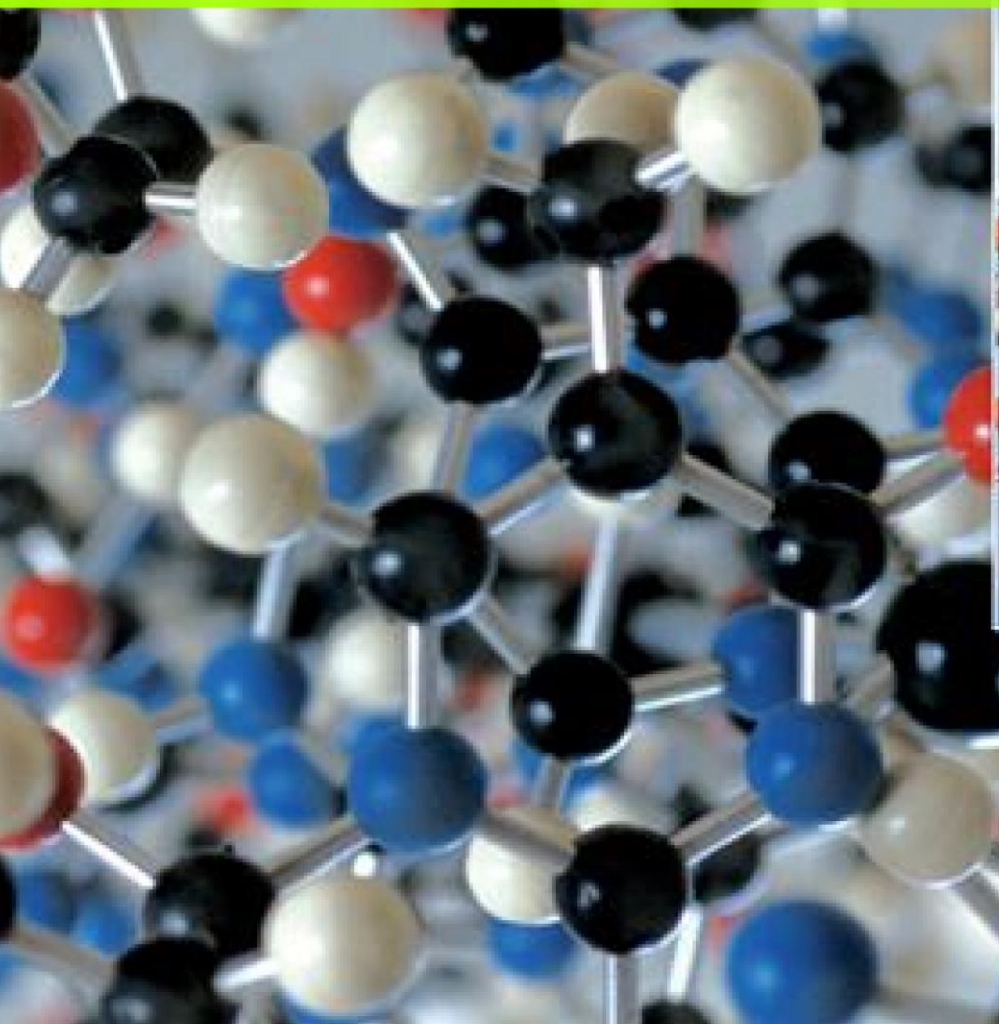
هشام محجر

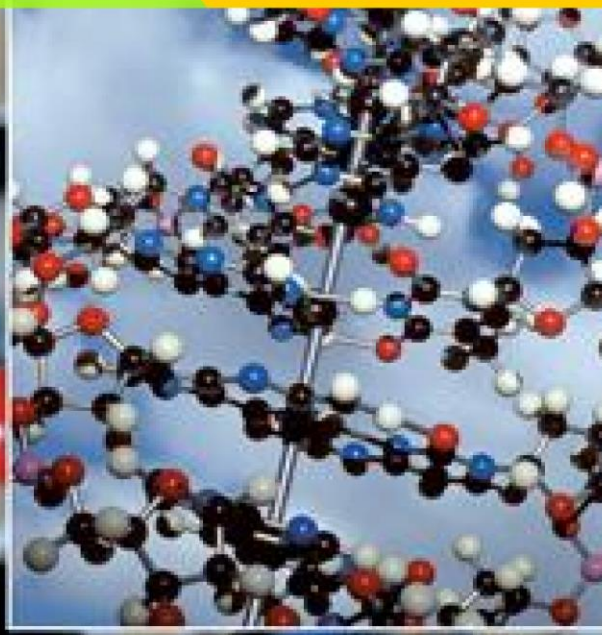
الكيمياء

هندسة بعض الجزيئات

La géométrie de quelques molécules

الدرس





بسم الله الرحمن الرحيم
الإسلام حليفي ودرعة الله وبرهانه
الجذع المشترك
الكيمياء

هندسة بعض الجزيئات
La géométrie de quelques molécules

المحور الثاني : مكونات المادة
الوحدة 5
4 س

1- القاعدتان الثنائية والثمانية :

1-1- نشاط :

بعض العناصر الكيميائية **كالهيليوم** $He(Z=2)$ و **النيون** $Ne(Z=10)$ و **الأرغون** $Ar(Z=18)$ تسمى **غازات نادرة** أو **خاملة** لأنها **نادرا ما تشارك** في التفاعلات الكيميائية لتميزها **بالاستقرار** وتوجد في الطبيعة في **شكل ذري** .

أ- اكتب البنية الإلكترونية لكل من ذرة **الهيليوم** و**النيون** و**الأرغون** .

البنية الإلكترونية لـ $He : (K)^2$ و $Ne : (K)^2(L)^8$ و $Ar : (K)^2(L)^8(M)^8$.

ب- هل الطبقة الخارجية لكل ذرة مشبعة أم لا ؟

الطبقة الخارجية لكل ذرة مشبعة لأنها تحتوي على العدد الأقصى من الإلكترونات في الطبقة .

ج- اكتب البنية الإلكترونية لذرة **الليثيوم** $Li(Z=3)$ ولذرة **الكلور** $Cl(Z=17)$. هل تتميز الذرتان باستقرار كيميائي ؟

البنية الإلكترونية لـ $Li : (K)^2(L)^1$ و $Cl : (K)^2(L)^8(M)^7$

الذرتان لا تتميزان بالاستقرار لأن طبقاتهما الخارجية غير مشبعة .

د- اكتب البنية الإلكترونية للأيونين Li^+ و Cl^- . هل يتميزان باستقرار كيميائي ؟

البنية الإلكترونية لـ $Li^+ : (K)^2$ و $Cl^- : (K)^2(L)^8(M)^8$

الأيونان يتميزان بالاستقرار لأن طبقاتهما الخارجية مشبعة .

1-2- استقرار الغازات النادرة أو الخاملة :

الغازات النادرة (**كالهيليوم** $He(Z=2)$ و**النيون** $Ne(Z=10)$ و**الأرغون** $Ar(Z=18)$ ...) هي عناصر كيميائية **مستقرة** أي **نادرا ما تشارك في التفاعلات الكيميائية** ، ويرجع استقرارها إلى كون **طبقاتها الخارجية مشبعة** .

1-3- نص القاعدتين :

- **القاعدة الثنائية** : خلال التحولات الكيميائية ، تسعى العناصر الكيميائية ذات العدد الذري $Z \leq 4$ ، للحصول على البنية الإلكترونية **لذرة الهيليوم** $He : (K)^2$ أي توفر طبقتها الخارجية على **إلكترونين** ، وذلك **باكتساب** أو **فقدان** أو **إشراك** عدد من الإلكترونات .
- **القاعدة الثمانية** : خلال التحولات الكيميائية ، تسعى العناصر الكيميائية ذات العدد الذري $5 \leq Z \leq 18$ ، للحصول على البنية الإلكترونية لأقرب غاز نادر في الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية (**لذرة النيون** $Ne : (K)^2(L)^8$ **أوالأرغون** $Ar : (K)^2(L)^8(M)^8$) أي توفر طبقتها الخارجية على ثمانية إلكترونات ، وذلك **باكتساب** أو **فقدان** أو **إشراك** عدد من الإلكترونات .

1-4- تطبيقات على الأيونات الأحادية الذرة المستقرة :

تحقق الأيونات الأحادية الذرة والمستقرة القاعدتين الثنائية والثمانية .

الذرات	الأيونات	الذرات	الأيونات
$Li : (K)^2(L)^1$	$Li^+ : (K)^2$	$Na : (K)^2(L)^8(M)^1$	$Na^+ : (K)^2(L)^8$
$Be : (K)^2(L)^2$	$Be^{2+} : (K)^2$	$Mg : (K)^2(L)^8(M)^2$	$Mg^{2+} : (K)^2(L)^8$
$F : (K)^2(L)^7$	$F^- : (K)^2(L)^8$	$S : (K)^2(L)^8(M)^6$	$S^{2-} : (K)^2(L)^8(M)^8$
$O : (K)^2(L)^6$	$O^{2-} : (K)^2(L)^8$	$Cl : (K)^2(L)^8(M)^7$	$Cl^- : (K)^2(L)^8(M)^8$

2- الجزيئات :

2-1- تعريف :

الجزيئة وحدة كيميائية تتكون من **مجموعة ذرات مرتبطة** ، وتكون الجزيئة **مستقرة** و**متعادلة كهربائيا** .
وتكون جميع جزيئات الجسم الخالص **متشابهة** .

2-2- الرابطة التساهمية :

تنتج **الرابطة التساهمية** عن **إشراك زوج إلكتروني** بين ذرتين حيث تكون **مساهمتهما متكافئة** ، إذ تقدم كل منهما إلكترونا واحدا . ويحقق الزوج الإلكتروني المشترك **تماسك الذرتين** .
يكون **عدد الروابط التساهمية** التي يمكن أن تكونها ذرة ما **مساويا لعدد الإلكترونات الذي يشبع طبقتها الخارجية لتحقيق** القاعة الثنائية أو الثمانية .

مثال :

- **بالنسبة للهيدروجين** $H(Z=1):(K)^1$ عدد الروابط التساهمية الممكن تكوينها هو $n_L = 2-1 = 1$ فنقول إن ذرة الهيدروجين **أحادية التكافؤ** .
- **بالنسبة للأوكسجين** $O(Z=8):(K)^2(L)^6$ عدد الروابط التساهمية الممكن تكوينها هو $n_L = 8-6 = 2$ فنقول إن ذرة الأوكسجين **ثنائية التكافؤ** .
- **بالنسبة للأزوت** $N(Z=7):(K)^2(L)^5$ عدد الروابط التساهمية الممكن تكوينها هو $n_L = 8-5 = 3$ فنقول إن ذرة الأزوت **ثلاثية التكافؤ** .
- **بالنسبة للكربون** $C(Z=6):(K)^2(L)^4$ عدد الروابط التساهمية الممكن تكوينها هو $n_L = 8-4 = 4$ فنقول إن ذرة الكربون **رباعية التكافؤ** .

ملحوظة :

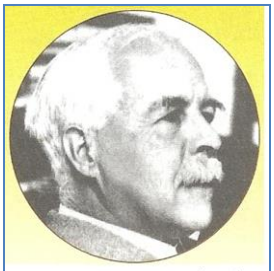
نمثل الرابطة التساهمية بخط صغير $(-)$ يفصل بين رمزي عنصري الذرتين المرتبطتين . وتسمى الصيغ المحصل عليها **الصيغ الجزيئية المنشورة** .

مثال :

- ربطة تساهمية **بسيطة** $H-H$
- رابطة تساهمية **ثنائية** $O=O$
- رابطة تساهمية **ثلاثية** $N\equiv N$

} **رابطة تساهمية متعددة**

2-3- تمثيل نموذج لويس :

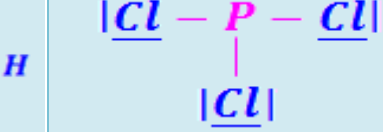
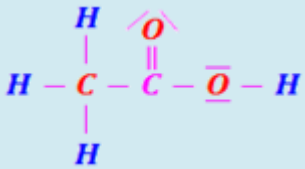

جيلبير لويس (1875-1946)
فيزيائي وكيميائي أمريكي
واضع نظرية الرابطة التساهمية

يبرز **تمثيل الجزيئة حسب نموذج لويس** ، **الأزواج الإلكترونية الرابطة** (الروابط التساهمية) بين الذرات ، و**الأزواج غير الرابطة** إذا وجدت والتي تحملها بعض الذرات ، و**تتحقق فيه القاعدة الثنائية والثمانية** .

لتمثيل جزيئة حسب نموذج لويس ، نتبع المراحل التالية :

- **كتابة البنية الإلكترونية لكل ذرة .**
- **تحديد العدد الإجمالي n_t لإلكترونات الطبقة الخارجية للذرات المكونة للجزيئة .**
- **تحديد العدد الإجمالي n_d للأزواج الإلكترونية :** $n_d = \frac{n_t}{2}$.
- **تحديد العدد n_L عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة لكل ذرة .**
  بالنسبة للهيدروجين $n_L(H) = 2-1 = 1$ **ولباقي الذرات** $n_L = 8-p$ **حيث** p **عدد إلكترونات التكافؤ .**
- **تحديد العدد n'_d عدد الأزواج الإلكترونية غير الرابطة في كل ذرة .**
  بالنسبة للهيدروجين $n'_d(H) = \frac{1-1}{2} = 0$ **ولباقي الذرات** $n'_d = \frac{p-n_L}{2}$.

مثال: مثل حسب نموذج لويس الجزيئات التالية :

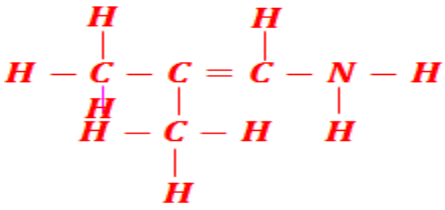
الجزيئة	CH_4	H_2O	PCl_3	$C_2H_4O_2$
البنية الإلكترونية	$H:(K)^1$ $C:(K)^2(L)^4$	$H:(K)^1$ $O:(K)^2(L)^6$	$P:(K)^2(L)^8(M)^5$ $Cl:(K)^2(L)^8(M)^7$	$H:(K)^1$ $C:(K)^2(L)^4$ $O:(K)^2(L)^6$
n_t	$4+4\times1=8$	$2\times1+6=8$	$5+3\times7=26$	$4\times1+2\times4+2\times6=24$
$n_d=\frac{n_t}{2}$	$\frac{8}{2}=4$	$\frac{8}{2}=4$	$\frac{26}{2}=13$	$\frac{24}{2}=12$
n_L	$H: 2-1=1$ $C: 8-4=4$	$H: 2-1=1$ $O: 8-6=2$	$P: 8-5=3$ $Cl: 8-7=1$	$H: 2-1=1$ $C: 8-4=4$ $O: 8-6=2$
n'_d	$H:\frac{1-1}{2}=0$ $C:\frac{4-4}{2}=0$	$H:\frac{1-1}{2}=0$ $O:\frac{6-2}{2}=2$	$P:\frac{5-3}{2}=1$ $Cl:\frac{7-1}{2}=3$	$H:\frac{1-1}{2}=0$ $C:\frac{4-4}{2}=0$ $O:\frac{6-2}{2}=2$
تمثيل لويس				

3- التماكبات :

3-1- أنواع الصيغ :

- **الصيغة الإجمالية** : تبين عدد وطبيعة ذرات مختلف العناصر الكيميائية المكونة للجزيئة .
- **الصيغة نصف المنشورة** : تبين نوعية الترابطات بين الذرات الرئيسة .
- **الصيغة المنشورة** : انطلاقا من نموذج لويس نحصل على الصيغة المنشورة بحذف الأزواج الإلكترونية غير الرابطة .

مثال: الصيغة الإجمالية C_4H_9N الصيغة المنشورة



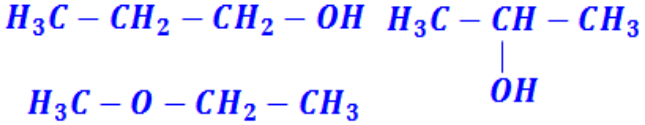
الصيغة نصف المنشورة $CH_3-C(CH_3)=CH-NH_2$

3-2- مفهوم التماكب :

المتماكبات هي مركبات جزيئية لها نفس الصيغة الإجمالية وتختلف في الصيغة نصف المنشورة .

مثال :

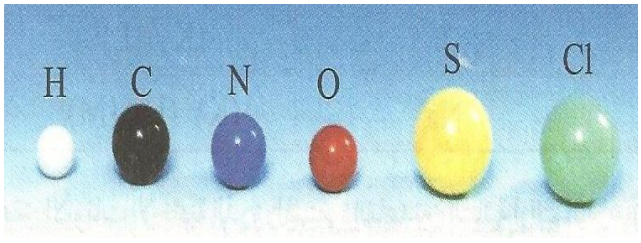
الصيغة الإجمالية C_3H_8O المتماكبات :

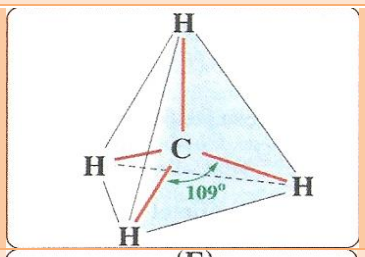
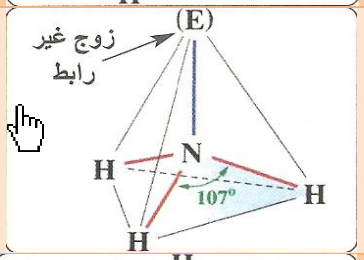
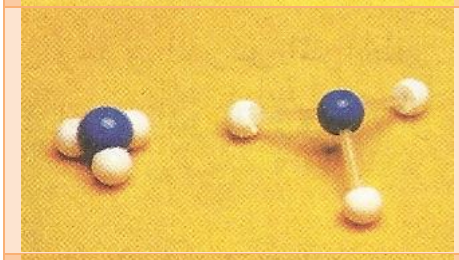
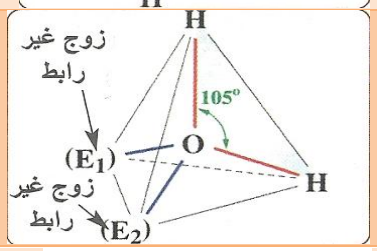
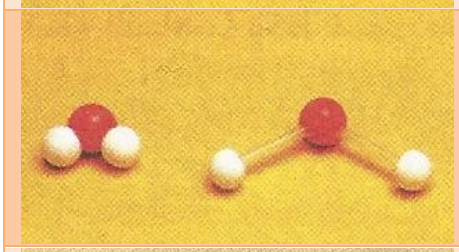


4- هندسة بعض الجزيئات :

4-1- الهندسة الفضائية للجزيئات :

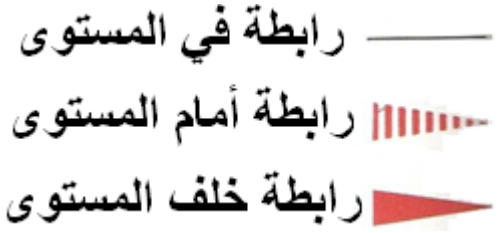
تتنافر الأزواج الإلكترونية فيما بينها بسبب شحنتها السالبة ، وهذا التنافر هو الذي يعطي للجزيئة شكلها الهندسي الفضائي . حيث غالبا ما نجد ذرة مركزية ترتبط بها ذرات أخرى بواسطة روابط تساهمية .



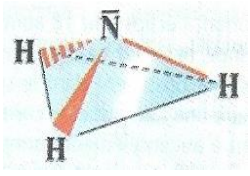
الجزيئة	هندستها	الشكل الهندسي	النموذج الجزيئي
CH_4		رباعي الأوجه	
NH_3		هرم	
H_2O		مستوية على شكل V	
CO_2	$O = C = O$	خطية	

2-4- تمثيل كرام :

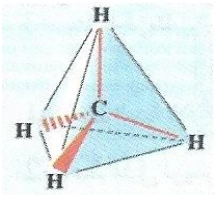
يمكن تمثيل كرام من التعبير عن الاتجاهات الفضائية للروابط التساهمية ، ويؤخذ فيه بعين الاعتبار الاصطلاحات التالية حيث كل رمز يمثل زوجا إلكترونا رابطا :



مثال :



جزيئة الأمونياك



جزيئة الميثان