

هشام
محجر

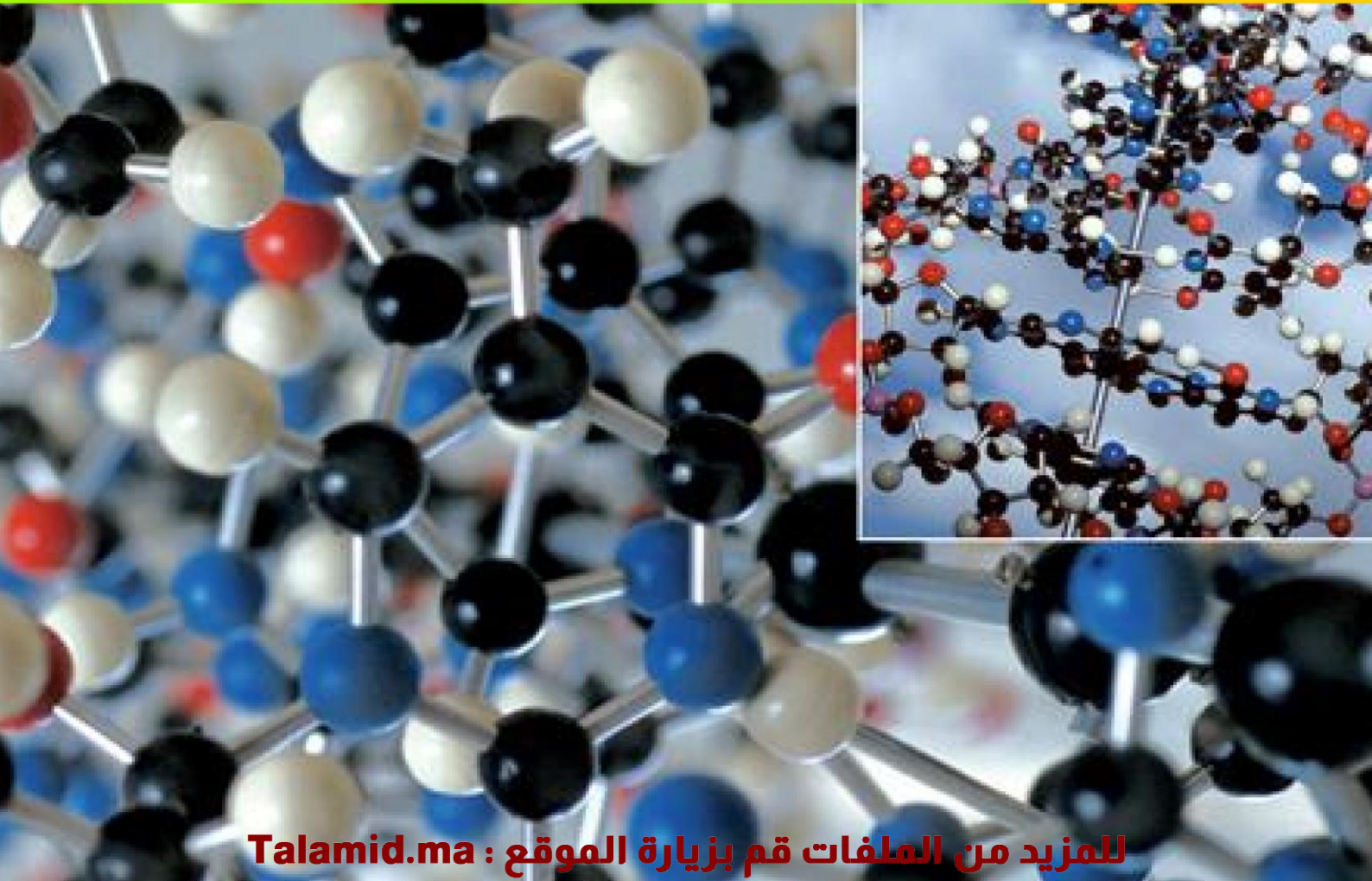
الكيمياء



هندسة بعض الجزيئات

La géométrie de quelques molécules

الدرس



المحور الثاني :
مكونات المادة
الوحدة 5
4 س

هندسة بعض الجزيئات

La géométrie de quelques molécules

بسم الله الرحمن الرحيم
الحمد لله وحده
والصلاة والسلام على من لا نبي بعده
الجذع المشترك
الكيمياء

1- القاعدتان الثمانية والثمانية :

1-1- نشاط :

بعض العناصر الكيميائية كالهيليوم $He(Z = 2)$ و النيون $Ne(Z = 10)$ و الأرجون $Ar(Z = 18)$ تسمى غازات نادرة أو خاملة لأنها نادرا ما تشارك في التفاعلات الكيميائية لتمييزها بالاستقرار وتوجد في الطبيعة في شكل ذري .
أ- اكتب البنية الإلكترونية لكل من ذرة الهيليوم والنيون والأرجون .
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 تميز 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 الأرجون $Ar(Z = 18)$...) هي عناصر كيميائية مستقرة أي نادرا ما تشارك في التفاعلات الكيميائية ، ويرجع استقرارها إلى كون طبقاتها الخارجية مشبعة .

1-3- نص القاعدتين :

القاعدة الثمانية : 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 $Ne : (K)^2(L)^8$ أو الأرجون $Ar : (K)^2(L)^8(M)^8$) 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 الثمانية والثمانية .

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

2- الجزيئات :

1-2- تعريف :

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

2-2- الرابطة التساهمية :

تنتج الرابطة التساهمية عن إشراك زوج إلكتروني بين ذرتين حيث تكون مساهمتها 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 القاعدة الثمانية 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 :

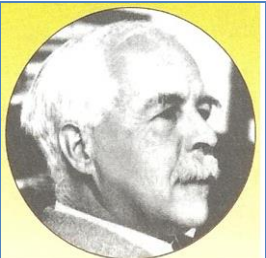
- ❖ رابطة تساهمية بسيطة $H - H$
- ❖ رابطة تساهمية ثنائية $O = O$
- ❖ رابطة تساهمية ثلاثية $N \equiv N$

2-3- تمثيل نموذج لويس :

يبرز تمثيل الجزيئة حسب نموذج لويس ، الأزواج الإلكترونية الرابطة (الروابط التساهمية) بين الذرات ، والأزواج غير الرابطة إذا وجدت والتي تحملها بعض الذرات ، وتتحقق فيه القاعدة الثمانية 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 $n'_d = \frac{p-n_L}{2}$.



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

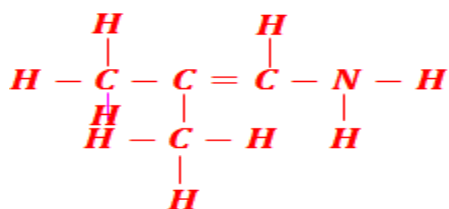
مثال: مثل حسب نموذج لويس الجزيئات التالية :

الجزئية	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	$4+4 \times 1 = 8$	$2 \times 1 + 6 = 8$	$5 + 3 \times 7 = 26$	$4 \times 1 + 2 \times 4 + 2 \times 6 = 24$
$n_d = \frac{n_t}{2}$	$\frac{8}{2} = 4$	$\frac{8}{2} = 4$	$\frac{26}{2} = 13$	$\frac{24}{2} = 12$
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 :

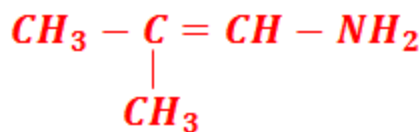
3-1- أنواع الصيغ :

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



الصيغة المنشورة

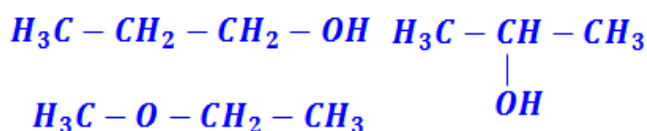
مثال: الصيغة الإجمالية C_4H_9N



الصيغة نصف المنشورة

3-2- مفهوم التماكب :

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



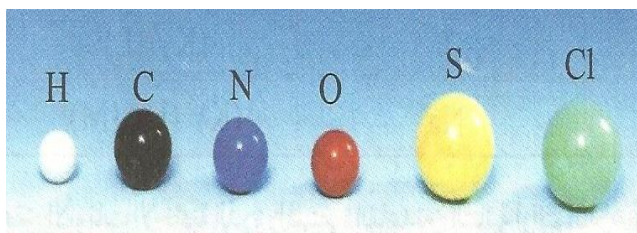
المتماكبات :

C_3H_8O

الصيغة الإجمالية

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 .

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

4-2- تمثيل كرام:

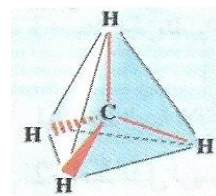
يمكن تمثيل كرام من التعبير عن الاتجاهات الفضائية للروابط التساهمية ، ويؤخذ فيه بعين الاعتبار الاصطلاحات التالية حيث كل رمز يمثل زوجا إلكترونات رابطا :

رابط في المستوى —

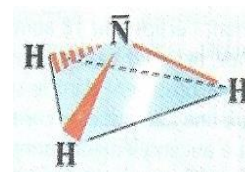
رابط أمام المستوى

رابط خلف المستوى

مثال:



جزيئة الميثان



جزيئة الأمونياك