسپنې معادله کتله پیدا کړئ:

$$\left. \begin{array}{l} m_{Fe} = 1.17g \\ m_{Oxide} = 1.5g \\ m_{O_2} = 0.33g \end{array} \right\} \begin{array}{l} 1.17gFe - 0.33gO_2 \\ X - 8g O_2 \\ X = \frac{1.17gFe \cdot 8gO_2}{0.33gO_2} = 28gFe \end{array}$$

د اوسپنې معادله کتله یا معادل- 28g له 28g سره مساوي دی.

د یو عنصر معادله کتله د هغه عنصر د کتلې هماغه کچه ده، چې په یو کېمیایي تعامل کې یې یو ګرام اویا یو اتوم - ګرام هایډروجن بې ځایه او یا ازاد کړی وي؛ د بېلګې په ډول: په لاندې تعامل کې د کلسیم معادله کتله 20 ده او داسې محاسبه کېږي:



په عمومي ډول، د یو عنصر معادله کتله عبارت له همدې عنصر اتومي کتله یې پر ولانس د عنصر په جوړ شوي مرکب کې ده:

اتومي نسبتې کتله

$$\text{معادله کتله} = \frac{\text{اتومي نسبتې کتله}}{\text{ولانس}}$$

مثال: د المونیم اتومي نسبتې کتله 27amu او ولانس یې 3 دی، معادله کتله یې پیدا کړئ.

$$\left. \begin{array}{l} M_{Al} = 27amu \\ Volance_{Al} = 3 \\ Eq - g_{Al} = ? \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{حل:} \\ Eq_{Al} = \frac{M_{Al}}{Volance} \\ Eq_{Al} = \frac{27amu}{3} = 9amu \end{array}$$

۹-۵-۱ : د کیمیاوي مرکبونو د معادلې کتلې ترلاسه کول

د کیمیاوي مرکبونو معادله کتله دا ده چې نسبتې مالیکولي کتله یې تقسیم پر مؤثر ولانس ووبشل شي:

$$Eq_{Compounds} = \frac{M_{Compounds}}{Effective\ Volance}$$

پام وکړئ

اغېز من ولانس په تیزابونو کې د هایډروجن د اتومونو له شمېر، په القلیو کې د هایډروکسیل د گروپ له شمېر سره مساوی دی. همدارنگه، په مالګو کې اغېز من ولانس د مالګو دفلزي کټیونونو ولانس دی؛ د لاندې فورمولونو پر بنسټ کیدی شي د نوموړو مرکبونو معادلې کتلې لاس ته راشي:

$$Eq_{Acide} = \frac{M_{Acides}}{\sum H^+}$$

$$Eq_{Bases} = \frac{M_{Bases}}{\sum OH^-}$$

$$Eq_{Saltes} = \frac{M_{Salts}}{Cathions\ volance}$$

که د اتومونو او یا مالیکولونو معادله کتله په گرامونو وښودل شي، دا کمیت د اتوم یا مالیکول د معادل - گرام (*Equivalent - gram*) په نوم یادېږي چې تل په $Eq - g$ ښودل کېږي. باید یادونه وکړو چې د متحولو ولانسونو عنصرونه بېلابېلې معادلې کتلې لري؛ د بېلګې په ډول: د Cu_2O په مرکب کې د مسو معادله کتله $63.4amu$ ، خو په CuO کې د مسو معادله کتله $31.7amu$ ده.

لومړی مثال: د H_3PO_4 معادله کتله پیدا کړئ. د H_3PO_4 مالیکولي کتله $98amu$ ده.

$$M_{H_3PO_4} = 98amu$$

حل

$$Eq_{H_3PO_4} = ? \quad q_{H_3PO_4} = \frac{M_{H_3PO_4}}{\sum H^+} = \frac{98amu}{3} = 32,6amu$$

$$\sum H^+ = 3$$

دوهم مثال: د $Ca(OH)_2$ معادله کتله پيدا کړئ، د $Ca(OH)_2$ نسبتې ماليکولي کتله

ده 74.

$$M_{Ca(OH)_2} = 74amu$$

$$Eq_{Ca(OH)_2} = ?$$

$$\sum OH^- = 2$$

$$Eq_{Ca(OH)_2} = \frac{M_{Ca(OH)_2}}{\sum OH^-} = \frac{74amu}{2} = 37amu$$

درېم مثال: د $MgSO_4$ معادله کتله محاسبه کړئ. د $MgSO_4$ نسبتې ماليکولي کتله

ده 120amu.

حل:

$$M_{MgSO_4} = 120amu$$

$$Effective\ Volance = 2$$

$$Eq_{MgSO_4} = ?$$

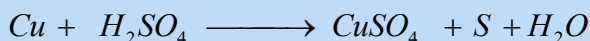
$$Eq_{MgSO_4} = \frac{M_{MgSO_4}}{Cathion\ Volance}$$

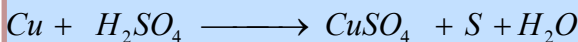
$$Eq_{MgSO_4} = \frac{120amu}{2} = 60amu$$

هغه مرکبونه چې په *Redox* تعاملونو کې برخه اخلي، د ماليکول د تشکیل کونکو عناصرونو اتومونه يې ارجاع او يا (*Oxidation*) کيږي. د هغوی معادله کتله داسې لاس ته راځي چې ماليکولي کتله يې د هغه پريایلل شوو (*Losese*) يا اخېستل شوو (*gainelectrons*) الکترونونو وېشل کيږي:

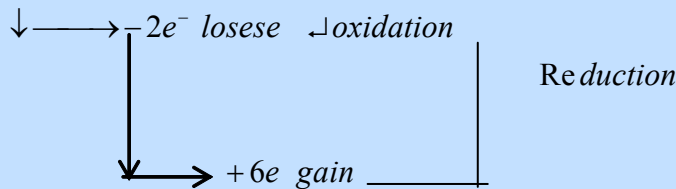
$$Eq_{Compound} = \frac{M_{Compound}}{Losese\ or\ gain\ e^-}$$

مثال: H_2SO_4 په لاندې *Redox* تعامل کې معادله کتله محاسبه کړئ.





حل



$$Eq_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{\text{gain}^-} = \frac{98 \text{amu}}{6} = 16,33 \text{amu}$$

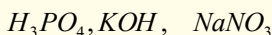
مثال: د مس کتلي معادل په پورتنې تعامل کې محاسبه کړي.

$$\text{د مس معادله کتله} = \frac{\text{اتومي کتله}}{\text{ورکړل شوي الکترونونه}} = \frac{63.5}{2} = 31.7 \text{amu}$$

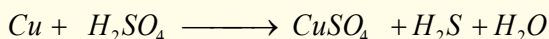
فعالیت



1 - د لاندې مرکبونو معادله کتله څنگه پیدا کولی شئ؟



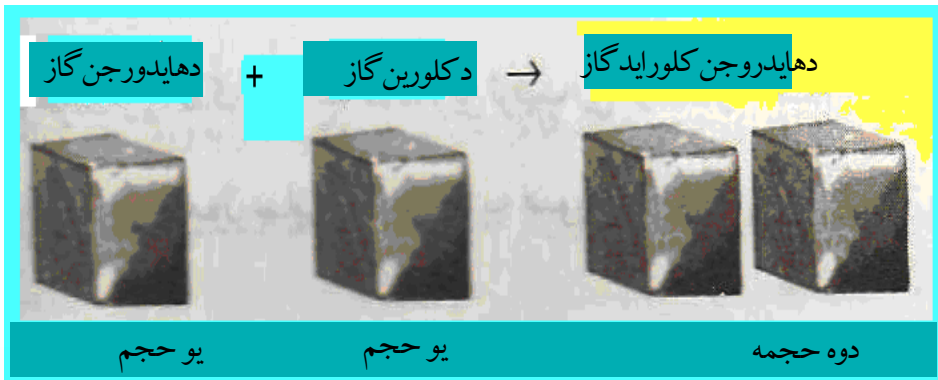
2 - په لاندې ریدوکس تعامل کې د H_2SO_4 معادله کتله پیدا کړئ.



۹-۶ : د حجمي نسبتونو قانون

د حجمي نسبتونو قانون د Gay Liusec په نامه یو عالم رامنځ ته کړی. دی وایي:

په ثابته تودوخه او فشار کې د تعامل کوونکو غازي موادو حجمي نسبت او د غازي محصولو یا براسونو نسبت تام، کوچني او ټاکلي عددونه دي او د غازي تعامل کوونکو موادو حجمي نسبت هم د غازي محصول په جوړیدو کې کوچني او ټاکلي عددونه دي؛ د بېلګې په ډول: د هایډروجن گاز او د کلورین گاز د تعامل په پایله کې، هایډروجن کلوراید گاز جوړېږي. د هایډروجن کلوراید په جوړېدو کې د هایډروجن او کلورین د گازونو حجمي نسبت 1:1 د هایډروجن او هایډروجن کلوراید حجمي نسبت 1:2 او د کلورین او هایډروجن کلوراید حجمي نسبت 1:2 دی:



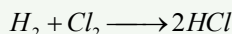
شکل: د ځینې گازونو حجمونه (3-9)

۷ - ۹: د اوگدرو قانون

د برزیلیوس (*Berzelius*) په نوم عالم پر حجمي نسبتونو باندې اتومي تیوري وکاروله او وی یې موندله چې د گازونو مساوي حجمونه د فشار او تودوخې د یوشان شرایطو لاندې مساوي شمېر اتومونه لري. د برزیلیوس دا قضیه په هغو گازونو باندې صدق کوي چې په اتومي بڼه موندل کېږي؛ خو په هغو گازونو کې چې مالیکولي بڼه لري، صدق نه کوي. له دې کبله، بله تیوري د اوگدرو په واسطه وړاندې شوه، چې د اوگدرو Avogadro دقضیه په 1811م کال کې وړاندې شوې ده او دا قضیه اوس دقانون بڼه لري او په لاندې ډول ده:

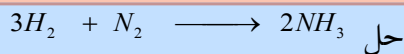
د گازونو مساوي حجمونه د فشار او تودوخې په یوشان شرایطو کې مساوي شمېر ذرې (مالیکولونه، اتومونه، ایونونه او نور) لري. د اوگدرو فرضیې اوس د قانون بڼه غوره کړې ده او یو شمېر زیاتې تجربې او حقیقتونه روښانه کړې دي. (د اوگدرو لومړی قانون).

څرنګه چې دوه حجمه هایدروجن کلوراید هغه وخت جوړېدلې شي چې یو حجم کلورین او یو حجم هایدروجن سره تعامل وکړي؛ نو د کلورین او هایدروجن مالیکولونه دوه برخې کېږي او د کلورین هایدروجن هره برخه سره تعامل کوي چې د هایدروجن کلوراید نوي مالیکولونه (دوه نوي مالیکولونه) جوړوي:



مثال: په لاندې تعامل کې د حجمي نسبتونو قانون تطبیق کړئ:





دوه حجمه 1 حجم 3 حجم

$$H_2 : N_2 = 3 : 1$$

$$H_2 : NH_3 = 3 : 2$$

$$N_2 : NH_3 = 1 : 2$$

د اوگدرو قانون کیدي شي چې په معکوس ډول هم وویل شي:
د گازونو مساوي شمېر ذرې (ماليکولونه او اتومونه) د فشار او تودوخې په يوشان شرايطو کې
مساوي حجمونه لري. (د اوگدرو دوهم قانون)

زيات پوه شی!

د هرې مادې يو مول د اوگدرو د عدد ($6.02 \cdot 10^{23}$) په کچه ذرې لري؛ خو که ماده د
گاز حالت ولري، د هر گاز يو مول په *STP* شرايطو کې $22.4L$ حجم لري چې د گازونود
عمومي معادلې پر بنسټ ($PV = nRT$) محاسبه کیدی شي.

د اوگدرو عدد په بېلابېلو لارو موندل کيږي چې دلته يې د دوولارو يادونه کيږي:

1 - که نسبي اتومي کتله او يا نسبي ماليکولي کتله په گرام افاده شي (اتوم مول يا ماليکول
مول) او دا مولی کمیتونه د عنصر د يو اتوم پر حقيقي کتلې او يا د مرکب د يو ماليکول پر کتله
باندي ووبشل شي، د اوگدرو عدد لاسته راځي:

$$\text{د عنصر نسبي کتله په گرام} \\ \text{د عنصر د يو اتوم حقيقي کتله} = \text{د اوگدرو عدد}$$

$$\text{د مرکب يو مول} \\ \text{د مرکب د يو ماليکول کتله} = \text{د اوگدرو عدد}$$

مثال: دکاربن نسبي اتومي کتله 12 او دهغه د يو اتوم کتله $1.993 \cdot 10^{-23}$ ده، د اوگدرو عدد تر لاسه کړئ:

$$\text{د کاربن د يو اتوم کتله پر گرام} \\ \text{د کاربن د يو اتوم کتله} = \text{د اوگدرو عدد}$$

$$\text{د اوگدرو عدد} = \frac{12g}{1.99 \cdot 10^{-26} kg} = 6.02 \cdot 10^{23}$$

خان و آزمایئ

د اوبو د مالیکول کتله $2.9898 \cdot 10^{-26} kg$ او دهغه مالیکولي کتله $18 amu$ ده، د اوگدرو عدد پیدا کړئ.

2 - د الکترو لیز له تگ لارې سره کیدی شي چې د اوگدرو عدد تر لاسه شي یعنی که فارادی عدد ($F = 96491 Cb$) د چارج په قیمت ($e = 1.602 \cdot 10^{-19} Cb$) وپېشل شي، د اوگدرو عدد لاسته راځي:

$$NA = \frac{F}{e} = \frac{96491 Cb}{1.602 \cdot 10^{-19} Cb} = 6.02 \cdot 10^{23}$$

د چارج قیمت دملیکان په نامه امریکایي عالم د تېلو په شاخکو کې کشف کړ.

۹ - ۸ : نسبتی اتومي کتله

د کېمیاوي عنصرونو د اتومونو د حقیقي کتلې کمیټونه کوچني دي چې د $10^{-24} - 10^{-22} g$ ترمنځ دي، دا کوچني کمیټونه له منفي توانونو سره په کېمیاوي محاسبو کې ستونزې رامنځته کړې دي؛ له دې کبله، ساینس پوهانو د کېمیاوي عنصرونو د اتومونو لپاره اتومي نسبتی کتله ټاکلې ده. هغوی د یو عنصر د اتوم کتله پر $\frac{1}{12}$ برخي د کاربن - 12 د اتوم د ایزوتوپ ($^{12}_6 C$) پر کتلې وپېشله او د هغې حاصل یې دپام وړ عنصر د اتومي نسبتی کتلې په توگه ومانه:

$$M_{atomic} = \frac{\text{mass - per atomic Element}}{\frac{1}{12} \text{ per - atomic of Carbon}}$$

پلټنه وکړئ

د کاربن - 12 له واحد څخه د کار اخیستنې لامل څه دی؟
که د $^{12}_6 C$ په عوض $^{13}_6 C$ او $^{14}_6 C$ ایزوتوپونه وکارول شي، په محاسبو کې به کوم بدلونونه رامنځته شي؟

د کاربن-12 د اتوم د ایزوتوپ د کتلې $\frac{1}{12}$ برخه د اتومي کتلې د واحد (Atomic Mass- Unit) په توګه منل شوې او په (amu) بنودل شوې ده؛ یعنې:

د اتومي کتلې نړیوال واحد $= \frac{1}{12}$ د کاربن د یو اتوم د کتلې برخه = amu

څرنګه چې د کاربن-12 د یو اتوم کتله ($^{12}_6C$) د $1.993 \cdot 10^{-26} \text{ Kg}$ ده، نو د amu قیمت دا دی:

$$\text{amu} = \frac{1}{12} \cdot 1.993 \cdot 10^{-26} \text{ Kg} = 1.661 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

نولیکلی شو چې:

$$\text{نسبتي اتومي کتله} = \frac{\text{د عنصر د یو اتوم کتله}}{\text{amu}}$$

$$\text{نسبتي اتومي کتله} = \frac{\text{د عنصر د یو اتوم کتله}}{1.661 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}}$$

مثال: د سوډیم د یو اتوم کتله $3.8203 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$ ده، نسبتي کتله یې پیدا کړئ.

حل:

$$M_{\text{atom}} \text{Na} = \frac{m \text{ per atom} - \text{Na}}{\text{amu}} = \frac{3.8203 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1.661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 23 \text{ amu}$$

مثال: د هایډروجن د یو اتوم کتله $1.674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ده، د هغه اتومي نسبتي کتله پیدا کړئ.

حل:

$$M_{\text{atomic}} \text{H} = \frac{\text{mass Per atom H}}{\text{amu}} = \frac{1.674 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}}{1.661 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}} = 1.008 \text{ amu}$$

اضافي معلومات



د عنصرونو په دوره یې جدولونو کې د عنصرونو اتومي کتلې لیکل شوې دي چې د بېلابېلو عنصرونو د ایزوتوپونو د اتومي کتلې د مجموعې له اوسط سره برابرې دي.

فعالیت:



لاندې جدول ته وگورئ او د اکسیجن عنصر د بېلابېلو ایزوتوپونو د اټومونو د مجموعي کتلې اوسط محاسبه کړئ.

ایزوتوپ	$^{16}_8O$	$^{17}_8O$	$^{18}_8O$
سلمه په طبیعت کې	99.76%	0.04%	0.2%
اتومي کتله	15.99	17.00	18.00

۹-۹ : نسبتی مالیکولي کتله

د کېمیاوي مرکبونو نسبتی مالیکولي کتله د مالیکول د جوړوونکو عنصرونو د اټومونو د کتلو مجموعه ده؛ دیلگې په ډول:

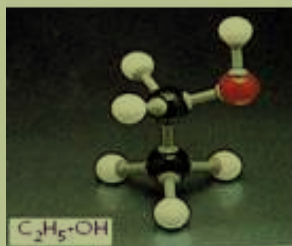
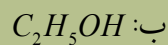
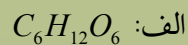
د اکسیجن اټومي کتله + د هایدوجن د دوو اټومونو نسبتی کتله = د اوبو مالیکولي کتلې

$$MH_2O = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{amu}$$

مشق او تمرین



د لاندې مرکبونو مالیکولي کتله محاسبه کړئ.



(9 - 4) شکل: د ایتانول مودل

د اړتیا وړ معلومات:



خرنگه چې د عنصرونو اټومي نسبي کتله د amu د قیمت پرینسپټ موندل شوې ده نو که د مرکب د یو مالیکول کتله ولرو او هغه د amu پر قیمت باندې ووېشو، د غوښتل شوی مرکب نسبتی مالیکولي کتله ترلاسه کېږي:

$$\text{نسبتی مالیکولي کتله} = \frac{\text{د مرکب د یو مالیکول کتله}}{\text{amu}}$$

مثال: د اوبو د یو مالیکول کتله $2.9898 \cdot 10^{-26} \text{ Kg}$ ده، د اوبو مالیکولي نسبتې کتله لاسته راوړئ.

حل: د اوبو مالیکولي کتله

$$M_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{amu} = \frac{2.9898 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}{1.661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 18 \text{ amu}$$

نوټ: که د هرې ذرې حقیقي کتله د amu پر قیمت ووبشل شي، نسبتې کتلې یې لاس ته راځي.

۹-۱۰: مول (اتوم - گرام او مالیکول - گرام)

که د کیمیاوي عنصرونو اتومي نسبتې کتله په گرام وښودل شي، د اکمیت د اتوم-گرام یا اتومي مول په نوم یادېږي؛ د بېلگې په توگه: د سوډیم اتومي نسبتې کتله 23 amu ده، نو د سوډیم یو مول له 23 g سره مساوي دی.

همدارنگه، که د کیمیاوي مرکبونو مالیکولي نسبتې کتله په گرام وښودل شي، د اکتلوي کمیت د مالیکول-گرام یا مالیکولي مول په نوم یادېږي؛ د بېلگې په ډول: د گوگړو د تېزابو (H_2SO_4) نسبتې مالیکولي کتله 98 amu ده؛ نو پر دې بنسټ، د هغه 98 گرامه یو مول دی. په عمومي ډول، که د هرې کیمیاوي ذرې نسبتې کتله په گرام ښودل شوې وي، همدا اکتلوي کمیت د هماغې ذرې د مول په نوم یادېږي؛ د بېلگې په ډول: د الکترون نسبتې کتله $5.4 \cdot 10^{-4} \text{ amu}$ ده، نو پر دې بنسټ، د هغه یو مول $5.4 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ دی. څرنګه چې اتوم-گرام، مالیکول-گرام، ایون-گرام او داسې نور ټول د مول په نوم یاد شوي دي، نو دا کمیتونه ټول د اوگدرو د عدد په کچه ذرې لري؛ نو پر دې بنسټ په ځانګړې توګه کېدی شي چې مول داسې تعریف شي:

مول: د اوگدرو د عدد په کچه د ذرو کتله پر گرام، مول دی؛ یا په بل عبارت، که د اوگدرو د عدد په کچه د ذرو کتله په گرام ښودل شوې وي، د اکمیت د مول په نوم یادېږي.

مثال: 200g سودیم هایدروکساید خو موله کپری؟ مالیکولی کتله یی 40amu ده.

حل:

$$m = 200g$$

$$M = 40amu$$

$$n = ?$$

$$40g - 1mol$$

$$200g - n$$

$$n = \frac{200g \cdot 1mol}{40g} = 5mol$$

له پورتنی مثال شخه کیدی شی چې $n = \frac{m}{M}$ فورمول د مول د محاسبی لپاره ولیکل شی.



(9 - 5) شکل: د مس، سیماب، المونیم، برومین، اوسپنی، جست او سلفر د مول اندازه

۹- ۱۱: د مرکبونو د جوړوونکو عنصرونو د سلمې ترلاسه کول

ددې لپاره چې د کیمیاوي مرکبونو د مالیکول د جوړوونکو عنصرونو سلمه (فیصدی) ترلاسه کړی شو، اړینه ده چې د هغه د یو مول په کمیت کې د هر عنصر کچه د مرکب مالیکولی کتلې ته په پام سره وموندل شي؛ نو د غوښتلې عنصر کچه چې د مرکب په یو مول کې شته، له 100 عدد سره ضرب او د همدې مرکب پر مالیکولی کتلې باندې ووېشل شي، حاصل شوی کمیت د غوښتلې عنصر د سلمې اندازه رابیني:

$$\text{د عنصر مقدار} = \frac{\text{د عنصر مقدار د مرکب یو مول}}{\text{په مرکب کې د عنصر سلمه}}$$

لومړل مثال: د کاربن، هایدروجن او اکسیجن سلنه په گلوکوز کې محاسبه کړئ. د گلوکوز ($C_6H_{12}O_6$) مالیکولي کتله 180amu ده. همدارنگه، د هایدروجن اتومي کتله 1amu، د کاربن 12amu او د اکسیجن 16amu ده.

$$MC_6H_{12}O_6 = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 6 = 180 \text{ amu}$$

حل:

$$MC_6H_{12}O_6 = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ amu}$$

$$\text{mole } C_6H_{12}O_6 = 72g + 12g + 96g = 180g$$

$$180g C_6H_{12}O_6 - 72gC$$

$$100 - W\%$$

$$W\%C = \frac{72gC \cdot 100}{180g} = 40\%C$$

$$180g C_6H_{12}O_6 - 96gO$$

$$100 - W\%$$

$$W\%O = \frac{96gO \cdot 100}{180g} = 53.33\%O$$

$$180gC_6H_{12}O_6 - 12gH$$

$$100 - W\%H$$

$$W\%H = \frac{12gH \cdot 100}{180g} = 6.7\%H$$

نوټ: د کیمیاوي مرکبونو د مالیکولونو د جوړوونکو اجزاوو د سلنو مجموعه 100 ده.

۹-۱۲: تجربی او مالیکولي فورمول

کیمیاوي مرکب تل دهغه جوړوونکو عناصرونو د سمبولونو په ترتیب او له نسبتې اتومي ضریبونو سره چې د سټوکیومیټري (Stoichiometry) ضریبونو په نوم هم یادېږي، بنسټ کېږي؛ د بېلگې په ډول: NaCl د خوړو مالګه او H_2O اوبه بڼې، په مرکبونو کې د جوړوونکو عناصرونو د اتومونو د سمبولونو ترتیب، دهغوی له نسبتې ضریبونو سره د مالیکولي فورمول په نوم یادېږي. داوبو مالیکول له دوه اتومو هایدروجن او یو اتوم اکسیجن څخه جوړ شوی دی؛ نو د اوبو مالیکولي فورمول H_2O دی.

مالیکولي فورمول کیدای شي چې د کیمیاوي تجزیې پر بنسټ وټاکل شي. د کیمیاوي فورمولونو

یو ډول تجربې فورمول دی. په دې فورمول کې د بېلابېلو عنصرونو د اټومونو نسبتې شمېر په یو مرکب کې ښودل کېږي. دلته د تجربې د کلمې معنا دا ده چې وړاندې شوی فورمول یوازې په لیدني او اندازه کولو یغني د توصیفي او مقداري تحلیل پر بنسټ ټاکل شوی دی.

د گلوکوز مالیکول د 6 اټومه کاربن، 12 اټومه هایدروجن او 6 اټومه اکسیجن څخه جوړ شوی دی او د هغه تجربې فورمول CH_2O دی چې یوازې د کاربن، هایدروجن او اکسیجن اټومونه د گلوکوز په مالیکول کې راښيي؛ څرنګه چې دا نسبتونه د یوې مادې تر ټولو ساده شکل ښکاره کوي، له دې کبله دا فارمول، د ساده فارمول په نوم هم یادېږي.

د دې لپاره چې د مرکبونو ساده فورمول ښه وليکو او لاسته راوړلې شي؛ نو اړینه ده چې د مرکبونو په توصیفي او مقداري تحلیل باندې پوه شو. د مرکب توصیفي او مقداري تحلیل باندې له پوهیدلو سره کیدی شي، دهغه تجربې فورمول لاندې موادو ته په پام سره وليکو:

1 - د هر عنصر مقداري کمیت، چې د تجزيې په واسطه لاسته راغلی دی، په مول بدل کړو.

2 - د مرکب د جوړوونکي هر عنصر د مولونو کچه، چې د لومړي مادې پر بنسټ تر لاسه کېږي، په پوره پام کوچنی کمیت یې وټاکو، وروسته دغو ښتونکي مرکب د مالیکول د تشکیل کوونکو عنصرونو ټول مولی کمیتونه په همدې کوچني مولی کمیت تقسیم کړو، اعداد له قیاسي واحد پرته لاس ته راځي.

3 - هغه ارقام چې له دوهمې مادې سره سم لاس ته راځي، په پوره پام کتل کېږي؛ که تام عددونه وي، د مرکب د مالیکولونو د جوړوونکو عنصرونو د اټومونو نسبتونه په ساده فورمول کې ښيي او که نوموړي رقمونه تام نه وي، هغوی د رونداف په لاره او یا د کوم کوچني تام عدد له ضربولو سره په تامو عددونو بدل شي نو دا تام عددونه په ساده فورمول کې د عنصرونو د اټومونو نسبتونه دي. د عنصرونو د اټومونو د نسبت رقمونه د مالیکولي فورمول د سم لیکلو دلارې په پام کې نیولو سره د عنصرونو له سمبولونو سره یو ځای کېږي او ساده فورمول لاس ته راځي.

4 - د مرکب د مالیکولي فورمول د سمو لیکلو لپاره، پر توصیفي او مقداري تحلیل سربېره د مرکب مالیکولي کتله هم معلومه وي. نو توصیفي او مقداري تحلیل ته په پام سره د پورتنیو موادو له کارولو سره سم ساده فورمول لاس ته راځي؛ که د غوښتلي مرکب مالیکولي کتله د ساده فورمول په نسبتې مالیکولي کتله ووېشل شي، یو تام عدد به لاس ته راشي. که دا عدد په ساده فورمول کې د عنصرونو له نسبت سره ضرب شي، د مرکب مالیکولي فورمول لاسته راځي.

لومړی مثال: د یو مرکب یو ګرام کتله چې له کاربن او هایډروجن څخه جوړه شوې، سوځول شوې ده؛ په پایله کې 3.3g کاربن ډای اکساید (CO_2) او 0.899g اوبه لاسته راغلې دي. د مرکب ساده فورمول تر لاسه کړئ.

حل:

$$1g = \text{د عضوي مادې سوځول شوی مقدار}$$

$$3.3g = \text{کاربن ډای اکساید}$$

$$0.899g = \text{لاس ته راغلې اوبه}$$

په لومړي سر کې: په غوښتلي مرکب کې د هایډروجن او کاربن مقدار تر لاسه کوو:

$$\left. \begin{array}{l} 18g H_2O - 2g H_2 \\ 0.899g - m_{H_2} \\ 44g CO_2 - 12g C \\ 3.3g CO_2 - m_C \end{array} \right\} \begin{array}{l} m_{H_2} = \frac{0.899g H_2O \cdot 2g H_2}{18g H_2O} = 0.1g H_2 \\ m_C = \frac{12g \cdot 3.3g CO_2}{44g CO_2} = 0.9g C \end{array}$$

$$nC = 0.9g \div 12g / mol = 0.075mol$$

$$nH_2 = 0.1g \div 2g / mol = 0.1mol$$

$$C = 0.075mol \div 0.075mol = 1$$

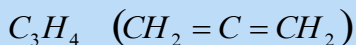
$$H_2 = 0.1mol \div 0.075mol = 1.3$$

$$C = 1 \cdot 3 = 3$$

$$H_2 = 1.3 \cdot 3 = 4$$

$$C = 3$$

$$H_2 = 4$$



مشق او تمرین

د اوسپني د اکساید 3.2g ته له هایډروجن ګاز سره تودوخه ورکړ شوې ده؛ په پایله کې 2.24g د اوسپني فلز لاسته راغلی دی؛ د اوسپني د اکساید ساده فورمول پیدا کړئ. د اوسپني اتومي کتله 56 او د اکسیجن 16amu ده.

دوہم مثال: دیو مرکب پہ ترکیب کپی 8g کاربن، 1.33g ہایدروجن او 0.667g آکسیجن دی؛ د مرکب مالیکولی کتلہ 180amu ده. سادہ فورمول او د غوبنتلی مرکب مالیکولی فورمول پیدا کریں۔

$$\left. \begin{array}{l} mC = 8g \\ mH_2 = 1.33g \\ mO_2 = 10.66g \end{array} \right\} \begin{array}{l} nC = 8g \div 12g / mol = 0.667mol \\ nH_2 = 1.33g \div 1g / mol = 1.33mol \\ nO_2 = 10.66g \div 16g / mol = 0.667 \end{array} \quad \text{حل}$$

$$nC = 0.667mol \div 0.667mol = 1$$

$$nH_2 = 1.33mol \div 0.66mol = 2$$

$$nO_2 = 0.667mol \div 0.667 mol = 1$$

$$\left. \begin{array}{l} C = 1 \\ H = 2 \\ O = 1 \end{array} \right\} \quad CH_2O$$

$$M(CH_2O)n = 180$$

$$(30)n = 180$$

$$n = \frac{180}{30} = 6$$

$$\left. \begin{array}{l} (CH_2O)n = (CH_2O)6 \\ C_6H_{12}O_6 \end{array} \right\}$$

د گلوکوز مالیکولی فورمول:



د نهم خپرکي لنډيز

* په کېمیاوي تعامل کې د تعامل د محصول د کتلو مجموعه، د تعامل کوونکو موادو د کتلو له مجموعې سره مساوي ده.

* د مرکب د مالیکول جوړوونکي عنصرونه د مرکب د جوړیدو په وخت کې له ټاکلي او ثابت وزني یا کتلوي نسبت سره تعامل کوي.

* دوه عنصرونه یو له بل سره تعامل کوي، یوازې یو ډول مرکب جوړوي؛ خو که کتلوي نسبت یې بدل شي، بېلابېل مرکبونه جوړوي. د دې عنصرونو کتلوي نسبت د هغوی په بېلابېلو مرکبونو کې،

چې دبل عنصر له ټاکلي کتلې سره یې جوړکړی، تام ثابت او کوچنی عددونه دي

* دوه مادې یا عنصرونه هر یو له درېم عنصر سره په یوه ټاکلي کتلوي نسبت تعامل کوي، له پاتې شونو پرته، مرکبونه جوړوي. دا دوه عنصرونه په خپل منع کې هم له هماغې کچې کتلې سره،

چې له درېم عنصر سره یې تعامل کړی دی، تعامل کوي او مرکب جوړوي.

* د یوه عنصر معادله کتله د هماغه عنصر د کتلې هغه کچه ده چې له اته گرامه اکسیجن سره یې تعامل کړی او له پاتې شونو څخه پرته له خپل اړوند اکساید جوړ کړی دی.

* د یو عنصر معادله کتله هغه کتله ده چې په یو کېمیاوي تعامل کې یې یو گرام او یا یو اتوم- گرام هایډروجن بې ځایه او ازاد کړی.

* که د یوه مرکب نسبتي مالیکولي کتله په همدې مرکب کې پر اغېزمن ولانس ووېشل شي، د همدې مرکب معادله مالیکولي کتله لاسته راځي.

* په ثابت تودوخه او فشار کې د تعامل کوونکو غازي موادو حجمي نسبت او د غازي محصولونو یا براسونو تام نسبت، کوچني او ټاکلي عددونه دي او د غازي تعامل کوونکو موادو حجمي نسبت هم د غازي محصول په جوړیدو کې کوچني او ټاکلي عددونه دي.

* د هرې مادې یو مول د اوگدرو د عددونو ($6,02 \cdot 10^{23}$) په کچه ذرې لري، که ماده غازي حالت ولري، د هر گاز یو مول په *STP* شرایطو کې $22.4L$ حجم هم پیدا کوي.

* مول: د اوگدرو د عدد په کچه ذرو کتله پر گرام، مول دی. په بل عبارت، که د ذرو کتله د اوگدرو

د عدد په کچه پر گرام بنودل شوې وي، دا کمیت د مول په نوم یادېږي.

* که د غوښتلي عنصر کچه، چې د مرکب په یو مول کې شته، له 100 عدد سره ضرب او د هغه مرکب پر مالیکولي کتلې باندې ووېشل شي، لاسته راغلی کمیت د غوښتلي عنصر د سلنې کچه رابښي:

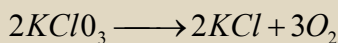
د نهم څپرکي تمرين

څلور ځوابه پوښتني :

- 1 - په عمومي ډول، يوه علمي مسأله پر بنسټونو ولاړه ده:
الف- يوه ب- دوه ج- درې د- څلور
- 2 - د تعامل د محصولونو مجموعې کتله د تعامل کوونکو موادو د کتلو له مجموعې سره --- ده.
الف- ډېر زيات ب- ډېر کم ج- مساوي د- ځينې وختونه زيات او ځينې وختونه کم
- 3 - د په نامه يو عالم دټاکلي نسبتونو يا ساده نسبتونو قانون رامنځ ته کړ، نو له همدې کبله د نوموړي په نوم يادېږي .
الف- لاوازيه ب- گيلوسک ج- Proust د- دالتن
- 4 - د اوبو او هايډروجن پر اکسايډ په مرکب کې د اکسيجن نسبت دی.
الف- 1:2 ب- 3:1 ج- 2:3 د- 1:2
- 5 - لاندې کوم رقمونه د H_3PO_4 معادلې کتله رابښي.
الف- 16 ب- 15 ج- 6:32 د- 6:22
- 6 - په ثابت تودوخه او فشار کې د تعامل کوونکو گازي موادو حجمي نسبت او د هغو د لاس ته راغلي گازي د محصول حجمي نسبت دی.
الف- تام، ثابت او کوچني عددونه ب- کسري عددونه
ج- نوي رقمونه د- هېڅ يو
- 7 - د هرې مادې يو مول --- په کچه ذرې لري .
الف- د اوگدرو عدد ب- $6.02 \cdot 10^{-23}$ ج- $22 \square$ ليتر د- الف اوب
- 8 - د کاربن نسبتي اتومي کتله 12 او د هغه د يو اتوم کتله $1.993 \cdot 10^{-23}$ ده، د amu قيمت ----- دی.
الف- $1.661 \cdot 10^{-24}$ g ب- $6.02 \cdot 10^{-27}$ g ج- الف اوب د- هېڅ يو
- 9 - په گلوکوز کې د کاربن سلنه محاسبه کړئ.
الف- 50% ب- 23% ج- 40% د- 33%
- 10 - مول د ذرو د کتلې کچه پر گرام ده.
الف- کيلو گرام ب- $6.02 \cdot 10^{23}$ g د- ب او ج دواړه سم دي.
ج- اوگدرو عدد

تشریحی سوالونه

- 1 - په لوړه تودوخه او فشار کې نایتروجن او هایدروجن یوله بل سره تعامل کړي او امونیا یې جوړه کړې ده. که د نایتروجن $4.20 \cdot 10^{26}$ مالیکولونه له هایدروجن سره تعامل وکړي، د تعامل کوونکي هایدروجن دکتلې کچه او د تعامل کوونکي هایدروجن د مالیکولونو تعداد به څومره وي؟ لاسته راغلې امونیا به څومره او څو مالیکولونه ولري؟
- 2 - امونیا له اکسیجن سره تعامل کوي چې NO او اوبه لاس ته راځي. $3.6 \cdot 10^{21}$ شمېر د اکسیجن مالیکول به د NO څومره مالیکولونه جوړ کړي؟
- 3 - د B سلنه د $\text{HGa}_3\text{AlBSi}_2\text{O}_{16}$ په مرکب کې محاسبه کړئ.
- 4 - د مس سلفیت (CuSO_4)، KCrO_4 او اوبه H_2O د ټاکلو شرایطو لاندې یوله بل سره تعامل کړي. د تعامل محصول یې هغه مرکب دی چې له Cu^{2+} ، CrO_4^{2-} او OH^- څخه جوړ شوی دی. مقدارې تحلیل رابښي چې په نوموړي مرکب کې پورتنی لیکل شوي ایونونه په ترتیب سره 48.7% ، 35.6% او 15.7% دي. د دې مرکب تجربې فورمول ولیکئ.
- 5 - لاندې ټاکل شوي کمیټونه پیدا کړئ.
- الف- د جست $9.32 \cdot 10^{25}$ اتومونو مولی کتله
- ب- د ارگون 3.27 موله کتله څو گرامه ده؟
- ج- د سپینو زرو ($3.07 \cdot 10^{20}$) اتومي ذرې څو ملي گرامه کتله لري؟
- د- 46.5 cm^3 اوسپنه څومره اتومونه لري؟ $d_{\text{Fe}} = 7.68 \text{ g/cm}^3$ دی.
- 6 - دهغه فلز اتومي وزن پیدا کړئ چې د اړوند اکساید تجربې فورمول یې Me_2O_3 وي او د غوښتلي فلز سلنه دهغه په پای اکساید کې 68.4% ده.
- 7 - x عنصر له کلورین سره تعامل کړي او د XCl_4 مرکب یې جوړ کړی دی. په نوموړي مرکب کې د Cl د ایون سلنه 74% ده، X کوم عنصر دی؟
- 8 - 1.423 g د سکاندینیم اکساید له H_2 سره تعامل اوارجاع شوی دی. په پایله کې یې 0.929 g د Sc فلز او اوبه لاسته راغلې دي، د اکساید فورمول پیدا کړئ.
- 9 - که KClO_3 ته تودوخه ورکړل شي، له لاندې معادلې سره سم په KCl او اکسیجن تجزیه کبړي:



که نوموړی مرکب په سلوکې 50% تجزیه شي، د KClO_3 وزن څومره کمبړي؟
(KClO_3 وزن 100 g دی)

- 10 - یوگرام $NaCl$ او KCl مخلوط شته، کله چې نوموړی مخلوط په اوبو کې حل شي او $AgNO_3$ ورزیات شي، دکلوراید ټول ایونونه په $AgCl$ تبدیلېږي او رسوب کوي. د $AgCl$ د رسوب کچه $2.1476g$ ده، د $NaCl$ مقدار به په لومړني مخلوط کې څومره وي؟
- 11 - $1.35g$ کلسیم د هوا په شتون کې په $1.8g$ کلسیم اکساید تبدیل شوی دی، دکلسیم اتومي کتله پیدا کړئ. د اکسیجن اتومي کتله 16 ده.
- 12 - که $2.75g$ ، Pb_3O_4 مرکب ته تودوخه ورکړ شي، تجزیه کېږي او $0.064g$ اکسیجن او هغه بل اکساید جوړېږي، د ترلاسه شوي سرب اکساید فورمول پیدا کړئ.
- 13 - د هایډروکاربن په یو مخلوط کې 40% د C_3H_8 او 40% د $CxHy$ کتلې شاملې دي؛ ددې مخلوط 10 گرامه سوځول شوی دی، په پایله کې CO_2 او $18.8g$ اوبه لاس ته راغلي دي، د $CxHy$ هایډروکاربن فورمول پیدا کړئ.
- 14 - د لیتیم کاربونیټ تجربی فورمول Li_2CO_3 دی، ددغه فورمول هر واحد د جوړوونکو عنصرونو څومره اتومونه لري؟
- 15 - د نایتروجن د گاز نمونه چې $4.6 \cdot 10^{22}$ اتومه نایتروجن لري، د نایتروجن د اتوم څو موله په دې اتومي کمیت کې شته؟
- 16 - د چوڼي تیرې (کلسیم کاربونیټ) ته تودوخه ورکړل شوې ده چې په پایله کې په CaO او CO_2 تبدیلېږي. که $40g$ د چوڼي تیره تجزیه شي، $22.4g$ CaO لاسته راغلي ده، د CO_2 کچه محاسبه کړئ.

اخځليکونه

- 1- Kotz John C., paul Treichel, Jr. Chemistry and Chemical Reactivity(fourth edition). Harourt Barace and Company. U.S.A., 1999.
- 2- Raymony Chang. Chemistry(seventh edition). 2002.
- 3- Chemistry News are selected from chemistry in Britian, Nos. May, Jun, August/ 1998.
- 4- Hotl, Rinehart/Winston Physical Science, a Harcourt education chemistry Company 2005.
- 5- Hotl, Rinehart/Winston Modern chemistry 2005.
- 6- Chemistry stouten S.Zumdahl, third edition university of Illinois 1993.
- 7- Fuddamental of Chemistry, third edition, David E. Goldberg. Brookly College, 1998.
- 8- Kotz John C., paul Treichel, Jr. Chemistry and Chemical Reactivity(fourth edition). Harourt Barace and Company. U.S.A., 1999.
- ۹ - شیمی (۳) و آزمایشگاه. برهم کنش میان مواد، سال سوم دبیرستان، ۱۳۸۶ کود ۲۵۷.۱
- ۱۰ - علوم تجربی. سال سوم دورهٔ راهنمایی، کود ۱۴۳ سال ۱۳۸۶.
- ۱۱ - شیمی. شیمی برای زنده گی(۱)، کود ۲۰۷.۱ سال ۱۳۸۴.
- ۱۲ - عمومی کیمیا. مؤلف: پوهندوی دیپلوم انجنیر عبدالمحمد عزیز، د کابل پوهنتون استاد، کال ۱۳۸۷.

**Get more e-books from www.ketabton.com
Ketabton.com: The Digital Library**