ملخص التراكيب الجزيئية

الفكرة العامة : تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في إلكتروناتها

الفكرة الرئيسة : تبيِّن الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء

المفردات : الصيغة البنائية ، الرنين ، الرابطة التساهمية التناسقية ، قاعدة الثمانية المتدة

الأهداف : ١- **تعدد الخطوات الرئيسة لرسم تركيب لويس**

٢- تشرح لماذا يحدث الرنين وتحدد تراكيبه

٣- تحدد ثلاث حالات لجزيئات تشذ عن القاعدة الثمانية وتسمِّي هذه الجزيئات

الصيغ البنائية structural formulas

توضح الصيغ الجزيئية للمركبات أنواع ذرات العناصر وأعدادها في الجزيء فقط ، ولكن إذا أردنا معرفة التراكيب الجزيئية للمركبات التساهمية سنستعمل النماذج في تمثيل الجزيء مثل :

١-نموذج الصيغة البنائية (النموذج الجزيئي الذي يستخدم الرموز والروابط لتوضيح المواقع النسبية للذرات)

٢-نموذج ملء الفراغ الجزيئي

٣-نموذج الكرة والعصا

ويمكن التنبؤ بالعديد من الصيغ البنائية للجزيئات بعد رسم تركيب لويس لها ، ويمكن تمثيل تركيب لويس للجزيئات بإتباع الخطوات التالية :

١-كتابة التوزيع الإلكتروني لجميع ذرات الجزيء

٢-تحديد مجالات التكافؤ وحساب عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة

٣-رسم تمثيل لويس لكل ذرة

٤-تحديد الذرة المركزية في الجزيء (الذرة التي لها اقل جذب للإلكترونات المشتركة)

٥-حساب عدد الإلكترونات المتوافرة للربط

٦-حساب عدد أزواج الإلكترونات في الجزيء = مجموع عدد إلكترونات ذرات الجزيء / ٢

٧-حساب عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة للربط

٨-نتأكد من وصول الذرة المركزية للاستقرار (قاعدة الثمانية)

٩-حساب عدد الأزواج غير الرابطة

١٠-تمثيل الروابط التساهمية

مثال : ارسم تركيب لويس لجزيء BH_3

١–كتابة التوزيع الإلكتروني لجميع ذرات الجزيء

$_5B: 1s^2\ 2s^2 2p^1$

$_1H: 1s^1$ ، $_1H: 1s^1$ ، $_1H: 1s^1$

٢–تحديد مجالات التكافؤ وحساب عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة

$_5B: 1s^2\ 2s^2 2p^1$ عدد إلكترونات التكافؤ = ٣ إلكترونات

$_1H: 1s^1$ عدد إلكترونات التكافؤ = ١ إلكترون ، $_1H: 1s^1$ عدد إلكترونات التكافؤ = ١ إلكترون ،

$_1H: 1s^1$ عدد إلكترونات التكافؤ = ١ إلكترون

٣–رسم تمثيل لويس لكل ذرة

٤–تحديد الذرة المركزية في الجزيء

البورون B

٥–حساب عدد إلكترونات التكافؤ لجميع ذرات الجزيء = ٣+١+١+١=٦ إلكترونات

٦–حساب عدد أزواج الإلكترونات في الجزيء = مجموع عدد إلكترونات ذرات الجزيء / ٢

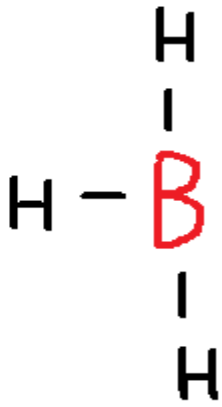
٦/٢=٣ أزواج إلكترونية

٧–حساب عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة للربط=٣ أزواج إلكترونية

٨–نتأكد من وصول الذرة المركزية للاستقرار (قاعدة الثمانية)

٩_حساب عدد الأزواج غير الرابطة=صفر زوج إلكتروني

١٠–تمثيل الروابط التساهمية



كما ويمكن تمثيل تركيب لويس للأيونات متعددة الذرات بإتباع الخطوات التالية :

١–كتابة التوزيع الإلكتروني لجميع ذرات الجزيء

٢–تحديد مجالات التكافؤ وحساب عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة

٣–رسم تمثيل لويس لكل ذرة

٤–تحديد الذرة المركزية في الجزيء

٥–حساب العدد الكلي للإلكترونات المتوافرة للترابط = مجموع عدد إلكترونات ذرات الجزيء – شحنة الأيون إن كان موجباً أو = مجموع عدد إلكترونات ذرات الجزيء + شحنة الأيون إن كان سالباً

٦–حساب عدد أزواج الإلكترونات في الجزيء = مجموع عدد إلكترونات ذرات الجزيء / ٢

٧–حساب عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة للربط

٨–نتأكد من وصول الذرة المركزية للاستقرار (قاعدة الثمانية)

٩–حساب عدد الأزواج غير الرابطة

١٠–تمثيل الروابط التساهمية

مثال : ارسم تركيب لويس لأيون الفوسفات PO_4^{3-}

١–كتابة التوزيع الإلكتروني لجميع ذرات الجزيء

$_{15}P: 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$

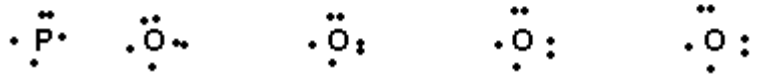
$_8O: 1s^2\ 2s^2 2p^4$ ، $_8O: 1s^2\ 2s^2 2p^4$ ، $_8O: 1s^2\ 2s^2 2p^4$

٢–تحديد مجالات التكافؤ وحساب عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة

$_{15}P: 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$ عدد إلكترونات التكافؤ = ٥ إلكترونات

$_8O: 1s^2\ 2s^2 2p^4$ عدد إلكترونات التكافؤ = ٦ إلكترونات ، $_8O: 1s^2\ 2s^2 2p^4$ عدد إلكترونات التكافؤ = ٦ إلكترونات ، $_8O: 1s^2\ 2s^2 2p^4$ عدد إلكترونات التكافؤ = ٦ إلكترونات

٣–رسم تمثيل لويس لكل ذرة



٤–تحديد الذرة المركزية في الجزيء: الفسفور P

٥–حساب العدد الكلي للإلكترونات المتوافرة للترابط = مجموع عدد إلكترونات ذرات الجزيء + شحنة الأيون إن كان سالباً = ٢٩ + ٣ = ٣٢ إلكترون

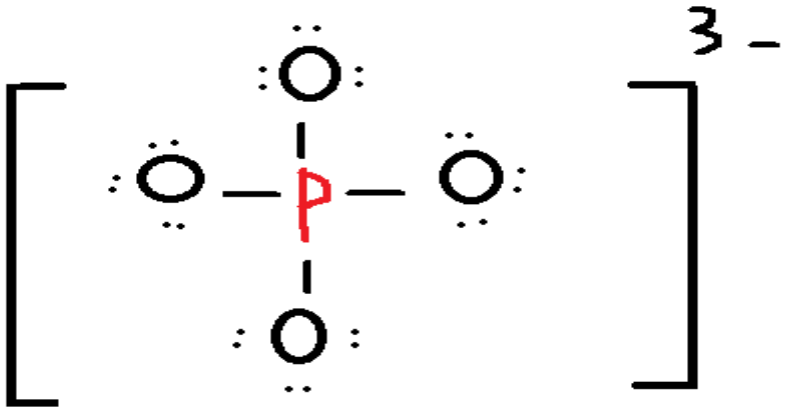
٦–حساب عدد أزواج الإلكترونات في الجزيء = العدد الكلي للإلكترونات المتوافرة للترابط / ٢ = ٣٢/٢ = ١٦ زوج إلكتروني

٧–حساب عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة للربط

٨–نتأكد من وصول الذرة المركزية للاستقرار (قاعدة الثمانية)

٩–حساب عدد الأزواج غير الرابطة=١٢ زوج إلكتروني

١٠–تمثيل الروابط التساهمية



أشكال الرنين resonance structure

حينما يكون للجزيء أو الأيون المتعدد الذرات روابط احادية وثنائية في الوقت نفسه يمكن باستخدام مجموعة الذرات نفسها الحصول على أكثر من تركيب لويس صحيح ، وتعرف هذه الظاهرة بظاهرة الرنين (حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الأيون)، وتختلف أشكال الرنين في مكان وجود أزواج الإلكترونات لا في مكان وجود الذرة وبالتالي تختلف أماكن الأزواج غير المرتبطة وأزواج الروابط في الأشكال

استثناءات قاعدة الثمانية exceptions to the octet rule

عادةً ما تحصل الذرات على ثمانية إلكترونات عندما تتحد بذرات أخرى ، ولكن بعض الأيونات والجزيئات لا تتبع قاعدة الثمانية ، وهناك بعض الأسباب لهذه الاستثناءات كما يلي :

١–أن يكون للجزيئات أو الأيونات أعداد فردية لإلكترونات التكافؤ

٢–أن تصل بعض الذرات للتركيب المستقر بأقل من ثمانية إلكترونات حولها

٣–أن تصل بعض الذرات للتركيب المستقر بأكثر من ثمانية إلكترونات حولها

ملاحظة/الرابطة التساهمية التناسقية (هي الرابطة التساهمية التي تقدم فيها إحدى الذرات زوجاً من الإلكترونات لذرة أخرى أو أيون بحاجة إلى زوج الإلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار)

انتهى