

I. القاعدتان الثنائية والثمانية:

1-إستقرار الغازات النادرة:

الهيليوم He والنيون Ne والأرغون Ar والكربتون Kr تسمى غازات نادرة(تتواجد بنسبة ضعيفة في الغلاف الجوي)أو غازات نبيلة أو خاملة وذلك لكونها لا تتفاعل بسهولة و تبقى مستقرة.

نرجز توزيع الإلكترونات لبعض هذه الغازات:

• الهيليوم ($Z=2$): $K(2)$ نلا حض أن للهيليوم إلكترونيين (ثنائي) في المستوى الخارجي

• النيون ($Z=10$): $K(2)L(8)$ نلاحظ أن للنيون ثمانية إلكترونيات (ثماني) بالمستوى الخارجي

• الأرغون ($Z=18$): $K(2)L(8)M(8)$ للأرغون ثمانية إلكترونيات خارجية (ثماني)

نلاحظ أن المستوى الخارجي لهذه الغازات مشبع بالإلكترونات، يرتبط إذن الخمول الكيميائي لهذه الغازات بعدد الإلكترونات القصوي لطبقتها الخارجية.

خلال التحولات الكيميائية تسعى الذرات لإكتساب البنية الإلكترونية للغاز الخامل الأقرب لها من حيث عدد الإلكترونات، لكي تكتسب إستقراراً أكبر. ولهذا فهي تخضع إما للقاعدة الثنائية أو القاعدة الثمانية.

2- القاعدتان الثنائية والثمانية:

* القاعدة الثنائية: خلال التحولات الكيميائية تسعى الذرات ذات العدد الذري $Z \leq 4$

والقريبة من ذرة الهيليوم إلى إشباع طبقتها الخارجية بالإلكترونين، وذلك بإكتساب أو فقدان أو إشراك عدد من الإلكترونات.

* القاعدة الثمانية: خلال التحولات الكيميائية تسعى ذرات العناصر ذات العدد الذري

$4 \leq Z \leq 18$ إلى إشباع طبقتها الخارجية بثمانية إلكترونات وذلك بإكتساب أو فقدان أو إشراك عدد من الإلكترونات.

3-تطبيقات على الأيونات الأحادية الذرة المستقرة:

باستعمال القاعدتين الثنائية والثمانية يمكن تحديد شحن الأيونات الأحادية الذرة المستقرة التي تعطىها ذرات العناصر الكيميائية.

* الكاتيونات:

تسعى بعض الذرات خلال التحولات الكيميائية إلى **فقدان** إلكترون خارجي أو أكثر، لتتحول إلى أيون أحادي الذرة يحمل شحنة كهربائية موجبة ويسمى كاتيون.

أمثلة:

• الليثيوم Li ($Z=3$): $K(2)L(1)$ ذرة الليثيوم تتبع القاعدة الثنائية و تفقد إلكترون واحد لتصبح لها بنية مستقرة تضم إلكترونين بالمستوى الخارجي (أصبحت لها نفس بنية الهيليوم) وتعطي الأيون Li^+

• المغنزيوم Mg ($Z=12$): $K(2)L(8)M(2)$ المغنزيوم يتبع القاعدة الثمانية ويفقد إلكترونين لتصبح له بنية مستقرة تضم ثمانية إلكترونات بالمستوى الخارجي ويعطي الأيون Mg^{2+} .

• الألومنيوم Al ($Z=13$): $K(2)L(8)M(3)$ الألومنيوم يفقد ثلاث إلكترونات لتصبح له بنية مستقرة بثمانية إلكترونات خارجية ويعطي أيون Al^{3+}

• الهيدروجين H ($Z=1$): $K(1)$ يفقد في أغلب الأحيان إلكترون واحد ليعط الأيون H^+

نلاحظ أن بنية الأيون H^+ هي $K(0)$ وهذا يعتبر إستثناء للقاعدة الثنائية

* الأنيونات:

تسعى بعض الذرات ، خلال التحولات الكيميائية، إلى **إكتساب** إلكترون أو أكثر لتتحول إلى أيون أحادي الشحنة كهربائية سالبة و يسمى أنيون.

أمثلة:

- الفلور $F (Z=9) : K(2)L(7)$ يتبع القاعدة الثمانية بإكتساب إلكترون واحد لتصبح له بنية مستقرة تضم ثمانية إلكترونات خارجية و يعطي الأيون F^- .
- الأوكسجين $O (Z=8) : K(2)L(6)$ يتبع القاعدة الثمانية ويكتسب إلكترونين لتصبح له ثمانية إلكترونات خارجية و يعطي أيون O^{2-}
- الهيدروجين $H (Z=1)$ يكتسب في بعض الحالات النادرة إلكترون واحد ويتبع القاعدة الثمانية ليعطي الأيون H^- ، وتصبح له بنية إلكترونية مشابهة لبنية الهيليوم He

4-تمثيل الجزيئات حسب نموذج لويس Lewis

1-4:تعريف الجزيئة:

الجزيئة هي مجموعة من الذرات المرتبطة، وتكون الذرة متعادلة كهربائيا.

2-4:الرابطة التساهمية:

تعريف: تنتج الرابطة التساهمية عن إشتراك زوج من الإلكترونات بين ذرتين، حيث تساهم كل ذرة بإلكترون واحد. ويحقق الزوج الإلكتروني المشترك تماسك الذرتين .

مثال:

* جزيئة ثنائي الهيدروجين H_2 : توزيع الإلكترونات في ذرة الهيدروجين $(Z=1) K(1)$

• ذرة الهيدروجين تحتوي على إلكترون حر بطبقها الخارجية وستشركه بإلكترون حر آخر لذرة هيدروجين أخرى لتكون جزيئة H_2



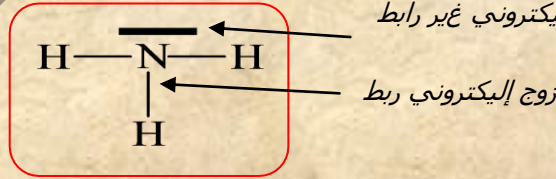
رابطة تساهمية بسيطة

* جزيئة الأمونياك NH_3 : توزيع الإلكترونات لذرة الأزوت $(Z=7) K(2)L(5)$

لذرة الأزوت 5 إلكترونات خارجية تترتب في شكل ثلاث إلكترونات حرة وزوج إلكتروني

• $\bar{N} \cdot$ تتبع ذرة الأزوت القاعدة الثمانية وتشارك إلكتروناتها الحرة الثلاثة مع ثلاث إلكترونات حرة أخرى تقدمها ثلاث ذرات هيدروجين

زوج إلكتروني غير رابط



الإلكترونات الحرة هي التي تساهم في تكوين الروابط ونلاحظ أن ذرة الأزوت تحتفظ بزوج إلكتروني غير رابط

نسمي التمثيل المحصل عليه **بنموذج لويس**

* جزيئة ثنائي الأوكسجين O_2 : توزيع الإلكترونات لذرة الأوكسجين $(Z=8) K(2)L(6)$

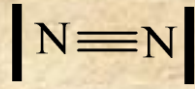
لذرة الأوكسجين 6 إلكترونات خارجية تترتب في إلكترونين حرين وزوجين من الإلكترونات: $\bar{O} \cdot$ تتبع ذرة الأوكسجين القاعدة الثمانية وتشارك إلكترونين الحرين مع الإلكترونين الحرين لذرة أوكسجين أخرى.



ذرتي الأوكسجين ترتبطان **برابطة تساهمية ثنائية**

* جزيئة ثنائي الأوت N_2
 لذرة الأوت ثلاث إلكترونيات حرة و زوج إلكتروني حر واحد:

تتحد ذرتا الأوت فيما بينهما بإشراك إلكترونياتها الحرة الثلاثة، الزوج الإلكتروني الحر لا يشارك في تكوين الروابط.



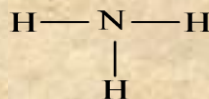
تتحد ذرتي الأوت فيما بينهما برابطة تساهمية ثلاثية

لتمثيل جزيئة حسب نموذج لويس نتبع المراحل التالية:

- * كتابة توزيع الإلكترونات لكل ذرة من الذرات الداخلة في تركيب الجزيئة
 - * تحديد العدد الإجمالي n_t للإلكترونات الخارجية للذرات المكونة للجزيئة
 - * تحديد العدد الإجمالي n_d للأزواج الإلكترونية الرابطة والغير الرابطة: $n_d = \frac{n_t}{2}$
 - * تحديد n_L عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة (التي تشكل الرابطة التساهمية) بالنسبة لذرة الهيدروجين: $n_L = 2 - 1 = 1$ إذن رابطة تساهمية واحدة
 - بالنسبة للذرات الأخرى: $n_L = (8 - P)$ رابطة تساهمية. وحيث P هو عدد الإلكترونات الخارجية للذرة
 - * تحديد n_{NL} عدد الأزواج غير الرابطة في كل ذرة:
 بالنسبة لذرة الهيدروجين $n_{NL} = \frac{1-1}{2} = 0$
 - بالنسبة للذرات الأخرى: $n_{NL} = \frac{P-n_L}{2}$ مع P هو عدد الإلكترونات الخارجية للذرة.
- مثال: تمثيل لويس لبعض الجزيئات

تمثيل لويس	n_{NL}	n_L	n_d	n_t	البنية الإلكترونية	الجزيئة
$H-\bar{O}-H$	H: $\frac{1-1}{2} = 0$ O: $\frac{6-2}{2} = 2$	H: $2-1 = 1$ O: $8-6 = 2$	$\frac{8}{2} = 4$	$2 \times 1 + 6 = 8$	H: (K) ¹ O: (K) ² (L) ⁶	H ₂ O
$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$	H: $1-1 = 0$ C: $\frac{4-4}{2} = 0$	H: $2-1 = 1$ C: $8-4 = 4$	$\frac{8}{2} = 4$	$4 \times 1 + 4 = 8$	H: (K) ¹ C: (K) ² (L) ⁴	CH ₄
$H-\bar{N}-H$ H	H: $\frac{1-1}{2} = 0$ N: $\frac{5-3}{2} = 1$	H: $2-1 = 1$ N: $8-5 = 3$	$\frac{8}{2} = 4$	$3 \times 1 + 5 = 8$	H: (K) ¹ N: (K) ² (L) ⁵	NH ₃
$\bar{O} = C = \bar{O}$	C: $\frac{4-4}{2} = 0$ O: $\frac{6-2}{2} = 2$	C: $8-4 = 4$ O: $8-6 = 2$	$\frac{16}{2} = 8$	$4 + 2 \times 6 = 16$	C: (K) ² (L) ⁴ O: (K) ² (L) ⁶	CO ₂

ملحوظة: يملك نموذج لويس من كتابة الصيغة المنشورة للجزيئة وذلك بحذف الأزواج الإلكترونية غير الرابطة
 مثال: الصيغة المنشورة للأمونياك



5- مفهوم التماكب:

تعريف:

نسمي تماكبات كل الجزئيات التي لها نفس الصيغة الإجمالية وتختلف في صيغتها المنشورة

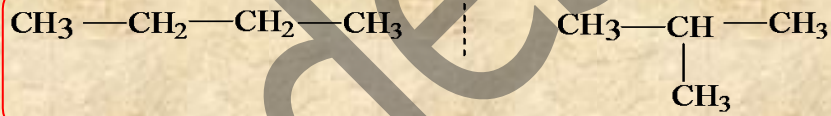
مثال-1: أعط تماكبات الجزئية ذات الصيغة الإجمالية C_2H_7N :



وللتبسيط نمثل الصيغ **النصف منشورة** والتي لانمثل فيها إلا الروابط كربون-كربون: $C-C$



مثال-2: نعطي تماكبات الجزئيات ذات الصيغة الإجمالية C_4H_{10} و C_2H_6O جزئية C_4H_{10} :



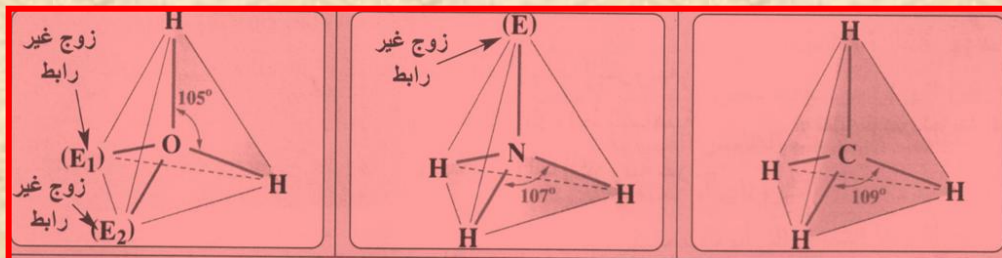
جزئية C_2H_6O :



II. هندسة بعض الجزئيات:

1- تنافر الأزواج الإلكترونية والهندسة الفضائية للجزئيات:

تتكون جل الجزئيات من ذرة مركزية مرتبطة بذررات أخرى بروابط تساهمية، تتنافر الأزواج الرابطة والغير الرابطة للذرة المركزية فتأخذ الجزئية شكلا هندسيا معيّن تكون فيه الأزواج الإلكترونية متباعدة فيما بينها إلى أقصى حد. الهندسة الفضائية لبعض الجزئيات:



الماء H_2O

الأمونياك NH_3

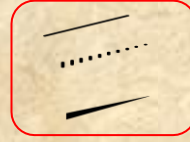
الميثان CH_4

ملحوظة:

- الصيغة المنشورة لا تمثل الجزيئات حسب الزوايا الحقيقية
- نلاحظ بالنسبة للتمثيل الهندسي للجزيئات أن الزوايا تأخذ أقصى قيمة ممكنة.

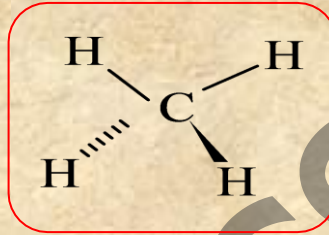
2- تمثيل كرام:

يمكن تمثيل كرام Cram من تمثيل الجزيئات بكيفية مبسطة، وإعطاء شكل بسيط للإتجاهات الفضائية للروابط التساهمية. ولإنجاز تمثيل كرام نتبع الإصطلاح التالي:

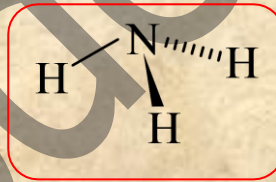


رابطة في المستوى
رابطة تدخل وراء المستوى
رابطة تخرج أمام المستوى

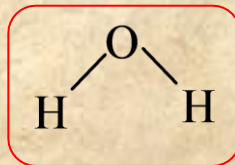
أمثلة: تمثيل كرام لجزيئة الميثان CH_4



تمثيل كرام لجزيئة الأمونياك NH_3 :



تمثيل كرام لجزيئة الماء H_2O :



ملحوظة: في تمثيل كرام لاتظهر الأزواج الإلكترونيّة غير الرابطة