رزونانس او د ماليکول هندسی جوړښت

ليکوال: نوراحمد احسان

لنډيز

کولای شو دماليکول شکل دولانسي سويو دجوړه الکترونو ددافعې په وسيله سره وښيو. ددې نظريې په اساس، الکترونونه داتوم په شا اوخوا کې دچارج لرونکو وريځو په شکل قرارلري، نوځکه تر ممکن حده پورې يودبل څخه لېرې واقع کېږي. که چېرې اتومونه دوه جوړې الکترونونه شريک کړي دماليکول جوړښت خطي، که درې جوړې شريک کړي، مثلثي، اوکه څلورجوړې شريک کړي، څلورمخيزه اوکه پنځه جوړې شريک کړي نوبيا دوه هرمي مثلث القاعده اوکه شپږ جوړې شريک کړي نوشپږ مخيزه جوړښت به منځ ته راوړي.

کليدي کلمې: رزنانسي هيبريد، قراردادي چارج، اته ايزه قاعده، دماليکول هندسی جوړښت، رابطوي جوړې.

سریزه

دیوې مادي دمالیکولونو په شکلونو پوهېدل، دهمغې مادي دفزیکي اوکیمیاوي خواصو دزده کړې لپاره دکلي حیثیت لري.

تقریبا ترزیاته بریده د ټولو بیوشیمیایی محصولاتو دمالیکولواثرات یوپر بل باندې، دهمغه مالیکولو په شکل پورې اړه لري. دهرې دوا څخه چې استفاده کوو، عطرونه چې بویوو، یا مزه چې څکو داټول دیوه مالیکول ترجوړښت، (یایوه برخه دهمغه مالیکول تربل مالیکول) پورې اړه لري. دهرژوندي موجود په هر سیستم کې هرفعالیت دمالیکول دشکل په لحاظ تعبیرېږي. بیولوژستانو ښودلې چې دژوندیو موجوداتوډېر خواص لکه دفاع اوتغذیه دمالیکول په شکل پورې اړه لري کوم چې دبل مالیکول سره جوړه او وصلېږي. په دې مقاله کې به هغه څه تر بحث لاندې ونیول شي ترڅو دمالیکول شکل درک اوپېش بیني کړي.

دیوه مالیکول دلویس جوړښت دعمارت (ساختمان) نقشې ته ورته دی: یومسطح تصویرموږته، داتومونو نسبي موقعیت، په ولانسی الکترونو وصل شوي اتومونه یا معاوضې، رابطوی اوغیر رابطوي جوړې راښیي. کیمیا پوهان دمالیکول دشکل دجوړولو دپاره دلویس دجوړښت څخه *دولانسي جوړو ددافعې له نظریې* څخه استفاده کوي. ددې نظریې اساس دادي چې ولانسي الکتروني ډلې، دامکان تر حده دمرکزي اتوم څخه لرې له یوبل څخه قرارلري ترڅو دافعې کمې کړي. همغه شمېر الکترونونه چې داتوم په اطراف کې قرارلري، کولای شي یوه ګونې، دوه ګونې، دري ګونې اړیکې جوړې کړي، اویا هم د غیر رابطوي جوړو(آزادوجوړو) په څېراویا حتی دطاقه الکترون په توګه موجودوي.

همدغه دولانسي الکترونو ترتیب دی چې پیوستو اتوموته، چې دمرکزي اتوم سره یې یا اړیکه جوړه کړې اویاآزادپاته شوي، خاصه زاویه ورکوي. دبیلګې په توګه ویلاي شوچې داوبو په مالیکول کې ولې دهایدروجنو ترمنځ زاویه ۱۸۰درجۍ نه ده سره ددې چې دوه جوړې ولانسي الکترونونه سره شریک شوي؟ اویا د CO_2 په مالیکول کې چې څلورجوړو ولانسي الکترونو شرکت کړي ولې یې هندسي شکل خطي دي؟ اویاهم د NO_3 اوفارم الدیهاید(CH_2O) په مالیکول کې، چې ټول شریک جفتونه یې څلورکېږي، دوه ګونې اړیکه څه اثرلري؟ ددغسې اونورو، اړوندو لاینحل مسایلو دحل لپاره به په لاندې کرښو کې ځوابونه تر لاسه شي.

رزونانس: درابطوي جوړه الکترونو غير مستقر والی

اکثرا دکوم ماليکول يا ايون لپاره چې ديوه ګونې اړيکې په همسايګۍ کې دوه ګونې اړيکه موجوده وي، ديوه څخه زيات دلويس جوړښتونه ليکلای شو، چې په ټولوجوړښتونوکې داتومو نسبی ځای يو شانته دي. اوزون (O_3) په نظر کې نيسو، کوم چې دستراتوسفير په طبقه کې دماورای بنفش مضرې وړانګې (UV) جذبوي او دژوند دادامې سبب ګرځي.

نوموړي ماليکول دلويس دوه معتبر جوړښتونه لري(دزيات وضاحت لپاره داکسيجن اتومونه په حروفو مشخص شويدي)

په (I) جوړښت کې د(B) اکسيجن د(A) داکسيجن سره دوه ګونې اړيکه او د (C) داکسيجن سره يوه ګونې اړيکه لري.

په (II) جوړښت کې دوه ګوني او يوه ګونې اړيکې برعکس دي. نوموړي ماليکولونه د اوزون دوه متفاوت ماليکولونه نه دي، فقط ديوه قسم ماليکول، دلويس متفاوت جوړښتونه دي.

په واقع کې دلويس يو جوړښت هم اوزون په دقيقه توګه نه شي ښودلای. داړيکو دانرژۍ اواوږدوالي له اندازو څخه معلومه شوي چې په اوزون کې داکسيجن—اکسيجن دوې اړيکې يوشان دي، اودهغوي خواص د O—O او O=O داړيکو منځنی حدلري، (لکه يونيم ګونې اړيکې ته ورته اړيکه). داماليکول په سهي توګه دلويس په دوه جوړښتونو، چې په منځ کې يې يو، دوه سره رزونانسی وکتور ($\leftrightarrow$) موجود وي ښودل کېږي. دغې دواړو جوړښتوته رزونانسی جوړښتونه (يا رزونانسی شکلونه) وايي.

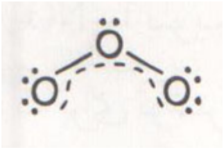
په رزونانسی جوړښتونوکې داتومو نسبی موقيعيت يو شان وي اما داړيکو اوغير رابطوی جوړو الکترونو موقعيت توپير لري. دغير رابطوي جوړو حرکت رابطوي موقعيتونوته اويا دهغه خلاف، کېدلای شي يو رزونانسی جوړښت په بل رزونانسی جوړښت تبديل کړي.

رزونانسي جوړښتونه دواقعي اړيکو ښوودنه، نه شي کولاي: O_3 په يوه لحظه کې داول جوړښت اوپه بله لحظه کې دوهم جوړښت ته نه بدلېږي. دماليکول يو واقعي جوړښت ***درزونانس هيبريد*** دي، يعنې درزونانسي شکلونو متوسط حد ته ***رزونانسي هيبريد*** وايي.

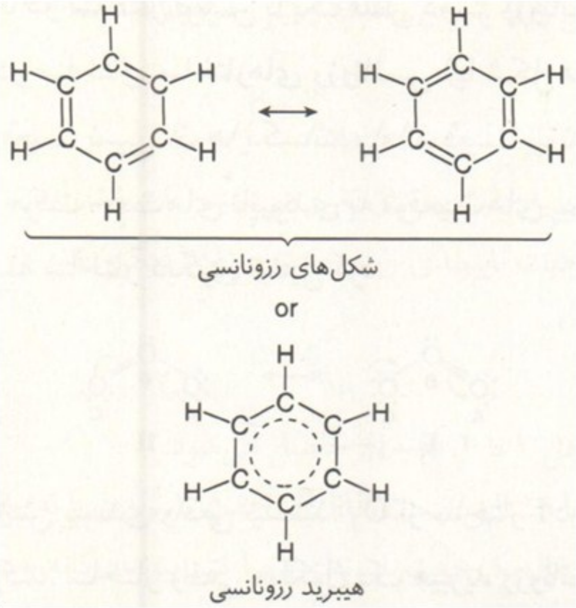
درزونانسي هيبريد لپاره دا مثال په نظر کې ونيسئ: کچر دالاغ اوآس جنتيکي مخلوط يا هيبريد دي. يوه لحظه الاغ اوبله لحظه آس نه دي. ارغواني رنګ (کچر) دسره رنګ(الاغ) اوآبی رنګ(آس) مخلوط دي نه داچې يوه لحظه سور اوبله لحظه آبي دي. ياد شوی مثال ته ورته، رزونانسی هيبريد يوډول ماليکول دي، نه داچې يوه لحظه په يو رزونانسی شکل اوبله لحظه په بل رزونانسی شکل وي. مشکل په دې کې دي چې رزونانسی هيبريد نه شو کولای په دقيقه توګه دلويس په يوه جوړښت وښيو.

داچې داوزون ماليکول ديوه څخه زيات جوړښت ته ضرورت لري علت دادي چې نامستقر جوړه الکترونونه لري.

دO_3 په رزونانسي هيبريد کې دوه جوړه الکترونونه(يوجوړه رابطوي اوبله جوړه غير رابطوي) مستقر نه دي: چارج يې په ټول ماليکول کې تيت دي. نو په اوزون کې دوې اړيکې معادلې دي، هره يوه، يوه ګوني اړيکه (جوړه مستقر الکترونونه) اويوه جزيي اړيکه (کومه چې دنامستقروجوړه الکترونوڅخه رامنځ ته کېږي.) لري. رزونانسی هيبريد ديوه انحنا لرونکي غوڅ، غوڅ خط پواسطه رسم کوو، چې وښيو جوړې يې نامستقرې دي:



دالکترون غير مستقر والى دماليکول په غټ حجم کې دالکترون دچارج دتيتوالي سبب کېږي، چې دالکترون—الکترون ددافعې دکموالي اودماليکول دپايداري دزياتوالي سبب کېږي. رزونانس يوه پېژندل شوې پديده ده، ډېر ماليکولونه اوايونونه کولاي شو درزونانسی هيبريد په شکل وښيو. دبيلګې په توګه: بنزين دوه رزونانسي شکلونه لري، چې په هغه کې يوه ګونې او دوه ګونې اړيکې په متناوبه توګه متفاوت موقعيتونه لري. داهيبريد کاربن—کاربن شپږ مساوي اړيکې لري. د C—C شپږ اړيکې درى جوړې نامستقر الکترونونه پرشپږ اتومو کاربن باندې لري. چې په دايره سره دمنقطع خطونو(يا توپر) پواسطه سره ښودل کېږي.



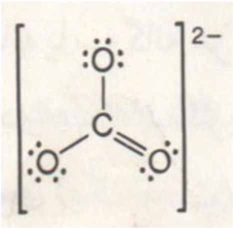
په رزونانسي هيبريدونو کې داړيکو تعداد کسري قيمت لري. د O_3 لپاره لرو:

$$\text{داړيکومرتبه} = \frac{\text{درى جوړې رابطوى الکترونونه}}{\text{دوه جوړې رابطوى اتومونه}} = ۱\frac{۱}{۲}$$

په بنزين کې دکاربن اوکاربن داړيکو مرتبه د(شپږ جوړې رابطوى اتومونه/ نه جوړې

الکترونونه) یا $۱\frac{۱}{۲}$

سره مساوي ده. دکاربونیت دایون دپاره دري رزونانسي جوړښتونه رسم کولای شو. په هرجوړښت کې څلور رابطوي جفت الکترونونه ددري جوړو رابطوي اتومو ترمنځ په اشتراک اینبودل شویدي. داړیکو مرتبه یې $۱\frac{۱}{۳}$ ده. یو رزونانسی جوړښت یې په لاندې ډول دي.



دڅو اتومي ایون دلویس جوړښت په داخل دقوس کې لیکل کېږي اوچارج یې برسېره پر ښی خوا دقوس څخه دباندې لیکل کېږي.

قراردادي چارج : دمهم رزونانسی جوړښت ټاکنه

درزونانس دمساوي شکلونودامتزاج (یوځای والي) څخه رزونانسي هیبرید منځ ته راځي، ځکه چې مرکزي اتوم(C,N) داکسیجن په یوشان اتومو احاطه شوی وي. که داسې وضعیت وجود ولري، یو، د رزونانسي شکلونو څخه هیبرید ته دنورو په نسبت ډېر ورته وي. په بل عبارت، لکه څنګه چې رزونا نسي هیبرید درزونانسي شکلونو متوسط حد دي، یو له شکلونوڅخه ممکن رزونانس ته زیات نژدې وي او په نتیجه کې متوسط حد ته نژدې وي. کولای شو دهر اتوم لپاره دقراردادي چارج په تعین سره (هغه چارج چې هراتوم یې داشتراکي الکترونونودمتساوي تقسیم څخه په لاس راوړي) رزونانسي مهمتر جوړښت مشخص کړو.

دهراتوم قراردادي چارج ، دولانسي الکترونونو ټول شمېر، منفي ټول غیر رابطوي الکترونونه جمع دهمغه اتوم نیمایي ګډ ولانسي الکترونونه.

قراردادي چارج= دولانسي الکترونوشمېر –غیر رابطوي ولانسي الکترونونه + درابطوي ولانسي الکترونو نیمایي

دمثال په توګه: په اوزون کې دA داکسیجن قراردادي چارج د(I) په رزونانسي شکل کې عبارت دي له:

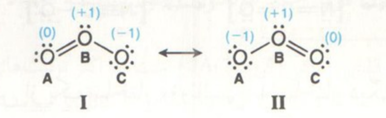
۶ولانسي الکترونونه –(۴غیر رابطوي الکترونونه + د۴ ګډو الکترونو نیمایي) = ۶—۴—۲ = ۰

په دواړو رزونانسي شکلونو کې دټولو اتومونو قراردادي چارج عبارت دي له:

$O_A[6-4-\frac{1}{2}(4)]=0$ $O_A[6-6-\frac{1}{2}(2)]=-1$

$O_B[6-2-\frac{1}{2}(6)=+1$ $O_B[6-2-\frac{1}{2}(6)=+1$

$O_C[6-6-\frac{1}{2}(2)=-1$ $O_C[6-4-\frac{1}{2}(4)=0$



(I) او(II) شکلونه یوشان قراردادي چارجونه لري؛ اما پر اکسیجن باندې داچارجونه متفاوت دي، نوځکه په مساوي توګه په رزونانسي هیبرید کې سهم لري. دیوشکل دټولو اتومونو مجموعي قراردادي چارج باید دهغوی دواقعي چارج سره برابروي: دمالیکولونو دپاره صفراودیوه ایون لپاره دایون دچارج سره برابروي.

توجه وکړي چې په اول شکل کې، په ځای ددې چې هر اکسیجن دمعمول په څېر دوې اړیکې ولري، O_B درې اړیکې او O_c یوه اړیکه لري. فقط هغه وخت چې یو اتوم خپلې معمولې اړیکې لري قراردادي چارج به صفر شي. داوضعیت دکاربن لپاره په CO ،او دN لپاره په NO_3^- اونورو کې لرلای شو.(سیلبربرګ مارتین؛۱۳۸۹: ۳۹۸)

یومثال:

دSO_2 په مالیکول کې، دهغه د لویس د جوړښت دهراتوم پر مخ قراردادي چارج محاسبه کړي؟

$$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}} = \ddot{S} - \ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:$$

حل : دسلفر لپاره:

دسلفر خپل ولانسي الکترونونه = ۶

په مرکب کې د سلفر رابطوي ولانسي الکترونونه = ۶

په مرکب کې دسلفر غیر رابطوي الکترونونه = ۲

قراردادي چارج: $+۱ = ۶ - ۲ - \frac{۱}{۲}(۶)$

دهغه اکسیجن لپاره چې یوه ګونې اړیکه لري:

داکسیجن خپل ولانسي الکترونونه = ۶

په مرکب کې داکسیجن رابطوی ولانسی الکترونونه = ۲

په مرکب کې داکسیجن غیر رابطوي الکترونونه = ۶

قراردادي چارج: $-۱ = ۶ - ۶ - \frac{۱}{۲}(۲)$

دهغه اکسیجن لپاره چې دوه ګونې اړیکه لري:

داکسیجن خپل ولانسي الکترونونه = ۶

په مرکب کې داکسیجن رابطوي ولانسي الکترونونه=۴

په مرکب کې داکسیجن غیر رابطوي الکترونونه = ۴

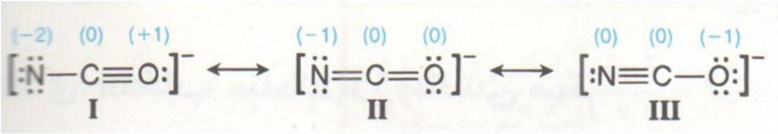
قراردادي چارج: $۰ = ۶ - ۴ - \frac{۱}{۲}(۴)$

نوموړې محاسبې ښيي چې دسلفراتوم دSO_2 په مرکب کې ۱+قراردادي چارج لري اوداکسیجن اتوم چې یوه ګونې اړیکه لري قراردادي چارج یې ۱− دي، نوداسې چوړښت ورته لیکلای شو: $O = S^{+}--O^{-}$ (مک موري، ۱۳۸۵: ۱۶۷)

درزونانسي جوړښتونو دانتخاب لپاره دري مهم اصول موجود دي

۱ – دقراردادي چارجونو (مثبت یا منفي) جوړښتونه لرل. وړوکي جوړښت ته چې لوی قراردادي چارج ولري ترجیح ورکول کېږي.

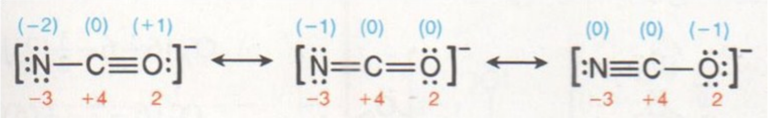
۲- د داسې جوړښتونو درلودل چې قراردادي چارجونه يې غير له صفر څخه يو شان وي، د مجاورو اتومونو پر مخ ارجح نه دي.
۳- منفي قراردادي چارج بايد پر هغه اتوم چې الکترونيګاتيويټي يې زياته وي قرار ور کړشي.
نوموړي اصول د سيانيت د ايون(NCO^-) د پاره په کاروړو، کوم چې د مرکزي اتوم پر دواړو خواوو دوه متفاوت اتومونه قرارلري. رزونانسي شکلونه يې د قراردادي چارجونو سره په لاندې ډول دي:



قراردادي چارج
رزونانسي شکلونه

په (I) شکل کې د N قراردادي چارج تر هغې دوو نورو شکلو لوي دي او سره له دې چې د اکسيجن الکترونيګاتيويټي تر نايتروجن زياته ده چارج يې مثبت دي. دا شکل حذفوو، دوهم او دريم شکل يو شان قراردادي چارجونه لري، لاکن په دريم شکل کې پر اکسيجن چې برقي منفيت يې زيات دي ۱-- چارج قرارلري. نو دوهم او دريم شکل د سيا نيت ايون په رزونانسي هيبريد کې مهم سهم لري، اما دريم شکل مهمتره دي.
متوجه اوسی چې قراردادي چارج (چې د رزونانسي جوړښتونو د بررسي لپاره په کاروړل کېږي) د اکسيديشن د شمېري سره (چې په ريدوکس تعاملاتو کې استفاده کېږي) توپير لري:
♣ رابطوي الکترونونه په مساويانه توګه د رابطوي اتومونو ترمنځ په قراردادي چارج کې ويشل کېږي. (ګواکی کوولانسي اړيکه غير قطبي ده)، نو ځکه هر اتوم به نيمايي الکترونونه ولري:
قراردادي چارج= ولانسی الکترونونه—(غير رابطوي جوړې + د رابطوی الکترونو نيمايی)
♣ رابطوي الکترونونه په اکسيديشن شمېره کې په کامله توګه هغه اتوم ته چې برقي منفيت يې زيات وی ور کول کېږي. (ګواکی اړيکه ايوني ده):
د اکسيديشن شمېره= ولانسي الکترونونه – (غير رابطوی جوړې + رابطوي الکترونونه)

نود سیانیت دایون د دری واړو رزونانسي جوړښتونو لپاره لاندې شکل وګوري:



قراردادی چارج

د اکسیدیشن شمیره

متوجه اوسئ چې داکسیدیشن شمېره دیوه رزونانسي جوړښت څخه بل جوړښت ته تغییر نه کوي (ځکه چې الکترونیګاتیویتي تغییر نه کوي)، اما قراردادي چارجونه تغییر کوي (ځکه چې رابطوی اوغیر رابطوی الکترونونه تغییر کوي). (سیلبربرګ؛۱۳۸۹: ۳۹۸)

درزونانس انرژي

دواقعي مالیکول اودرزونانسي جوړښتونو د پایدارترین شکل ترمنځ دانرژۍ اختلاف ته درزونانس انرژي وایي.

درزونانس انرژي کولای شو په یوه جعبه کې دیوې ذرې دحرکت دانرژۍ سره مقایسه کړو. لکه څنګه چې په جعبه کې دذرې دحرکت لپاره، دجعبې داوږدوالي په زیاتېدوسره دذرې انرژي کمېږي (یعني ذره پایداره کېږي)، په دې حالت کې رابطوي الکترونونه زیاته فضا اشغالوي، دهغوي درابطوي مالیکولي اوریبتالونو انرژۍ سطحې ټیټېږي، په نتیجه کې دمالیکول پایداري زیاتېږي.

درزونانس انرژي (E_R) کولای شو دلاندې رابطې په اساس تعریف کړو.

$$E_R = \Delta H_f \text{ (محاسبه شوی)} - \Delta H_f \text{ (مشاهده شوي)}$$

مثال:

که چېرې دCO_2 دمالیکول دتشکیل لپاره محاسبه شوی اومشاهده شوی حرارت په ترتیب سره ۱۴۴۸ او۱۶۰۲ کیلوژول پرمول وي، دکاربن دای اکساید درزونانس انرژي محاسبه کړئ.

$$154 KJ.mol^{-1} = E_R(co_2) = 1602 - 1448$$

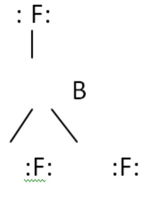
دلته درزونانس انرژي ددې حقیقت بیانونکې ده چې دکاربن دای اکساید واقعي جوړښت دهغې جوړښت په مقایسه چې دساده فورمول پواسطه O=C=O ښودل کېږي، د۱۵۴ کیلوژول پرمول درزونانسي انرژۍ په مقایسه پایدارتر دي. (بهشتي؛ ۱۳۷۹ : ۳۳۰-۳۲۸)

داته ايزې قاعدې استثناآت

معين ايونونه نه شي کولای چې دنجيبه ګازونو الکتروني جوړښت منځ ته راوړي، مګر ځينې د دې ايونو نسبتاً پايدار دي. دځيني اتومو الکتروني جوړښت هم د اته ايزو داصل سره متفاوت دي.

دځينې ماليکولونو دولانسي الکترونونو شمير (لکه NO_2 او NO) طاق دي. دNO_2 ماليکول ۱۷ ولانسي الکترونونه (۵ دنايتروجن داتوم او۱۲ د دوواتومو اکسيجن) اود NO دماليکول ولانسي الکترونونه(دنايتروجن داتوم او داکسيجن داتوم) لري. دنوموړو الکترونو ويش په داسې توګه چې د ماليکول هر اتوم اته ايز تعداد پوره کړي، غير ممکن دي. دماليکول اجزاوې چې دطاق الکترونو لرونکی وی تعامل ته چمتو او په نتيجه کې لنډ عمر لري.

هغه ماليکولونه چې د ولانسي الکترونو شمير يې جفت وی معمول تره دي، مګر دولانسي سويو دالکترونو شمير به داتو څخه کم اويا هم زيات وی. د BF_3 په ماليکول کې د B اتوم دشپږو ولانسي الکترونو لرونکی دی:



د PCl_5 په ماليکول کې د P اتوم په پنځه اتومو کلورينو وصل دی، نوځکه دP ولانسي سويه لرونکې دلسو الکترونوده. دS اتوم په SF_6 کې ۱۲ ولانسي الکترونونه لری، ځکه چې دسلفر اتوم دهر يوه فلورين سره ساده کوولانسي اړيکه جوړوی. (عبدالله جان؛۱۹۹۳ :۱۲۹).

ددوهمې دورې عناصر فقط څلور رابطوي اوربيتالونه ($2S$ و$2P$) لری. په نتيجه کې، ددې عناصرو دمربوطه اتومو د کوولانسي اړيکو شمير حد اکثر څلوروته رسيږي. اما ددريمی دورې اودهغې څخه لاندې نورې دورې په خپلو ولانسي سويو کې زيات اوربيتالونه لری. دا عناصر په ځينومرکباتو کې څلور، پنځه، شپږ، (په ندرت سره) زيات کوولانسي اړيکې جوړوي. نوځکه ددريمې دورې اودهغې څخه لاندې نورو دورو د اړيکو په جوړښتونو کې اته ايزه قاعده نه شي

تطبیق کېدلای. نوظاهرا دکوولانسی اړیکو جوړښت باید په زوج الکترون استوار وي نه په اته ایزه الکترونوسره.

دجوړه الکترونو دافعه اودمالیکول هندسی جوړښت

په یوه مالیکول اویا ایون کې داتومونو هندسی جوړښت د ولانسی سویې دجوړه الکترونوددافعې دنظریې په اساس (VSEPR) VALENCE-SHELL ELECTRON- PAIR REPULSION) پیش بینی کولای شو.

۱- په راتلونکی بحث کې به دهغو مالیکولونو اوایونونو په باره کې معلومات تر لاسه کړو چې مرکزی اتوم یی په دوه یا څو اتوموموصل وی.

۲- د مرکزي اتوم دولانسی سویې ، دجوړه الکترونو په منځ کې دافعه، دمالیکول اویا ایون دخاص شکل سبب کېدلای شی.

۳- د مرکزی اتوم د ولانسی سوېې هغه جوړې چې کوولانسی اړیکې جوړوی درابطوی جوړو اوهغه چې بې له اړیکو څخه پاته کېږی دغیر رابطوی جوړو په نوم یادېږی.

۴- غیر رابطوی جوړې په مالیکول یا ایون کې داتومو، موقیعیت تعینوي؛ اما دمالیکول یا ایون شکل دهستې دمکان پر مبنا توصیفېږي ، نه دجوړه الکترونو دمکان پر اساس.

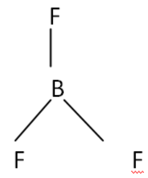
دمثالونو په واسطه پورتنی موضوع ښه واضح کېدلای شي. په لاندې مثالوکې دمرکزی اتوم دولانسی سوېې جوړې ښودل شوی دی. رابطوی جوړې په تیاره خط اوغیر رابطوی جوړې دنقطو په وسیله ښودل شویدي. په ډېرو داسې مثالوکې مرکزي اتوم داته ایزې قاعدې څخه پیروي نه کوي. (Miessler and Tarr۲۰۱۱:۵۹)

۱ -دوه جوړه الکترونونه : دسیمابوداتوم ولانسی سویه ، ددووالکترونو ($6S^2$) لرونکې ده. هریو ددې الکترونو څخه دکوولانسی اړیکې دجوړېدو لپاره دیوه اتوم کلورین سره د $HgCl_2$ په مالیکول کې اړیکه جوړوي، دامالیکول خطي دي. Cl—Hg—Cl

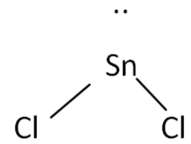
د $HgCl_2$ مالیکول داسې شکل اختیاروي چې په هغه کې دوه اړیکې حداکثر فاصله ولري.هغه مالیکولونه چې مرکزي اتوم یې په خپله ولانسی سویه کې دوه جفته رابطوي الکترونونه (اوآزادو جوړه الکترونو لرونکی نه وي) ولري، همیشه خطي دی. بریلیم، جست،

کادميم او سيماب داسې ماليکولونه جوړوي.

۲ – *درې جوړه الکترونونه:* دبور اتوم (B د دريم A د ګروپ عضوه دی) په خپله ولانسی سويه کې درې الکترونونه لري. د BF_3 په ماليکول کې دفلورين هر اتوم يو الکترون د ساده اړيکې د تشکيل لپاره د B د اتوم سره شريکوي. دبور ترای فلورايد ماليکول مثلثي او مسطح دي.



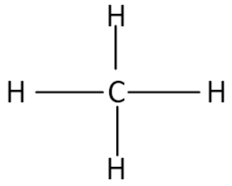
په دې ماليکول کې د اړيکو زاويه د ۱۲۰ سره برابره ده. دا جوړښت د دريو جوړو الکترونو په منځ کې تر ټولو زيات ه فاصله منځ ته راوړي.
دقلعی (II) کلورايد، $SnCl_2$ د مرکب فورمول خطی نهُ بلکه د ۹۰ درجو په شااوخوا کې وي.



دقلعي داتوم ولانسي سويه، دڅلورو الکترونو لرونکې ده، (Sn په VIIA ګروپ پورې تعلق لري) او دکلورين هر اتوم يو، يو الکترون د اړيکې د جوړيدو لپاره په کاروړي. دا شپږ الکترونونه درې جوړې الکترونونه کېږي. (دوه جوړې رابطوی او يوه جوړه غير رابطوی) دا جوړه الکترونونه دجوړه الکترونو ددافعې په علت درې کنجه مسطح جوړښت رامنځ ته کوي. اما دماليکول شکل داتومو دمکان په اساس توصيفيږي نه دالکترونو دمکان په اساس. نوځکه قلعي(II) کلورايد درې کنجی دی. اما رابطوي زاويه Cl—Sn—Cl په $SnCl_2$ کې تر ۱۲۰ درجې وړه (تقريباً ۹۵ درجې ده). غير رابطوي جوړه الکترونونه چې يوازې ديوه مثبت مرکز تر تاثير لاندې قرارلري، نسبت رابطوی جوړې ته چې ددوو هستو تر تاثير لاندې قرار لري زيات حجم اشغالوي. په نتيجه کې دماليکول دوې اړيکې دهغې اندازې نه چې پيشبينی شوې ددرې

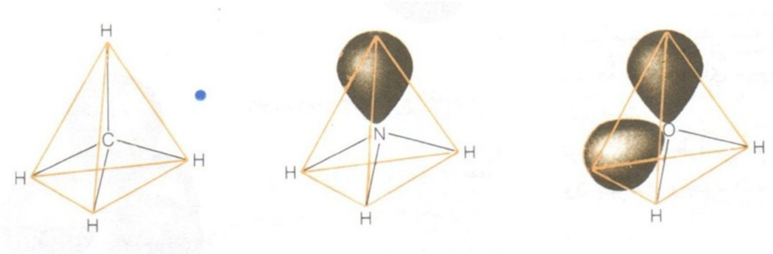
کنجي مسطح جوړښت پر بنا یودبل سره نژدې شوې. درابطوي اوغیر رابطوی جوړو ترمنځ دافعه درابطوی جوړو ددافعې څخه زیاته ده. (مورتیمر،۱۳۸۶ :۱۲۳-۱۲۲)

۳-*څلورجوړه الکترونونه* : دمیتان دمرکب دکاربن داتوم په ولانسی سویه کې څلورجوړې رابطوي الکترونونه وجود لري. دلویس جوړښت یې په لاندې ډول دي.

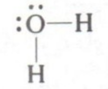


کله چې اړیکې د یوه څلورکنجي په طرف جهت ګېري و کړي، درابطوي جوړو ترمنځ دافعه حداقل ته رسېږي. په دې جوړښت کې د ټولو اړیکو فاصله برابره ده. او ټولې رابطوي زاویې سره برابرې اود۱۰۹درجې او۲۸ ثانیو سره برابرې دي.

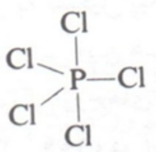
څلورمخیزه جوړښتونه ډېر عام دي، ډېر مالیکولونه او ایونونه (لکه ClO^{-}_{4} , SO^{-}_{2} ، PO^{3-}_{4}) څلور مخیزه دي. دامونیا جوړښت هم څلورمخیزه دي. دنایتروجن ولانسی سویه دری جوړه رابطوی اویوه جوړه غیر رابطوی الکترونونه لري. داڅلورجوړې، څلورمخیزه جوړښت منځ ته راوړي چې دیوه مثلث القاعده هرم(Trigonal Pyramidal) دجوړښت سبب ګرزی. دنایتروجن اتوم ددې هرم په راس کې قرار لري. دمالیکول غیر رابطوی جوړه په رابطوی جوړوفشار راوړي اود رابطوی زاویې دکمېدو سبب کېږي، چې هره رابطوی زاویه د ۱۰۹درجې او۲۸ ثانیې څخه په پوره څلورمخیزه جوړښت کې ۱۰۷درجې کېږي.



(دميتان، امونيا او اوبو هندسي شکل : رابطوی جوړې دخط په صورت ښودل شوي).
داوبو په ماليکول کې داکسيجن په ولانسی سويه کې دوې جوړې رابطوي اودوې جوړې غير رابطوي الکترونونه دي.



ددې څلورو جوړو الکترونو جوړښت تقريبا څلورمخيزه دي او اتومونه يې د V شکل لري. ددوغير رابطوي جوړو دموجوديت له مخې، رابطوي جوړې د امونيا دماليکول په نسبت، يودبل سره نژدې شوي. نوځکه رابطوي زاويه يې ۱۰۵ درجې، چې د امونيا ددرجې په نسبت (۱۰۷ درجې وه) کمه ده. (هادي عبدالعلي اونور: ۱۳۶۷ :۱۰۶-۱۰۵)
دامونيا په ماليکول کې نايتروجن دري جوړې رابطوي اويوه جوړه آزاد الکترونونه لري. دالکترونو هندسي جوړښت يې تتراهيدرال (Tetrahedral) څلورمخيزه دي. اودماليکول هندسي جوړښت يې مثلث القاعده هرم (Trigonal pyramidal) دي. *کله چې دلويس جوړښت يې رسم کړو نو يوه جوړه الکترونونه آزاد پاته کيږي. آزاد الکترونونه په رابطوي جوړو فشار راوړي اود هايدروجنو اونايتروجن دزاويو دکموالي سبب ګرزي. (Bursten : :)*
۴ – *پنځه جوړې الکترونونه:* د PCl_5 په ماليکول کې دفاسفورس داتوم پنځه ولانسي الکترونونه، دکلورين دپنځو اتوموسره پنځه جوړې رابطوي الکترونونه جوړوي.



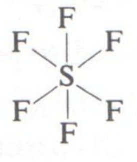
ددې ماليکول شکل دوه هرمی مثلث القاعده Trigonal bipyramide دي، مګر ددې جوړښت ټولې پنځه اړيکې سره يوشان نه دي.
دکلورين هغه اتومونه چې په استوايي برخه کې قرارلري (۲،۴ او ۵ شماري په شکل کې) داستوايي موقعيتونو Equatorial positios په نوم يادېږي. هغه اتومونه چې په شمال

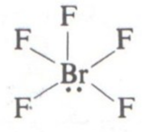
اوجنوب قطب کې واقع دي (۱ او۳ شمارې په شکل کې) دمحوري موقعیتونو Axial positions په نوم یادېږي. استوایی اتومونه په یوه صفحه کې قرار لري. ددوو استوایی اتومونو او مرکزي اتوم رابطوی زاویه ۱۲۰ درجې ده. محوري اتومونه دیوه خط پر مخ قرارلري چې داستوایی اتوموپه صفحه باندې عمودي دي. دیوه محوري اتوم، مرکزي اتوم او یوه استوایی اتوم رابطوی زاویې ۹۰درجې دي. دمحوري P—Cl اړیکې اوږدوالی (چې pm ۲۱۹ دی) لږڅه داستوایی اړیکې له اوږدوالی څخه(چې pm ۲۰۴ ده) زیات دي.

په مالیکول کې دیو یاڅو جوړه رابطوی الکترونو دموجودیت په صورت کې، غیر رابطوی جوړې په استوایي موقیعیتونو کې قرار لري. استوایی موقیعیت، جوړه الکترونوته دمحوری موقعیت په نسبت پراخ ځای ورکوي. دمثال په توګه، دسلفر تترا فلوراید مالیکول په لاندې شکل کې مدینظر نیسو:

دسلفر داتوم شا اوخوا پنځه جوړې الکترونونه تقریبا دوه هرمی مثلث القاعده جوړښت پیدا کوي، او غیر رابطوي جوړه استوایی مکان اشغالوي، نو د SF_4 اتومونه دڅلورمخیزه نامنتظم Irregular tetrahedron شکل په نوم جوړښت ورکوي.

۵–شپږ جوړه الکترونونه: دسلفر داتوم ولانسی سویه په سلفر هګزا فلوراید کې دشپږو جوړو رابطوي الکترونو لرونکی ده.





هغه جوړښت چې دجوړه الکترونو دافعه کمترین مقدار ته را ټیټوي آته مخیزه منظم Regular octahedron دي. ددې جوړښت ټول موقیعتونه سره برابر او دټولو اړیکو اوږدوالی یوه اندازه

دي او دزاویو اندازه یې ۹۰درجې ده.

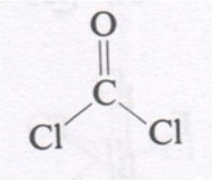
دجوړه الکترونو ددافعې مفهوم په هغه مالیکولو او ایونو کې چې دڅو ګونو اړیکو لرونکې وي هم په نظر کې نیولی شو. دلته څوګونې اړیکې دیوې واحدې اړیکې په توګه حسابولی شو.

مثلا: کاربن دای اکساید او هایدروجن سیانایډ او هغه ټول

مالیکولونه چې مرکزي اتوم یې دوه جوړه رابطوي الکترونونه ولري، خطي جوړښت لري.

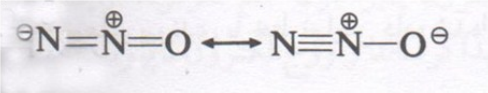
$H—C{\equiv}N \quad O{=}C{=}O$

دکاربونیل کلوراید(فوسجین) $OCCl_2$ مالیکول د BF_3 په څېر دری کنجه مسطح Triangular planar جوړښت لري.

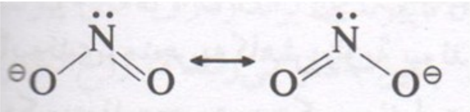


یوه دوه ګونې اړیکه دساده اړیکې په نسبت زیاته فضا اشغالوي. دکاربونیل کلوراید $OCCl_2$ په مالیکول کې دوې ګونې اړیکې دکاربن او کلورین دیوې ګونې اړیکې دنږدې کېدو سبب ګرزي، نوځکه دکاربن او کلورینو Cl—C—Cl رابطوی زاویه د۱۲۰درجو په ځای ۱۱۱درجې ده.

نوموړې نظریه درزونانسي جوړښتونو دپاره هم په کاروړلای شو. د دای نایتروجن اکساید N_2O مالیکول د$HgCl_2$ په څېر خطي دي.

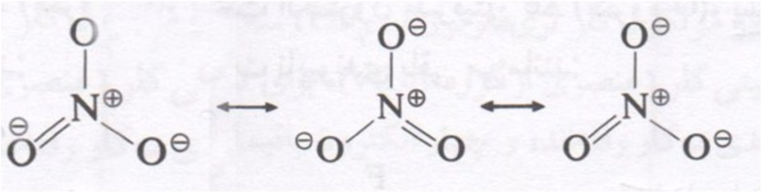


دنایترایت NO_2 دایون جوړښت زاویوي او د $SnCl_2$ جوړښت ته ورته دی.



ددې مـاليکول رابطـوي زاويـه دغـير رابطـوی جـوړه الکـترونو پـه علـت د۱۲۰ درجـې پـه ځـای ۱۱۵ درجې ته راټيټيږي.

دنايتريت ايون NO_3 دBF_3 په څېر مسطح مثلثي دی.



په دې ايون کې د O—N—O ټولې رابطوی زاويې ۱۲۰ درجې دي. ځکه چې دغير رابطوی او دوه ګونو اړيکو دجوړو په اثر کوم استثنايي حالت منځ ته نه دي راغلی. ددې ايـون رزونانسی فورم ښي چې د N—O ټولې اړيکې سره برابرې دي.

پايله

داتومونو ترمنځ په کوولانسي يا کوولانسي قطبي اړيکه کې دالکترونو دشرکت ښودلو لپاره الکترون – نقطه يا دلويس جوړښت تر ټولو آسانه طريقه ده. دلويس جوړښت داتوم ولانسي الکترونونه دنقطې په وسيله ښيـ اودنقطو په ټاکلو سره دولانسي الکترونو ويش په ماليکول کې څرکندېږي.

ديوې کلي قاعدې په اساس ويلاي شو چې يو اتوم تر هغه ولانسی الکترونونه سره شريکوي چې يا اتـه ايـز جوړښت تـه ورسيږي اويـا زيـا ت الکترونونـه دشريکولو دپـاره ورتـه پـاتـه شـي . ددوهمې دورې دعناصرو لپاره لاندې څو ټکي په نظر کې نيسو:

» ددريم A ګروپ عناصر لکه بور دري ولانسي الکترونونه لري نوکولاي شي دبوران BH_3 په ماليکول کې دري جوړې الکتروني اړيکې منځ ته راوړي. دبور اتوم په نوموړي مـاليکول کې فقط دری جوړې رابطوی الکترونونه لري، نه شي کولاي اته ايزه الکتروني جوړښت ته ورسيږي.

» دڅلورمA ګروپ عناصر لکه کاربن څلور ولانسي الکترونونه لري اوڅلوراړيکې جوړوي، لکه دکاربن اتوم په ميتان کې.

»دپنځـم A ګـروپ عناصـر لکـه نـايتروجن پنځـه ولانـسي الکترونونـه لـري اودري اړيکـې

جوړوي، لکه امونيا NH_3 . په نوموړي ماليکول کې نايټروجن دري جوړې رابطوي او يوه جوړه آزاد الکترونونه لري.

»دشپږم A ګروپ عناصر لکه اکسيجن، شپږ ولانسی الکترونونه لري اودوې اړيکې جوړوي.لکه په اوبو کې. نوموړي ماليکول دوې جوړې رابطوي اودوې جوړې آزاد الکترونونه لري.

»داووم A ګروپ عناصر (هلوجنونه) لکه فلورين اووه ولانسي الکترونونه لري اويوه اړيکه جوړوي، لکه په هايدروجن فلورايد کې. په نوموړي ماليکول کې فلور يوه جوړه رابطوي اودري جوړې آزاد الکترونونه لري.

»داتم A ګروپ عناصر (ګازات نجيبه) لکه نيون په ندرت سره کوولانسي اړيکه جوړوي، ځکه چې ولانسي سوبې يې اته ايزه دي.

دلويس په جوړښت کې پرځينو اتومونوباندې دقراردادي چارج مفهوم دالکترونيګاتيويتي اوکوولانسي قطبي اړيکو دنظريې سره نژدې اړيکې لري. دقراردادي چارجونو دمحاسبې ارزښت په رزونانسي جوړښتونو کې دي.

دلويس جوړښت چې کوم آزاد الکترونونه ښي، که په غير مرکزي اتوم باندې واقع وي نودماليکول جوړښت ته تغيير نه ورکوي، اوکه دمرکب په مرکزي اتوم واقع وي نو دمرکب شکل ته تغيير ورکوي.

دبريليم کلورايد ګاز $BeCl_2$ ماليکول اوهم د CO_2 ماليکول خطی دي. په ياد بايد ولرو چې دکاربن دای اکسايد په ماليکول کې داکسيجن داتوم پرمخ غير رابطوی جوړې يا دبريليم کلورايد په ماليکول کې دکلورين پرمخ غيررابطوی جوړې دماليکول په شکلونو اثر نه لري. يوازې دمرکزي اتوم په اطراف الکتروني جوړې دماليکول په شکل اثر لري.

دماخذ فهرست

۱- Miessler and Tarr .(۲۰۱۱م). **Inorganic Chemistry** . ژباړه احسان نوراحمد. نيويارک: څلورم چاپ.

۲-رابرت سي فاي، جان مک موري.(۱۳۹۰ ه ش). **شيمي عمومي. ژباړه** ياوري، عيسی و

ادیب مهدي. تهران: لومړی چاپ. لومړی اودوهم ټوک. نشر علوم دانشگاهي.

۳–Brown، اونـور. (۲۰۰۰م).**Chemistry The Central Science**. ژباړه احسان نوراحمد. ایالات متحده امریکا. اتم چاپ.

۴–مورتیمر، چارلز. (۱۳۸۹ه ش). **شیمي عمومي**. ژباړه جوادي، علي او نور. تهران: شپږم چاپ. لومړی او دوهم ټوک. مرکز نشر دانشگاهي.

۵–سیلبربرگ،مارتین. (۱۳۸۹ه ش). **اصول شیمي عمومي**. ژباړه میرمحمدصادقی مجید اونور. تهران: دوهم چاپ. لومړی ټوک اودوهم ټوک. نوپردازان.

۶–بهشتی عزیزالله. (۱۳۷۹ه ش). **شیمی معدنی**. اهواز: لومړی ټوک. دانشگاه شهید چمران. انتشارات دانشگاه شهید چمران.

۷–هادي، عبدالعلي او نور. (۱۳۶۷ه ش). **کیمیای عمومي وغیر عضوي**. کابل: لومړی ټوک. کابل پوهنتون.

۸–عبدالله جان. (۱۹۹۳م). **مفردات کیمیا**. ژباړه احسان نوراحمد. لاهور پاکستان: لومړی چاپ. اردوساینس بورد.