کیمیاوی اړیکی

لیکوال: نوراحمد احسان

لنډیز

کیمیاوي اړیکې، یا د الکترون په راکړه ورکړه او یا د الکترون په شریکولو سره، د مالیکول په دننه کې د اتومو په منځ کې منځ ته راځي. که د الکترون یا الکترونو راکړه ورکړه وشي، ایوني اړیکه به منځ ته راشي. که ولانسي الکترونونه د هستو ترشا او خوا وڅرخي، فلزي اړیکه جوړه وي. که الکترونونه شریک شي، نو بیا د اړیکو د پاره دری حالتونه شته: اول، حالت هغه دي چې د همنوعو اتومو تر منځ الکترونونه شریک شي، چې په دې حالت کې د دواړو اتومو د اکسیدیشن نمبر د صفر سره مساوي وي. دې ډول اړیکې ته خالصه اشتراکي اړیکه وایی. دوهم، حالت هغه دي چې د دواړو اتومو ترمنځ د منفي برقیت توپیر موجود وي. په داسې حالت به د اتومو ترمنځ د اکسیدیشن شمېره رابرسېره شي. یو اتوم به د اکسیدیشن منفی او بل به مثبته شمېره ولري. د منفي او مثبت اکسیدیشن شمېره یې د بې ځایه شوو الکترونو ترشمېر پورې اړه لري. دې اړیکې ته قطبي اشتراکی اړیکه ویل کېږي.

دریم، حالت يې هغه دي چې يو اتوم خپل جفت الکترونونه د بل اتوم په خالي اوربيتال کې کېږدي، نو کوردينانسي اړيکه به منځ ته راشي.

د ماليکولو ترمنځ هم هغه قوه چې مختلف يا مشابه ماليکولونه سره نښلوي د وان دروالس د قواوؤ په نوم يادېږي. هايدروجني اړيکه د وان دروالس د قواوؤ څخه، د دوه قطبي – دوه قطبي قواوؤ هغه ډول قوه ده چې يو طرف پکې حتماً هايدروجن وي. غوره به داوه چې هايدروجني قوه ورته ويل کېدای، خو هايدروجني اړيکه بلل کېږي. د ايون– دوه قطبي، دوه قطبي– دوه قطبي اولاندن قواوې يې نور مثالونه دي.

کليدی کليمې: کيمياوي اړيکې، اتومي اړيکې، فلزي اړيکې، ايوني اړيکې، کوولانسي اړيکې، قطبي اړيکې.

سريزه

په دوراني جدول کې د ولانسي سويو او ولانسي الکترونو په باره کې پوره معلومات ترلاسه شو. د عناصرو همدغه ولانسی الکترونونه په بيلو بيلو ډولو سره يوځای کېږي او ډول، ډول کيمياوي اړيکې جوړوي او يوه مغلقه ذره منځ ته راوړي، چې ماليکول بلل کېږي.

ماليکولونه که ساده وی او که مرکب د عناصرو څخه د کيمياوی اړيکو د جوړېدو په نتيجه کې منځ ته راځي. خپله کيمياوي اړيکه د ولانسي الکترونو څخه ديو يا څو الکترونو د ورکولو او اخيستلو او يا هم د شريکولو په نتيجه کې منځ ته راځي.

د کيمياوي اړيکو په اړه، زده کړه د معاصرې کيميا مرکزي ستونزه رابرسېره کوي. د مغلقې ذرې (مرکب) کيمياوي طبيعت، د جوړوونکو ذراتو په طبيعت، شمير او د هغوی په کيمياوي جوړښت پورې اړه لري. د اتومو د متقابلو تأثيراتو د پوهې څخه پرته نه شو کولای د کيمياوي مرکباتو د تنوع په علتونو، د هغوی د جوړېدلو په ميکانيزم، ترکيب، جوړښت او د هغوی په تعاملي قابليت باندې پوه شو.

د موادو، جامد، مايع او ګاز حالتونه د کيمياوی اړيکو نتيجه ده. د موادو ذخيروی او کيمياوی انرژي ګانې په کيمياوي اړيکو کې ذخيره دي. د موادو بې ثباتي او ثبات د کيمياوي اړيکو محصول بلل کېږي.

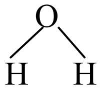
د پورتنیو ملحوظاتو په نظر کې لرلو سره لازم ګڼل کیږي، په هر نصاب کې چې د کیمیاوي اړیکو بحث موجود وي، په تفصیل سره تدریس شي.

په دې مقاله کې به دکیمیاوي اړیکو ډولونه، د هغوي جوړښتونه او د پورتنیو مسایلو د حل لپاره به مدلل توضیحات وړاندې شي.

ځینې مالیکولي پارامترونه

کله چې د موادو د فزیکي او کیمیاوي خواصو په باره کې تحقیق کیږي، نو د هغو موادو د جوړښت په مورد کې معلومات ترلاسه کیږي. په ځانګړې توګه د فزیکي تحقیقی طریقو په مرسته د مالیکولونو اساسي پارامترونه؛ لکه: د هستو ترمنځ فاصله، (د اړیکو اوږدوالی) ولانسي زاویې، او د مالیکولونو هندسي ځانګړنې تعینېدلای شي. د تجربې په واسطه ثابته شوېده چې د اوبو په مالیکول کې د هایدروجنو او اکسیجن تر منځ فاصله ،nm ده. د اتومو د هستو تر منځ فاصله چې د کیمیاوي اړیکې پواسطه سره پیوند شوې د کیمیاوي اړیکې اوږدوالی بلل کیږی. هغه زاویه چې د مرتبطو اتومو د هستو د تصوری خطونو په منځ کې تېرېږي، دولانسي زاویې په نوم یادیږي.دا زاویه د اوبو په مالیکول کې ، ده. نو ځکه د اوبو د مالیکول شکل زاویوي دی. په واضیحه توګه یې قبلولای شو چې په پورتني مالیکول کې دH—O دوي اړیکې د (nm،d_{OH}=) په اوږدوالي، او په (=HOH، V) زاویه قرار لري.

د اوبو د مالیکول جوړښت کولای شو د لاندې ساختماني فورمول په مرسته وښیو:



هغه انرژي چې د کیمیاوي اړیکې استحکام راښئ، د کیمیاوی اړیکې د مهمو مشخصاتو څخه حسابیږي. د اړیکې د استحکام معیار کېدلای شي، هغه مقدار انرژي وي چې د نوموړې اړیکې د ماتېدو لپاره په مصرف رسیږي. د دوه اتومي مالیکول لپاره د اړیکې انرژي هغه مقدار انرژي ده، چې نوموړی مالیکول په خپلو اتومو منفک کړي؛ مثلاً: دH په مالیکول کې د اړیکې انرژي (E) او دانفکاک انرژي (D) kj/mol او د(F) په مالیکول کې kj/mol او د نایتروجن په مالیکول کي KJ/mol ده. د څو اتومي مالیکول لپاره (AB_n) د اړیکې اوسط انرژي (E_{AB})، مساوي ده د اتومو د n/ حیصه د انفکاک د انرژي سره.

$E_{AB} = D/n \qquad AB_n = A + nB$

د مثال په ډول: هغه انرژي چې د HO O + H = په پروسه کې جذبېږي kj/mol ده. دا چې داوبو په ماليکول کې د هايدروجنو او اکسيجن دواړه اړيکې سره معادل دي نو د اړيکې وسطي انرژي مساوي ده له:

$E_{O_H} = D/ = /$ kj/mol = سره.

د اړيکو اوږدوالی او انرژي، ولانسي زاويې، او همدارنګه د موادو مقناطيسي، اپتيکي، برقي او نور خواص چې د تجربې په اساس تعيينېږي، مستقيماً د الکتروني کثافت د توزيع په څرنګوالي پورې اړه لري. همدغه د الکترونو د کثافت توزيع، کيمياوي اړيکه ده. نو کيمياوي اړيکه د الکترونو پواسطه چې د ولانسي الکترونو په نوم يادېږي منځ ته راځي.

د S او P بلاک په عناصرو کې ولانسي الکترونونه دآخري سويې د الکترونو څخه عبارت دي. په انتقالي عناصروکې دآخري سويې او د d او F ماقبل خارجي الکترونونه ولانسي الکترونونه بلل کېږي. (هادي عبدالعلي او نور؛۱۳۶۷: ۶۲)

کيمياوی اړيکې

ډېر زيات عناصر د کيمياوي يوځای والي په مرسته د نورو عناصرو سره ګډ دي. يوازې محدود عناصر په آزاد ډول په طبيعت کې پيدا کېږي. نجيب ګازونه –هليم (He)، نيون (Ne)، آرګون (Ar)، کريپتون (Kr)، زنون(Xe)، اورادون(Rn) په هوا کې ځان ځانته د اتومو په څېر وجود لري. که ترکيبات يې په نظر کې ونه نيسو، نو اکسيجن (O)، نايتروجن (N)، او سلفر (S) د ماليکولونو په څېر O،N او S، او کاربن (C)، د خالصو سکرو په رسوباتو کې په زياته پيمانه پيدا کېږي. ځينې فلزات لکه مس(Cu)، سپين زر (Ag)، سره زر (Au)، او پلاتين (Pt)، ممکن په يوازې توګه وجود ولري. دا محدود استثناآت د يوې کلي قاعدې تر شعاع لاندې چې عناصر په مرکب ډول په ترکيب کې شامل دي، قرار لري. (سيلبربرګ مارتين؛۱۳۸۹: ۶۰)

هغه قوه چې د عناصرو اتومونه په يوه ترکيب کې سره څنګ په څنګ متحد ساتي کيمياوي اړيکه بلل کېږی يا د اتوم اتصال چې الکتريکي منشاء لري د کيمياوي اړيکې په

نوم یادېږي. (سلطاني او نور؛۱۳۶۹ :۹۸)

د دوو اتومو د یوځای والي په نتیجه کې یو د بل سره، د کیمیاوی تعامل په شروع کې څه باید پېښ شي؟

د یوه اتوم الکترونونه نسبت د هغه اتوم هستې ته زیات حجم لري. دا الکترونونه دي چې د اتومو د ټکر په نتیجه کې یو د بل سره تماس پیدا کوي، نو دا الکترونونه دي چې اتصالات یا کیمیاوي اړیکې رامنځ ته کوي؛ یعنې، په کیمیاوی ترکیب کې الکترونونه د اتومو د اتصال عامل بلل کېږي.

د اتومو ترمنځ درې ډوله کیمیاوي اړیکې موجودې دي—کوولانسي اړیکې، ایوني اړیکې، او فلزي اړیکې. معمولاً کوولانسي اړیکې د دوو غیر فلزاتو، ایوني اړیکې د فلز او غیر فلز، او فلزي اړیکې د دوو فلزاتو تر منځ تشکیلېږي. (مک موري؛۱۳۸۶ : ۳۳)

فلزي اړیکې

د فلزاتو کیمیاوی او فزیکی خاص خواص لکه د ایونایزیشن پوتنشیال او د الکترون نیګاتیویتی لږوالی، معین شکل، جلا، د تودوخې او برېښنا هدایت، او د کوارډنیشن لوړه شمیره (غالباً ۱۲ او په محدودو مواردو کې ۸ دی) ښئ چې په فلزاتو کې نه ایوني او نه کوولانسي اړیکې موجودې دي. ځکه چې ایوني بلورونه ماتېدونکي او په جامد حالت د برېښنا هادي نه دي. په داسې حال کې چې فلزي بلورونه سټک خوړونکي دي، او په فلزي اړیکه کې د اتومو د یوشان الکترونیګاتیوتي په وجه د ایوني اړیکې خاصیت په واضحه توګه نه ښکارېږي. له بله پلوه، د کوولانسي ۲ –مرکزه ۲ –الکتروني اړیکو موجودیت په یوه معینه مجموعه کې د ټولو مجاورو زوج اتومو په منځ کې غیر ممکن دی؛ ځکه د دي کار لپاره د فلز په ولانسي سویه کې پوره شمېر الکترونونه نشته. د جامدو فلزاتو د ویلې کېدو ټکی د سیزیم لپاره C د تنګستن لپاره تر C پورې تغییر کوي. دا پېښه ددې ښکارندوی ده چې د فلز–فلز د اړیکې په قدرت کې په پراخه توګه توپیر موجود دی. (بهشتی؛ ۱۳۷۹: ۴۵۳ –۴۵۴)

که چېرې د یو فلز د لویس جوړښت رسم کړی، ژر به پوه شی چې د جفت الکتروني

اړیکو د تشکیل لپاره د هر جفت همسایه اتومو تر منځ په پوره ډول ولانسی الکترونونه موجود نه دي؛ مثلاً سودیم چې یوازې یو ولانسي الکترون لري (S) په یوه مکعبي جوړښت کې متبلور کېږي، چې په هغه کې د سودیم هر اتوم داتو نورو مجاورو اتومو پواسطه احاطه شوی. په نتیجه کې ولانسي الکترونونه نه شي کولای چې د مشخصو هرو جفتو په منځ اړیکه کې مستقر شي. دا الکترونونه غیر مستقر دي او د یوه واحد په توګه په ټول بلور پورې تعلق لري. (مک موری؛۵۹۵: ۱۳۹۰)

ایوني اړیکې

مخکې له ایوني اړیکی څخه، ضرور برېښي لاندې موضوعاتو ته یوه کتنه وکړو:

۱ -ایون: اتوم یا د اتومو ګروپ چی برقي چارج ولري د ایون په نوم یادیږي.

الف-کتیون: اتوم یا د اتومو ګروپ چې مثبت برقي چارج ولري د کتیون په نوم یادیږي. (ځکه چې یو یا څو الکترونونه یې بایللي دي).

ب-انیون: اتوم یا د اتومو ګروپ چې منفي برقي چارج ولري (ځکه یو یا څو الکترونونه یې اخیستي دي).

۲ - یو اتومي ایون له یوه اتوم څخه جوړ شوی دی.

الف- د فلز اتوم، کتیون جوړوي.

ب- د غیر فلز اتوم انیون جوړوي.

۳ -څو اتومي ایون (مرکب ایون): د څو اتومو ګروپ چي برقي چارج ولري. څو اتومي ایونونه کیدای شي کتیون؛ لکه: ($^{+}$ NH،HO^{+}) یا انیون؛ لکه: (، OH^{--}، SO^{--} PO^{-}) او نور وي.

۴ - ایوني مرکبات د زیاتو کتیونو او انیونو څخه د منظم هندسی شکل په څیر چې بلور ورته وایې جوړ شویدي. د بلوري جوړښت لپاره ساتونکی عامل د مثبت او منفي ایونو تر منځ جاذبه قوه ده. د ایوني ترکیب فورمول، د یوه خنثی بلور د تشکیل لپاره، د مثبت او منفي ایونو د ساده نسبت ښکارندوی دي.

یوازې ولانسی الکترونونه داړیکې په جوړولو کې برخه اخلي او د هر عنصر د ولانسي الکترونو شمیر د همغه عنصر د ګروپ دنمبر سره مساوي دی.

د یو اتوم سودیم او یو اتوم کلورین تر منځ تعامل په نظر کې نیسو. سودیم د دوراني جدول په IA ګروپ کې قرار لري، اتومونه یې یو ولانسي الکترون لري.او کلورین د دوراني جدول په VIIA ګروپ کې قرار لري او اتومونه یې اووه ولانسي الکترونونه لري. د سودیم اتوم یو الکترون له لاسه ورکوي او د کلورین اتوم یو الکترون اخلي.

$$Cl^{e--} + ----------- Na^{+} \quad + Cl^{e}\ Na^{e}$$

د سودیم ایون د+ چارج لرونکی دی، ځکه چی د سودیم هسته پروتونه (+ چارجه) او الکترونه، لري. (یو الکترون یې د لاسه ورکړی). د کلورین ایون – چارج لري، ځکه چې د کلورین هسته پروتونه (+چارج)، او همدغه ایون د الکترونو (یو الکترون یی اخیسی) لرونکی دی.

په دې تعامل کې، د سودیم د اتوم څخه حذف شوی الکترونونه باید د کلورین پواسطه د اخیستل شوو الکترونو سره برابر وي. په نتیجه کې د سودیم رامنځ ته شوی ایونونه باید د کلورین د رامنځ ته شویو ایونو سره برابر وي، او دسودیم کلوراید فورمول NaCl د دواړو ایونو تر منځ (۱ په ۱) ساده ترین نسبت په لاس راکوي. نوموړي ایونونه یو بل سره جذبوی، بلور جوړوي.

د سودیم کلوراید په بلور کې، هیڅ یو د ایونو څخه په بل ایون پورې منحصر نه دی بلکه د سودیم هر ایون د کلورین د شپږو ایونو، او د کلورین هر ایون د سودیم د شپږو ایونو پواسطه احاطه شویدي. په بلور کې د ایونو جوړښت داسې دی چې د مخالف چارج لرونکو ایونو ترمنځ جاذبه، دمشابه چارج لرونکو ایونو ترمنځ، د دافعې پرقوې غالبه ده. نهایی جاذبه، د بلوري شبکې د ثبات عامل دی او د ایوني اړیکې په نوم یادیږي. د اتومو او ایونو پوره الکتروني جوړښت په دې تعامل کې په لاندې ډول دی:

$$Na(SSPS)---Na^{+}(SSP)+e^{-}$$

$$(SSPSP)\ e^{--} + Cl\ (SSPSP)---Cl^{-}$$

د سودیم ایون الکتروني جوړښت د نیون سره، او د کلوراید ایون الکتروني جوړښت بیا د ارګون د الکتروني جوړښت سره یو شان دی. دا ایونونه په ترتیب سره د نیون او ارګون سره یو ډول الکتروني جوړښت (Isoelectronic) لري.

اکثره عناصر په کیمیاوي تعامل کې الکترون له لاسه ورکوي او یا الکترون اخلي تر څو داسې ایون جوړ کړي چې دیوه نجیبه ګاز سره یو ډول الکترونونه (Isoelectronic) ولري. دا ډول ایونونه (کوم چې د نجیبه ګازونو سره مساوي الکترونونه لري) پخپله خارجي انرژیکي سویه کې (۸) الکترونونه (nSnP) لري؛ اما یوڅو ایونونه؛ لکه: (Li^+، Be^+، H^-) د هیلیم په څېر (S) جوړښت منځ ته راوړي، چې دا ایونونه د (S) په جوړښت مشهور دي.

د (Na^+، Mg^+، Al^+) کتیونونه د نیون سره (کوم چې د پورتنیو کتیونو څخه مخکې دوره کې قرار لري) مساوي الکترونونه لري، د(Cl^-، S^-، P^-) انیونونه د آرګون سره (د همدې دورې عنصر) مساوي الکترونونه لري. خلاصه، ټول (SSP) ایونونه د نجیبه ګازونو سره مساوي جوړښت لري.

د اکسیجن یو اتوم (غیر فلز د VIA ګروپ څخه) شپږ ولانسي الکترونونه لري او د دوو الکترونو په اخیستلو سره د نیون جوړښت (nSnP) رامنځ ته کوي.

$$+\,O(SSP)---O^{-}(SSP)\ e^{-}$$

د اکسیجن او سودیم د تعامل په نتیجه کې به د اکسیجن هر اتوم دوه اتومه سودیم ته ضرورت لري، ځکه د سودیم هر اتوم یو الکترون ورکوي او برخلاف د اکسیجن هر اتوم دوه الکترونونه اخلي، نو د لاسه تللي الکترونونه باید د لاس ته راغلو الکترونو سره برابر وي:

$$O_e^{-} + ---Na^{+}\quad Na\ e^{-} + Oe^{-}$$

په سودیم اکساید کې د ایونو ترمنځ ساده ترین نسبت په (NaO) فورمول کې په واضحه توګه معلو مېږي.

د ایوني مرکب فورمول کولای شو د ایونو د فورمول څخه یې په لاس راوړو. د ټولو کتیونو مثبت چارج باید د ټولو انیونو د منفي چارج سره مساوي وي. د کلسیم څخه منځ ته راغلی ایون (SP) کوم چې په IIA ګروپ پورې تعلق لري، د+۲ چارج لرونکی دی:

$---Ca^{+}(SSPSP)+e^{-}\ Ca(SSPSPS)$

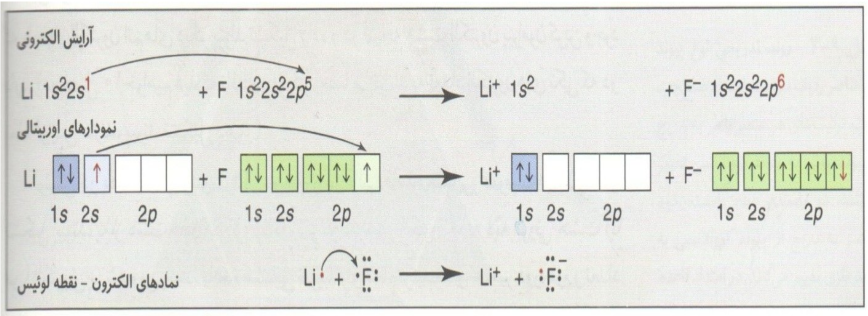
دCa^{+}اوCl^{-} د ایونو څخه منځ ته راغلی فورمول CaCl دی چې کلسیم کلوراید بلل کېږي. په دې فورمول کې د هر کلسیم ایون لپاره د کلوراید دوه ایونونه ضرورت دی. د کلسیم اکساید په مرکب کې چې د Ca^{+} او O^{-} د ایونو څخه جوړشوی، فورمول یې CaO دی. دا فورمول هم د ایونو تر منځ ساده ترین نسبت ښيي.

دالمونیم یو اتوم (چې دIIIA ګروپ څخه دی) ددریو الکترونو په ورکولوسره دنجیبه ګاز جوړښت غوره کوي. دالمونیم مربوطه اکساید د Al^{+}او O^{-}ایونو لرونکي دي. ددې لپاره چې یو خنثی مرکب منځ ته راوړي باید د المونیم دوه ایونونه (چې ټول چارجونه یې +۶کېږي) او د اکسیجن دری ایونونه (چې ټول چارجونه یې -۶ کېږي) په (AlO) فورمول کې منظورولی شو. (مورتیمر؛ :)

دایوني اړیکې ماډل

د لیتم د اتوم څخه د یوه الکترون انتقال د فلوراتوم ته په لاندې شکل کې په دریو ډولو ښودل شوي. لیتیم د دریو ډولو څخه په هر ډول کې د یو الکترون په ورکولو سره خپله باندینی انرژیکي سویه n= ډکه ساتي. دا ځکه چې د n= څخه یو الکترون ورکوي. او فلورین د یو الکترون په اخیستلو سره n= ډکوي. په دې صورت کې به لیتیم د هیلیم او فلورین د نیون په څیر الکتروني جوړښت غوره کړي. د هر اتوم لیتیم د الکترونو تعداد چې د لاسه یې ورکوي، د هر اتوم د فلورین د الکترونو سره برابر دي کوم چې د لیتیم څخه یې تر لاسه کوي؛ یعنې د Li^{+}او F^{-} د منځ ته راغلو ایونو شمیر سره برابر دي؛ ځکه چې د دوی د فورمول LiF څخه هم د دوي د ایونو مساوي شمیر څرګندېږي. یا په بله بڼه په ایوني ترکیب کې د الکترونو شمیر چې فلز یې د لاسه ورکوي د غیر فلز د الکترونو د هغه شمیر سره برابر دي کوم چې د فلز څخه یې لاس ته راوړي.

نو کله چې مختلف چارجه ایونونه د الکتروستاتیکي جاذبو په وسیله یو د بل سره متحد ساتل کیږي، د ایوني اړیکې په نوم یادیږي. (سیلبربرګ؛ ۱۳۸۹ : ۳۶۰)



شکل ۹-۵ سه روش برای نمایش دادن تشکیل Li^+ و F^- از طریق انتقال الکترون. الکترون منتقل شده با رنگ قرمز مشخص شده است.

کووالانسي اړيکي

دا چې ايوني اړيکه د مختلف چارجه ايونونو د الکتروستاتيکي جاذبو په وسيله منځ ته راځي، نو د يو ډول عناصرو ترمنځ د کيمياوی اړيکې ماهيت څه ډول دی؟ څنګه کولای شو په H، Cl، CO او نورو مليونونو غير ايوني مرکباتو کې کيمياوي اړيکه توصيف کړو؟ په ساده بيان سره، ځواب دادي چې په دې ترکيباتو کې اړيکې، په ځای ددې چې الکترون د يو اتوم څخه بل اتوم ته انتقال شي،الکترونونه د اتوموتر منځ شريک اينبودل کيږي. په خلاصه توګه ويلای شوچې: هغه اړيکه چې د اتومونو ترمنځ د الکترونو د شريکولو په نتيجه کې منځ ته راځي د کووالانسي اړيکې په نوم ياديږي.

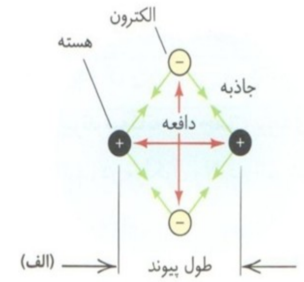
د کووالانسي اړيکې د څرنګوالي لپاره د هايدروجن ساده ماليکول په نظر کې نيسو:

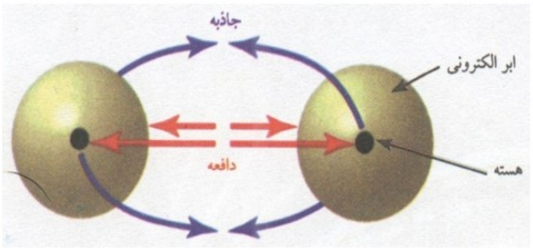
هغه اړيکې چې د هم نوع اتومو ترمنځ واقع کيږي، د خالصې کووالانسی او يا ساده کووالانسی اړيکې په نوم ياديږي.

د دوو اتومو هايدروجنو د نژدې کېدل يوبل ته، د دوی په منځ کې الکترو ستاتيکي کشش مخ په زياتېدووي د مثبت چارج لرونکې دواړه هستې يوبل سره دفع کوي، دواړه الکترونونه چې د منفي چارج لرونکې دي هم يوبل سره دفع کوي؛ اما هره هسته دواړه الکترونونه جذبوي (شکل ته وګوری) که چېرې د جاذبې قوه تر دافعې قوې زياته وي کووالانسي اړيکه منځ ته راځي، دواړه اتومونه يو د بل سره متصل کيږي او دواړه ګډ الکترونونه د هستو ترمنځ ساحه اشغالوي.

په اصل کې دواړه الکترونونه د یو ډول سرېښ په څېر عمل کوي چې د H د مالیکول دواړه هستې یو د بل سره نښلوي. دواړه هستې، همزمان په یو ډول الکترونو سره جذبېږي او یو د بل سره محکم ساتل کېږي.

لکه یو تناب چې د دوو ټیمونو پواسطه سره کش کېږي او دا تناب د دواړو ټېمونو په منځ کې بیا هم ثابت پاته کېږي.





په کوولانسي اړیکو کې دهستو او الکترونو ترمنځ دجاذبې او دافعې دمختلفو قواؤ زیاتوالی داتومو دنژدې والي تر اندازې پورې تعلق لري. که چېرې دهایدروجن اتومونه دیو بل څخه ډیر لرې وي، جاذبه قوه کمه، نو اړیکه نه ده موجوده. که چېرې دهایدروجن اتومونه ډیر سره نژدې وي، دهستو ترمنځ دکشش قوه دومره زیاته ده چې اتومونه سره لرې کوي. نو د دواړو هستو ترمنځ فاصله د اړیکې اوږدوالی بلل کېږي. چې په هغې کې جاذبه یی خالصې قواوې شته. او د H—H مایکول پایلارترین حالت لري. د H په مالیکول کې د اړیکې اوږدوالی pmدی.

هره کووالانسي اړیکه خپل خاص اوږدوالی لري، کومه چې اړیکې ته ثبات ورکوي. د اړیکو اوږدوالی د اتومی شعاع ګانو په پېژندلو سره د وړاند ویلو وړ دی؛ د مثال په توګه: د هایدروجن اتومي شعاع pmاو د کلورین اتومی شعاع pmده، نو د H—Cl په مالیکول کې د اړیکې اوږدوالی pm+pm=pmدی. (واقعي اندازه یې pm ده). (مک موری؛۱۳۸۵: ۱۵۷–۱۵۸)

داړیکو اوغیر اړیکو جفت الکترونونه

د ایوني اړیکو په څیر، په کوولانسي اړیکه کې هم د هر اتوم باندیني انرژیکي سویه ډکیږي؛ اما دا کار په بله بڼه سرته رسیږي. په کوولانسي اړیکو کې هر اتوم ګډ الکترونونه پخپل حساب کې راولي. نو دH دوه شریک الکترونونه په یوه وخت کې د دواړو اتوموباندیني سویه ډکوي. ګډ جفتونه یا د اړیکو جفتونه په دوو نقطوH®®H او یا یوخط H—H سره ښودل کیږي. دباندیني سویې نور جفتونه چې په اړیکو کې برخه نه اخلي دغیر اړیکو جفتونه یا غیر اشتراکی جفتونه بلل کیږي. په HF کې داړیکو جفتونه د H بیروني سویه ډکوي او د F د دریو غیر اړیکو جفتو سره باندیني سویه هم ډکوي.

H—F or H ®®F

په F کې یو جفت رابطوی او دری جفته غیر رابطوی الکترونونه د هر F باندینی سویه ډکوي:

F ®®F F—F Or

د کوولانسي اړیکو مرتبه

د دوو اتومو ترمنځ د جفتو الکترونو شمیر چې شریک ایښودل کیږي د کوولانسي اړیکو مرتبه بلل کیږي.

د FHF، H په مالیکولو کې یوه ګونې کوولانسي اړیکې دي، چې د یو جفت رابطوي الکترونو محصول دی. په څوګونو اړیکو کې معمولاً د N،O،C او یا S اتومونه ګډون لري.

دوه ګونې اړیکه د دوو جفتو رابطوی یا څلورو اشتراکي الکترونو لرونکې ده، چې د دوو اتومو ترمنځ واقع کیږي نو ځکه یې داړیکو مرتبې دوې دي. اتلین (CH) ساده هایدروکاربن دی چې د کاربن ترمنځ دوه ګوني اړیکې او د هایدروجن او کاربن تر منځ څلور یوه ګونې اړیکې لري. د هر کاربن لپاره څلور الکترونه په دوه ګوني اړیکه کې او څلور الکترونه په دوو یوه ګونو اړیکو کې د هایدروجن سره ګډوی چې اکتیټ کیږي.

دري ګونې اړیکې دری رابطوي جفتونه لري، دوه اتومه شپږ ګډ الکترونونه لري نو ځکه یې مرتبه ۳ ده. د N په مالیکول کې دوه اتومه د نایتروجن د دری ګونې اړیکې پواسطه سره

پیوند دی او هر اتوم N یو غیر رابطوي جفت لري:

:N::N: Or : N≡N:

شپږ ګډ الکترونونه او دوه غیر رابطوي الکترونونه د N هر اتوم اکتیت کوي. (سیلبر برګ؛۱۳۸۹: ۳۶۸-۳۶۷)

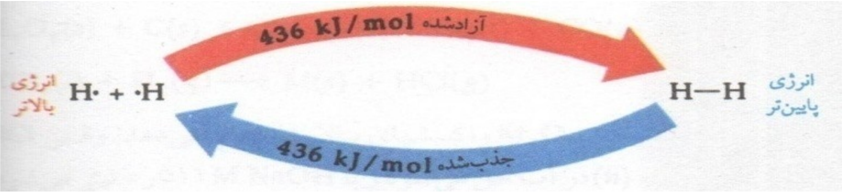
ثابت مالیکولونه هغه وخت منځ ته راځي، چې د رابطوي الکترونو شمېر د غیر رابطوي الکترونو څخه زیات وي. د اړیکې مرتبه په لاندې ډول هم تعریفېږي.

$$\text{داړیکې مرتبه} = \frac{(\text{رابطوي غیر د شمیر الکترونو}) - (\text{رابطوي د شمیر الکترونو})}{۲}$$

یو له مهمترینو عواملو څخه چې د دوو اتومو تر منځ پر فاصله اثر لري، د اړیکې مرتبه ده؛ یعنې د دوو معینو اتومو لپاره تل د دوه ګونې اړیکې اوږدوالی نسبت یوه ګونې ته لږ او د درې ګونی اړیکې اوږدوالی نسبت دوه ګویې ته لږ وي. بل عامل یې د هیبرید کېدلو نوع ده. (سلطانی؛۱۳۶۹: ۱۵۹-۱۵۸)

د کوولانسي اړیکو قدرت

که چېرې لاندې شیما ته په غور سره وګورو، وبه وینو چې د H مالیکول د انرژۍ له نظره څومره د دوو اتومو هایدروجنو په نسبت کم دي. کله چې د هایدروجن جفت اتومونه یو د بل سره متصل کېږي، د H د مالیکول انرژي د دواړو ځانګړو اتومو د مجموعی انرژی څخه کمه ده. په دې محصول کې kj/mol انرژي آزادېږي. د بله پلوه kj/mol انرژي باید ورکړشي تر څو مالیکولونه د هایدروجن په اتومو تجزیه شي.



هغه انداز انرژی چې د یوې کیمیاوي اړیکې د ماتېدو لپاره، د مجزا مالیکول د ګاز په

حالت کې په کار ورل کېږي د اړیکې د تفکیک د انرژۍ D په نوم یادېږي. د اړیکې د تفکیک انرژي همیشه مثبت مقدار دی، ځکه باید د اړیکې د ماتولو د پاره تأمین شي. برخلاف آزاد شوې انرژي د اړیکې د تشکیل څخه همیشه منفي وي.

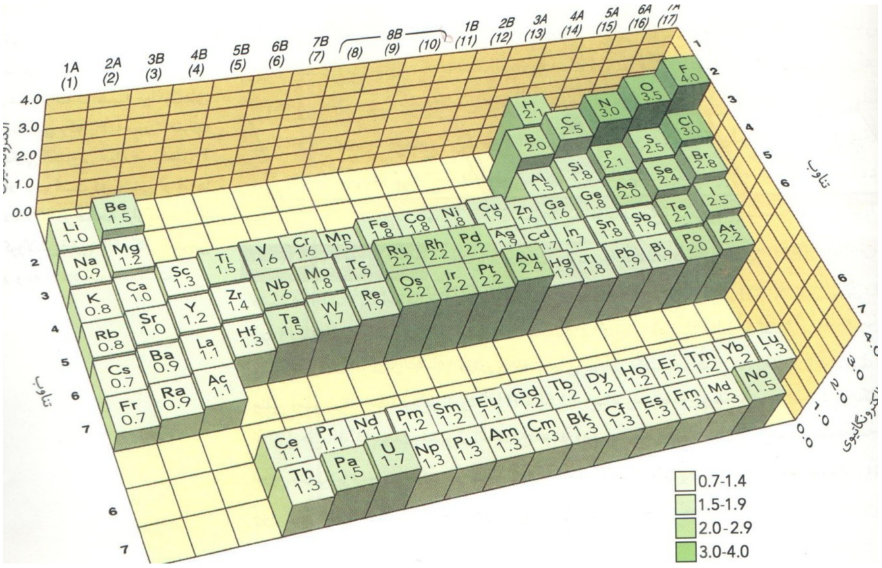
د هر یو مول مادې د اړیکو د تفکیک لپاره خاصه انرژي وی. که څه هم د یوشان جفت اتومو، د اړیکو د تفکیک انرژي مشابه وي؛ مثلاً: د کاربن- کاربن اړیکې بې له دې چې د مالیکول جوړښت ته دقیقه پاملرنه وشي، معمولاً د D مقادیر د kj/mol- په حدودو کې وي. (مک موری؛۱۳۸۵: ۱۵۸)

الکترونیګاتیویتي (برقي منفیت)

برقي منفیت (EN) د اړیکو په کیمیا کې یو له مهمو مفاهیمو څخه دی، چې د اړیکې د اتوم نسبي قدرت د اشتراکي الکترونو په جذب کې ښيي. لویس پاولینګ د پنځوسو کالو څخه مخکې د عناصرو د نسبي برقي منفیت لپاره معروف ترین مقیاس پیشنهاد کړ. په یوه مثال کې د پاولینګ روش راوړو. ممکن په دې انتظار وی چې دHF د اړیکو انرژي د H—H (kj/mol) او د F—F (kj/mol) وی یعنې kj/mol حد وسط انرژي وی. مګر واقعي مقدارېې kj/mol دی، چې kj/mol له حد وسط څخه زیات دی. پاولینګ داسې استدلال درلود چې دا توپیر د HF د اړیکې په انرژۍ کې د الکتروستاتیکي چارج سهم دی. که چېرې فلورین د زیات برقي منفیت په درلودلو سره چې له هایدروجن څخه یې لري، رابطوي جفت الکترونونه ځان خواته جذبوي، دا الکترونونه خپل زیات وخت فلورین ته نژدې تیروي. په الکترونو کې دا نامتوازن ګډون د دې سبب کېږي چې د فلورین د اړیکې سر جزیي منفي چارج او د هایدروجن د اړیکې سر مثبت جزیي چارج ولري. د جزیي چارجونو تر منځ د جاذبې په نتیجه کې د اړیکې ماتولو ته زیاته انرژي په کارده. په لاندې جدول کې د پاولینګ برقي منفیت کتلای شی. دا اندازه شوي مقدارونه نه دي؛ بلکه فلورین ته چې تر ټولو زیات ۰/۴ نسبت ورکړ شوی، لاس ته راغلی دی.

په اصلي ګروپونو کې برقي منفیت اصولاً په یوه ګروپ کې پورته خواته او په عین دوره کې په ښی خوا زیادت مومي.

په لاندې دوراني جدول کې برقي منفیت په گروپونو او دورو کې وگورئ:



برقي منفیت او د اکسیدیشن شمیره

تعریف: د اکسیدیشن شمیره د هغه الکترونو شمیر دی، کوم چې دیوه مرکب په مالیکول کې دیوه اتوم څخه د بل اتوم پرخوا بې ځایه کیږي. (په داخل د مالیکول کې د اتومو جزئی مثبت او منفی چارجونه د اکسیدیشن نمبر په نوم یادیږي).

د برقي منفیت څخه د اتوم د اکسید یشن د شمېرې په تعیین کې استفاده کیږي:

۱ – ټول گډ الکترونونه، د اړیکې اتوم ته چې برقي منفیت یې زیات دي نسبت ورکول کیږي، بل اتوم ته د الکترون هیڅ نسبت نه ورکول کیږي.

۲ – د هر رابطوي اتوم ټول غیر رابطوی الکترونونه همغه اتوم ته نسبت ورکول کیږي.

۳ – د هر اتوم د اکسیدیشن شمیره په دې ډول محاسبه کیږي:

(د غیر رابطوي الکترونونو شمېر + د گډو الکترونو شمېر) — د ولانسي الکترونو شمېر = O.N.

د مثال په توگه د HCl په مالیکول کې د کلورین برقي منفیت د هایدروجن څخه زیات

دی. کلورین اووه ولانسي الکترونونه لري؛ اما اته الکترونونه (دوه اشتراکي او شپږ غیر رابطوي) هغه ته نسبت ورکول کېږي. نو د هغه اتوم د اکسیدیشن شمېره: ۱- =۸—۷ ده. د هایدروجن اتوم یوولانسي الکترون لري او هیڅ الکترون هغه ته نسبت نه ورکول کېږي، نو د اکسیدیشن شمېره یې ۱+ =۰—۱ ده.

قطبی کوولانسي اړیکې

کله چې اتومونه د برقي منفیت په توپیر سره لکه HF کیمیاوی اړیکه جوړه کړي نو جفت رابطوي الکترونونه په نامتوازنه توګه په اشتراک ایښودل کیږي. د الکتروني کثافت داسې نا متوازن ویش ته چې قطبونه منځ ته راوړي او جزیي مثبت او منفی چارجونه را منځ ته کړي قطبی کوولانسی اړیکه وایی. دا قطبي کوولانسی اړیکه دیوه قطبی تیر پواسطه (⟼) چې سرېې د منفي قطب په سمت وی او یا د + او – شیما پواسطه سره ښودل کېږي. د دلتا وړوکی یونانی توری جزیې چارج ښی.

$$\overset{\longmapsto}{H^{+}\!-\!F^{-}} \quad \text{or} \quad H\!-\!F$$

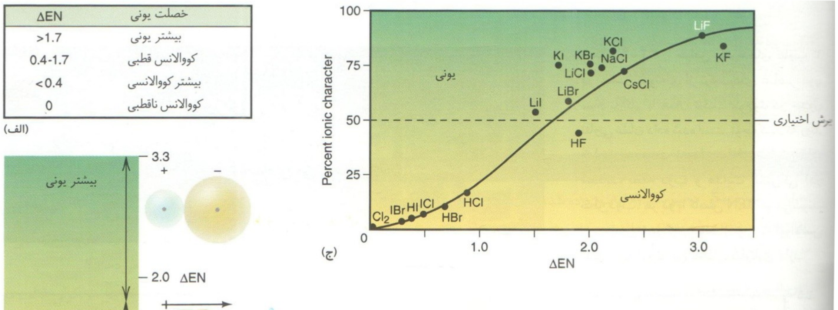
د H—H او F—F په اړیکو کې اتومونه یوشان دي؛ نوځکه رابطوی جفتونه په متوازنه بڼه په اشتراک ایښودل شویدي او په نتیجه کې غیر قطبي کوولانسي اړیکه منځ ته راغلې ده. د رابطوي اتومو د EN د اندازو په پوهېدلو سره کېدای شی د اړیکې د قطبونو جهت تعیین شي.

د کوولانسي قطبي اړیکې جزیي ایوني خاصیت

که چېرې سوال وشي ((آیا د X—Y اړیکه ایوني ده که کوولانسي؟)) ځواب دا دی چې تریوه حده دواړه! مناسبترین سوال دا دي چې ((دا اړیکه ترڅه بریده ایوني یا کوولانسي ده؟)) د یوې اړیکې جزیي ایوني خاصیت، د رابطوي اتومو د برقي منفیت تر توپیر EN پورې اړه لري. زیات EN سبب کېږي ترڅو لوی جزیی چارجونه منځ ته راوړي، په نتیجه کې به جزیی ایوني خاصیت زیات شي. دری کلورین لرونکي مرکبونه په نظر کې نیسو: د $LiCl_{(g)}$ لپاره EN ۲/۰=۱/۰—۳/۰ د $HCl_{(g)}$ لپاره د ۹/۰=۲/۱—۳/۰ او د Cl لپاره د

۰ = ۳/۰—۳/۰ سره مساوي دی. نوځکه د LiCl جزیی ایوني خاصیت د H—Cl تر اړیکې زیات او ددې دواړو بیا د Cl—Cl تر اړیکه زیات دي.

متفاوتې هڅې شوې ترڅو د اړیکو ایوني خاصیت طبقه بندي شي. په یوه طریقه کې د برقی منفیت له اندازو څخه استفاده شوې، اړیکې په دریو دستو: ایوني، قطبي کوولانسی او غیر قطبی کوولانسي ویشل شوي. که چېرې د دوو اتوموتر منځ EN صفر ؤ، نو اړیکه پوره غیر قطبي ده. او که تر ۳/۳ پورې وه نو اړیکه شدیده ایونی ده. په لاندې دریو شکلو کې د اړیکو نوعیت په ښکاره توګه څرګند دي. (شکل؛ ص ۳۸۱ : اصول شیمي عمومي)



خصلت یونی	ΔEN
بیشتر یونی	>1.7
کووالانس قطبی	0.4-1.7
بیشتر کووالانسی	<0.4
کووالانس ناقطبی	0

شکل ۹-۲۱ **خاصیت یونی پیوندهای شیمیایی.** **(الف)** تفاوت الکترونگاتیوی (ΔEN) بین اتم‌های پیوندی نشان می‌دهد که مقادیر انقطاع یک راهنمای کلی برای میزان یونی بودن یک پیوند محسوب می‌شود. **(ب)** تغییر تدریجی خاصیت یونی در کل محدوده پیوندی به‌صورت سایه‌دار از یونی (سبز) به کووالانسی (زرد) نشان داده شده است. **(ج)** درصد خاصیت یونی برحسب ΔEN برای تعدادی از مولکول‌های گازی دو اتمی نشان داده شده است. توجه کنید که به‌طور کلی ΔEN با خاصیت یونی همبستگی دارد. (انقطاع اختیاری برای ترکیب یونی با بیش از ۵۰ درصد خاصیت یونی است.)

د دوراني جدول په دورو کې د اړیکو څرنګوالی

د یوې دورې په دواړو خواوو کې فلز او غیر فلز نسبتاً زیات EN لري، نوځکه د الکترون په انتقال سره نوعاً ایوني ترکیب رامنځ ته کوي. دوه غیر فلزات د جدول په یوه طرف کې وړوکې EN لري. نو د الکترونو په شریکولو سره کوولانسي اړیکه منځ ته راوړي. د کلورین (چې غیر فلز دي) ترکیب د دریمې دورې د هریوه عنصر سره، د سودیم څخه شروع، چې EN یې په تدریج سره کمیږي او نوعاً ایوني اړیکې په قطبي کوولانسي او بالاخره په کوولانسي سره تغییر کوي. په لاندې شکل کې د دریمې دورې د عناصرو سره د کلورین

مرکبونه لکه:

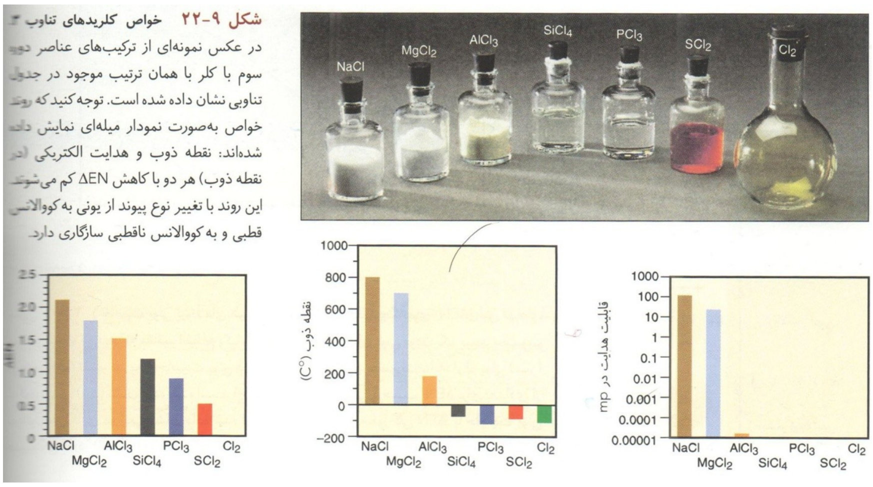
NaCl ، MgCl ، AlCl ، SiCl ، PCl ، SCl ، Cl وګوری.

د EN دګراف سره دوه کليدي مايکروسکوپيک خاصيتونه ښودل شويدي.

سوديم کلورايد .=EN په لرلو سره ترټولو ايوني مرکب دي. د ويلې کېدو لوړه نقطه او برقي هدايت يې په مذاب حالت کې زيات دي. مګنيزيم کلورايد چې سپين جامد بلوري جسم دي .=EN سره برابرېږي دا هم يوايوني مرکب دی اما د ويلې کېدو ټيټه نقطه او په مذاب حالت يې برقي هدايت کمتر دي. د المونيم کلورايد د برقي منفيت توپير (EN) د. سره برابر دي. اړيکې يې کوولانسي ته نژدې دي. يا په بل عبارت کلورين د المونيم سره د کوولانسي زياتو قطبی اړيکو په وسيله متصل دي. د سويو تر منځ يې قواوې ضعيف تره دي، نوځکه يې د ويلې کېدو ټکی ډېر ټيټ دی. او دا چې برقي هدايت يې په مذاب حالت کې کم دي، دا ځکه چې د ايونو شمېر يې کم دی.

د ايوني خاصيت کمېدل او د کوولانسي اړيکو ځانګړنې زياتېدل د SiCl، PCl، SCl په ماليکولونو کې ادامه لري. دا مرکبونه د مجزا ماليکول په څېر وجود لري. برقي هدايت يې د اندازه کولو قابل نه دی. د ماليکولونو ترمنځ قواوې يې په دې اندازه سره ضعيفې دي چې د ويلې کېدو ټکی يې د کوټې د تودوخې په نسبت لږ دی. د کلورين په ماليکول کې اړيکه غير قطبي ده، د ذکر شوو مرکباتو څخه يوازينی ماده ده، چې د کوټې په تودوخه کې د ګاز په حالت موجوده ده.

نو د EN په کمېدو سره اړيکه ډېره کوولانسی کېږي او د دريمې دورې د کلورايدونو او کلورين ماليکول مايکروسکوپيک خواص د جامد ايوني حالت څخه په ګازي او مجزا ماليکولونو تغيير کوي. (شکل؛ ص ۳۸۲ : اصول شيمي عمومي)



شکل ۹-۲۲ خواص کلریدهای تناوب ۳
در عکس نمونه‌ای از ترکیب‌های عناصر دوره سوم با کلر با همان ترتیب موجود در جدول تناوبی نشان داده شده است. توجه کنید که روند خواص به‌صورت نمودار میله‌ای نمایش داده شده‌اند: نقطه ذوب و هدایت الکتریکی (در نقطه ذوب) هر دو با کاهش ΔEN کم می‌شوند. این روند با تغییر نوع پیوند از یونی به کووالانسی قطبی و به کووالانس ناقطبی سازگاری دارد.

د مالیکولونو تر منځ قواوې

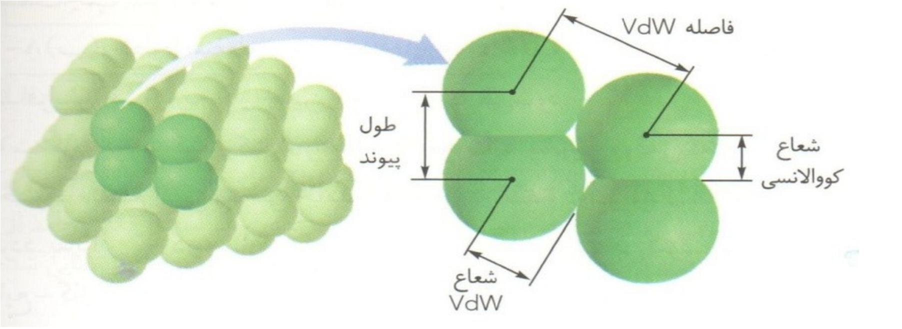
د مالیکولی قطبیت د پېژندلو څخه وروسته به د هغه قواوو په لټه کې شو کومې چې د همدغه قطبیت څخه رامنځ ته کېږي. د اړیکو او هم د مالیکولونو ترمنځ قواوې د مخالفو چارجونو له الکتروستاتیکي جاذبو څخه رامنځ ته کېږي. که د اړیکو دا قواوې د کتیونو او انیونو په جاذبه قوه پورې اړه ولري؛ ایوني اړیکه، او که د هستو او رابطوي جفتو الکترونو پورې اړه ولري؛ کوولانسي اړیکه، او که د فلزي کتیونو او نامستقرو ولانسي الکترونو پورې مربوطې شي؛ فلزي اړیکه بلل کېږي. مګر د مالیکولونو ترمنځ قواوې د مالیکولونو د جزئي چارجونو د جاذبې، یا د ایونونو او مالیکولونو د جاذبې څخه منځ ته راځي. دواړه یادې شوې قواوې د لویوالي له مخې توپیر لري او علت یې د کولن قانون په واسطه شرح کېږي:

لکه څنګه چې د اړیکو په قواوو کې لوی چارجونه په کمه فاصله کې قرار لري، نو دا قواوې نسبتاً قوي دي.

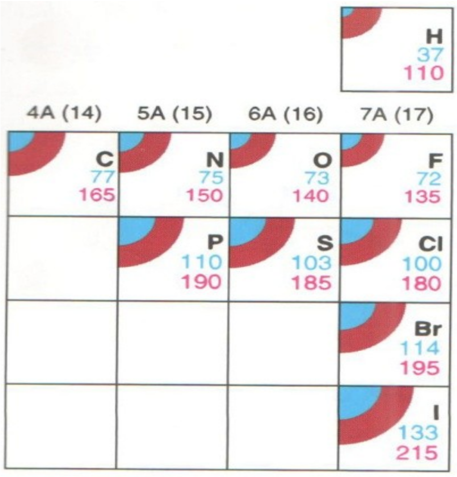
لکه څنګه چې د مالیکولونو تر منځ په قواوو کې نوعاً وړوکي چارجونه په زیاته فاصله کې قرارلري نو دا قواوې نسبتاً ضعیفې دي.

په مختلفو مالیکولونو کې چارجونه، چې د مالیکولونو ترمنځ قواوې منځ ته راوړي،

څومره يو د بل څخه لرې دي؟ د مثال په توګه د کلورين ماليکول په نظر کې ونيسئ. د جامد کلورين د دوو هستو د فاصلو د اندازو اخيستلو څخه، دوه متفاوتې اندازې څرګندېږي، چې په لاندې شکل کې يې مشاهده کولای شی. د دوو اتومو (ماليکول) Cl—Cl ترمنځ ،وړوکې فاصله اړيکه ده، چې نيمايی يې کوولانسی شعاع بلل کېږي. د دوو مجاورو ماليکولونو د اتومو(Cl او Cl) ترمنځ زياته فاصله د وان در والسي فاصلې په نوم يادېږي. (دا فاصله د هالينډي فزيک پوه له نوم څخه چې جانس وان در والس نوميده اخيستل شوې). په لاندې شکل کې؛ وان دروالسي اړيکې، وان در والسي شعاع او کوولانسي شعاع ګانې کتلای شي.



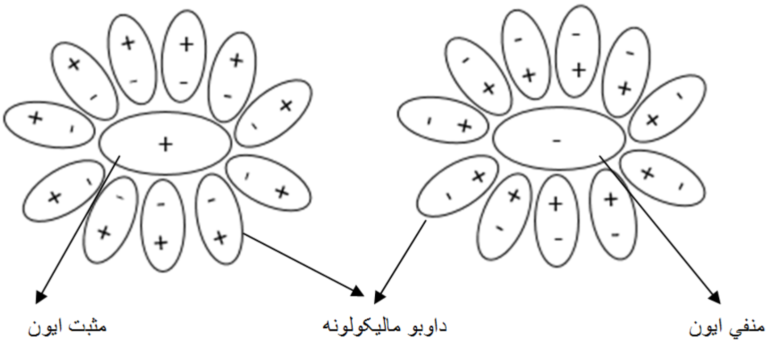
دا تر ټولو کمه فاصله ده چې يو ماليکول Cl کولاي شي بل ماليکول ته نژدې شي. په داسې فاصلو کې ماليکولی جاذبې د الکترونی وريځو د دافعې ترمنځ سره په توازن کې دي. د دوو مجاورو ماليکولونو د اتومونو ترمنځ نيمايي فاصلې ته وان دروالسي شعاع وايی. د يوه اتوم وان دروالسي شعاع هميشه تر کوولانسي شعاع لويه وي. د کوولانسي شعاع په څېر، وان دروالسي شعاع په يوه دوره کې له چپې خوا څخه پر ښئ خوا کمېږي، او په يوه ګروپ کې کښته زياتېږي. يادشوی ارتباط په غير فلزاتو کې په لاندې شکل کې ښودل شوي دي.



د مالیکولونو ترمنځ د مختلفو قواوو ډولونه په لاندي توګه تشریح کېدلای شي

د ایون او دوه قطبي مالیکول قواوې (ایون – دوه قطبي):

دا ډول قوا دیوه ایون اویوه قطبي مجاور مالیکول څخه منځ ته راځي. دیوه ایوني مرکب حلېدل په اوبو کې دایون – دوه قطبي قوا غوره مثال کېدای شي. په دوه مختلف الچارجه ایون باندې د اوبو قطبي مالیکولونه داسې جمع کېږي چې په منفي ایون د اوبو د مالیکولونو مثبت قطب او په مثبت ایون د اوبو د مالیکولونو منفي قطب جمع کېږي.



دوه قطبي – دوه قطبي قواوې

کله چې ماليکولونه يو د بل سره (لکه په مايعاتو او جامداتو کې) نژدې شي، د هغوی جزيی چارجونه د يوه ورو کی ميدان په څېر يو پر بل عمل کوي. دی وه ماليکول مثبت قطب د بل ماليکول د منفي قطب سره جذبېږي. دا قواوې ددې سبب کېږي چې د قطبي ماليکولو د ځوښ ټکی نسبت غير قطبی ماليکولو ته چې مولی کتله يې يو شان وی، پورته بوزي؛ لکه د ميتايل کلورايد دايپول مومنت چې نسبت اسيت الديهايد ته کم دی، نو د ځوښ ټکی يې هم ټيټ دي.

هايدروجني اړيکه

هايدروجنی اړيکه د خاصو ماليکولونو ترمنځ يو نوع ، دوه قطبي—دوه قطبي قوه ده، چې د اړيکې يو طرف ته حتماً هايدروجن واقع وي. هايدروجني اړيکه هغه اړيکه ده چې د يوه ماليکول هايدروجن يې د بل ماليکول د الکترونيګاتيو ترينو اتومو (N، O، F) سره منځ ته راوړي. کله چې هايدروجن د N، O، F سره مرکب جوړ کړي نو دا ماليکول ډير قطبي شي (H—N ، H—O، H—F) ځکه چې د هايدروجن اتوم يو الکترون لري، هغه هم د مقابل اتوم پر خوا نژدې کېږي، بل الکترون نه لري تر څو د هستې مثبت چارج وپوښي، نو د هستې د مثبت چارج اثريې زيا تيږي. د بله پلوه مقابل اتوم هم الکترونيګاتو تردی او هم آزاد ولانسی الکترونونه لري، نو هايدروجن په شدت سره ځان ته راکاږي او هايدروجنی اړيکه جوړوي؛ ځکه هايدروجنی اړيکه ورته وايی چې يوې خواته حتماً هايدروجن قرار لري. دا اړيکه په نقطو سره ښودل کېږي. (عبدالله جان؛۱۹۹۳: ۱۶۰)

−−N: ...H—F: −−O: ...H—N−− −−F :...H—O−−

د HF، HO، NH دری واړه مرکبونه د هايدروجني اړيکو په لرلو سره د انتظار پرته د ځوښ لوړ ټکي لري.

هايدروجني اړيکه د هر ژوندي موجود لپاره عجيبه پيامد لري. دا اړيکه زموږ په بدن کې د پروتينو د ماليکولونو دری اړخه خاص شکل منځ ته راوړي چې په DNA کې وراثتي اطلاعات ذخيره کوي. او هم زموږ په بدن کې د زرګونو حياتی مادو د انحلال او انتقال

تأثیرات لري. دا به زیاته نه وي چې ووایو؛ په هغه څرنګوالی چې موږ ژوند پېژنو بې له هایدروجني اړیکې څخه نه شي کېدلای وجودولري. (مک موری؛۱۳۸۶: ۲۵۰)

دلاندن قواوې

تردې ځایه مو د هغو قواوو په باب بحث وکړ کومې چې په ایون یا قطبي مالیکول پورې یې اړه درلوده؛ اما ولې غیر قطبي مواد، لکه اکتان، کلورین یا آرګون د مایع او جامدو په ډول منځ ته راځي؟ د مالیکولو تر منځ هغه اصلی قواوې چې د غیر قطبي موادو د متراکم کېدو سبب ګرزي دلاندن د قواو په نوم یادېږي. (دلاندن قوا د فریتز لاندن د نوم څخه اخیستل شوی. نوموړی فزیک پوه ؤ چې د جاذبو کوانتومي میکانیک مبنایې تشریح کړه)

دلاندن قوا وې د اتومو د الکترونو د چارجو د لحظه یی نوساناتو څخه رامنځ ته کېږي، نوځکه د ټولو ذرو (اتومو، ایونو او مالیکولو) ترمنځ موجودې دي. دآرګون له ګاز څخه یو اتوم په نظر کې ونیسئ. د هستې تر شا او خوا یې ۱۸ الکترونو نه په منظم ډول ویشل شوي، نو اتوم غیر قطبي دی؛ اما په یوه لحظه کې ددې امکان شته چې زیات شمیر الکترونونه د هستې په یوه خوا نسبت بلې خواته وجود ولري. په دې صورت کې به نوموړی اتوم دوه قطبی لحظوی وي. دوه لرې اتومونه یو پر بل اثر نه لري؛ اما کله چې سره نژدې کېږي، د یوه اتوم لحظوي دوه قطبونه، په همسایه اتوم کې دوه قطبي حالت رامنځ ته کوي. په نتیجه کې یو د بل سره جذبیږي. دا پیښه د ټولو همسایه اتومو ترمنځ واقع کېږي. د تودوخې په ډېرو ټیټو درجو کې دا ډول جاذبې ټول اتومونه سره یوځای ساتي. نو د لاندن قواوې لحظه یی دوه قطبي—القایي دوه قطبي دي.

دلاندن قواوې په ټولو بین مالیکولی قواؤ اثر لري. د محاسباتو له مخې معلومه شوې چې د HCl په مالیکول کې ٪۸۵ د جاذبې انرژي د لاندن په قوا او ٪۱۵ د دوه قطبي—دوه قطبي په جاذبې پورې اړه لري. د اوبو په موردکې ٪۷۵ دجاذبې انرژي ترهایدروجني اړیکه پورې او تقریبا ٪۲۵ دلاندن تر قواو پورې منحصره ده.

د وړوکو مالیکولو دپاره لکه: He، H ډیره ضعیفه ده؛ اما د لویو ذراتو لپاره لکه؛ I او Xe ډیره قوي ده.

د لاندن د قواؤ نسبي قدرت د الکترونو تر تعداد پورې اړه لري. د الکترونو ډېروالی د مادې په مولی کتله پورې مربوط دی؛ ځکه درنې ذرې لوی اتومونه او یا ډېر اتومونه لري، چې په دواړو صورتو کې د الکترونو تعداد ډېرېږي؛ مثلاً: په هلوجنو او نجیبه ګازونو کې مولي کتله کښته خواته زیاتېږي. دا چې د لاندن قواوې یې زیاتېږي نو د ځوښ ټکي یې هم لوړېږي. په دوراني جدول کې په عین ګروپ کې د پورته خوا څخه کښته خواته، د مالیکولي کتلې په زیادت سره د لاندن قواوې زیاتېږي، نو د ځوښ ټکی هم زیاتېږي؛ د مثال په ډول: $CH < SiH < GeH < SnH$ د هغه موادو لپاره چې مولي کتلې یې یوشان وي، د لاندن د قواؤ قدرت د مالیکول په شکل پورې اړه لري. د مالیکولونو هغه شکل، چې یو د بل سره د تماس ډېرې نقطې لري، نو قوي جاذبې لري. د نارمل پنتان شکل سلندري دي، په داسې حال کې چې نیوپنتان شکل کروي دي. نو د نارمل پنتان مالیکولونه د نیوپنتان په نسبت د تماس ډېرې نقطې لري، نو دا تماسونه ددې سبب کېږي چې د لاندن قواوې په ډېرو نقطو کې عمل وکړي، نوځکه یې د جوښ ټکی له نیوپنتان څخه زیات دي. (سیلبر برګ؛۱۳۸۹: ۴۷۴)

پایله

د اړیکو تنوع د مختلفو مرکباتو د مختلفو ځانګېړنو سبب کېږي. ګازات هغه مرکبات دي چې مایکولونه (د نجیب ګازونو په موردکې اتومونه) یې یو د بل څخه لیرې دي او د وان دروالس قواوې ددوي په مالیکولونو اثر نه کوي. که چېرې د فشار پواسطه سره متراکم شي، بیا ټولې قواوې (د مالیکولونو د قطبونو او القایي خصلت مطابق) یو پر بل اثر کوي، مایع او حتی جامد حالت غوره کوي. د ګازاتو عدم معین شکل او حجم د دوی د مالیکولونو د فاصلو په وجه رامنځ ته کېږي. په مایعاتو کې د مالیکولو تر منځ قواوې موجودې دي. او دا قواوې بیا د جامداتو په مقایسه ضعیفه وي؛ نوځکه یې حجم معین او شکل یې غیر معین دي. په هغه مایعاتو کې چې هایدروجني اړیکې موجودې وي، نسبت هغه مایعاتو ته چې نه وي موجودې د ځوښ لوړ ټکی لري، او زیات مفر نه وي. هغه مایعات چې هایدروجني اړیکې نه لري د جوښ ټکي یې ټیټ او مفر وي. جامدات بیا د مایعاتو په پرتله، قوي بین

مالیکولي قواوې لري؛ نو ځکه یې هم شکل او هم حجم معین دي. فلزات بیا د طاقه الکترونو درلودلو په وجه فلزي اړیکه جوړوي. فلزي اړیکه بیا د فلزي خواصو درامنځ ته کېدو سبب کېږي. سیماب ځکه مایع دي چې ټول ولانسي اوربیتالونه یې جفته الکترونونه لري.

د موادو انحلال یو پر بل کې د اړیکو تر شباهت پورې اړه لري. کوولانسي مرکبات په کوولانسي او ایوني او قطبي مرکبات په ایوني او قطبي مرکباتو کې حل کېږي. اوبه یو قطبي مرکب دي او د ایوني او قطبي مرکباتو لپاره ښه محلل دي. کله چې یو ایوني مرکب په اوبو کې واچول شي، د اوبو مالیکولونه د ایوني مرکب ترهر مالیکول ګردچاپېر شي. په داسې ډول چې د اوبو د مالیکولونو مثبت قطبونه، د ایونی مرکب تر منفي قطب او برخلاف د اوبو د مالیکولونو منفي قطبونه، د ایوني مرکب ترمنفي قطب را چاپېر شي. ایوني مرکب په دوه ټوټو، چې یو یې منفي ایون او بل یې مثبت ایون دی، وویشي. نو ویل کیږي چې ایوني مرکبونه په اوبلن محیط کې په خپلو ایونو تجزیه کېږي. همدغه ایوني مرکبونه چې په اوبلن محیط کې په خپلو ایونو، ټوټې شي. الکترولیتونه بلل کېږي. چې بیا دغه ایونونه د برېښنا د جریان په اثر په اوبلن محیط کې حرکت کوی او چارجونه الکترودونو (انو او کتود) ته انتقالوي، د برېښنا د جریان سبب کېږي.

که چېرې دوه، قطبي مرکبونه (اوبه او اسید) سره یوځای کړو؛ اول به د دواړو ډولو قطبي مرکبونو خپل منځي هایدروجني اړیکې ماتې شي او ټول مالیکولونه به یو د بل څخه لیرې شي. دا پېښه د انرژی په تأمین سره سرته رسېږي. په دوهمه مرحله کې مخالف مالیکولونه یو د بل سره هایدروجني (او نورې مالیکولي قواوې) اړیکې جوړوي. دا پېښه انرژي آزادوی. اوس که د تأمین شوې او آزادې شوې انرژی د جمعې حاصل مثبت ؤ، نو محلول به د محلل په نسبت سوړ شي. او که د تأمین شوې او آزادې شوې انرژی د جمعې حاصل منفي ؤ، نو محلول به د محلل په نسبت ګرم شي. که چېرې په اوبو کې د خاوروتیل واچوو نو د خاوروتیل به د اوبو په سر ودرېږي. دخاوروتیل به په اوبو کې حل نه شي. داځکه چې دخاوروتیل یو کوولانسي او اوبه یو قطبي مرکب دي. خو که د خاوروتیل په کاربن تترا کلوراید کې واچول شي نو دواړه مرکبونه به یو پر بل کې حل شي؛ داځکه چې د دواړو مرکبونو اړیکې سره ورته

دي.

دمآخذ فهرست

-بهشتي عزيزالله. (۱۳۷۹ه ش). **شيمي معدني**. اهواز: لومړى ټوک، انتشارات دانشگاه شهيد چمران.

-رابرت سي فاي، جان مک موري. (۱۳۹۰ ه ش). **شيمي عمومي**. ژباړه ياوري، عيسى و اديب مهدي. تهران: لومړى چاپ، لومړى او دوهم ټوک، نشر علوم دانشگاهي.

۳-سيلبربرگ، مارتين. (۱۳۸۹ه ش). **اصول شيمي عمومي**. ژباړه مجيد، ميرمحمد صادقي او نور. تهران: دوهم چاپ، لومړى ټوک او دوهم ټوک، نوپردازان.

۴-سلطاني، سيد يحى و شفايي، مهدي او نور. (۱۳۶۹ه ش). **شيمي معدني**. تهران: پنځم چاپ، لومړى ټوک، انتشارات علوي.

۵-عبدالله جان. (۱۹۹۳م). **مفردات کيميا**. ژباړه احسان، نوراحمد. لاهور پاکستان: لومړى چاپ، اردو ساينس بورد.

۶-مورتيمر، چارلز. (۱۳۸۹ه ش). **شيمي عمومي**. ژباړه جوادي، علي او نور. تهران: شپږم چاپ،. لومړى او دوهم ټوک، مرکز نشر دانشگاهي.

۷-ويلکينسون، کاتن. (۱۳۶۸ه ش). **شيمي فلزات واسطه**. ژباړه عابديني، منصور او نور. تهران: دوهم ټوک، انتشارات دانشگاه تهران.

۸-هادي، عبدالعلي: اونور. (۱۳۶۷ه ش). **کيمياى عمومي و غير عضوي**. کابل: لومړى ټوک، کابل پوهنتون.