البنية الالكترونية و هندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية

مؤشرات الكفاءة:

يوظف النماذج (لويس ، جليسبي ، كرام) لتمثيل بعض الجزيئات وتبرير بعض الخصائص الفيزيائية والكيميائية.

تصميم الدرس

- **بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية.**
- **قاعدة لويس (LEWIS)(القاعدة الثمانية)**
- **الرابطة التكافئية :** la liaison covalente
- **نموذج لويس لتمثيل الجزيء**
- **تمثيل الصيغ المفصلة لبعض الجزيئات**
- **التماكب**
- **أسئلة التصحيح الذاتي**
- **اجوبة التصحيح الذاتي**

• بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية :

1ـ ـ مفهوم تكافؤ عنصر:

ا ـ التعريف الأول :

تكافؤ عنصر **X** هو عدد الالكترونات المنفردة(الحرة)الموجودة في الطبقة السطحية للذرة وتدعى هذه الالكترونات **بالكترونات التكافؤ** .

مثال:

التوزيع الالكتروني للكربون $_6C$ هو $(k)^2(L)^4$

ومنه يوجد 4 الكترونات حرة في الطبقة السطحية لذرة الكربون إذن تكافؤ الكربون هو 4

و إليك أمثلة عن بعض الذرات الأخرى في الجدول التالي :

رمز العنصر ^A_ZX	التوزيع الالكتروني	عدد الالكترونات الحرة	رقم التكافؤ للعنصر
^1_1H	$(k)^1$	1	1
$^{16}_8O$	$(k)^2(L)^6$	2	2
$^{14}_7N$	$(k)^2(L)^5$	3	3

ب ـ التعريف الثاني :

عندما يرتبط عدد قدره **n** من ذرات الهيدروجين **H** مع العنصر الكيميائي **X** لتكوين الجزيء المركب XH_n فإننا نسمي العدد **n** تكافؤ العنصر

ملاحظة :

يصطلح على أن تكافؤ الهيدروجين هو دوما 1.

مثال :

ـ غاز الميثان CH_4

ترتبط ذرة الكربون **C** مع 4 هيدروجين و منه تكافؤ الكربون هو 4 (رباعي التكافؤ).

ـ غاز النشادر NH_3

ترتبط ذرة الازوت **N** مع 3 هيدروجين و منه تكافؤ الازوت **N** هو 3 (ثلاثي التكافؤ)

ـ جزيئ الماء H_2O

ترتبط ذرة الأكسجين **O** مع **2** هيدروجين و منه تكافؤ الأكسجين **O** هو **2** (ثنائي التكافؤ).

- **قاعدة لويس (LEWIS) (قاعدة الثمانية) :**

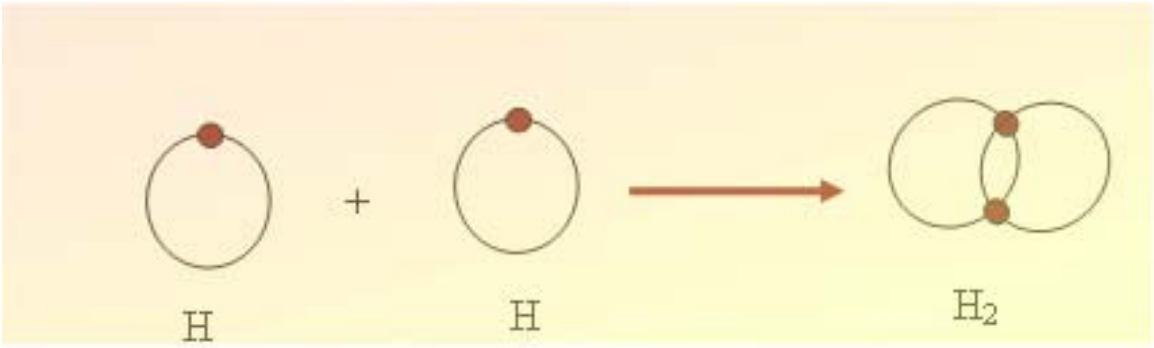
ا ـ تعريف :

« عندما تتحد ذرتان فان الكترونات الطبقة السطحية في كل منها تترتب من جديد بحيث تصير البنية الالكترونية لكل طبقة في كل ذرة مماثلة للبنية الالكترونية السطحية لذرة الغاز الخامل الأقرب إليها في الجدول الدوري لترتيب العناصر، أي تصبح الطبقة السطحية لكل ذرة تحتوي على 8 الكترونات أو 4 ثنائيات الكترونية. أما في حالة ذرات العناصر الأقرب الى عنصر الهليوم في الجدول الدوري فتكون طبقتها السطحية تحتوي على 2 الكترون فقط

مثال :

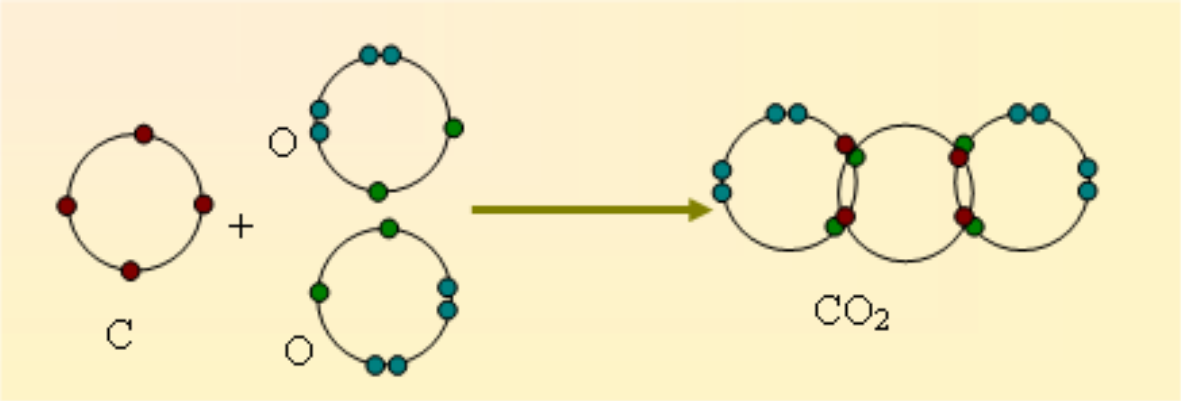
ـ ثنائي الهيدروجين H_2

شكل1



نلاحظ أن البنية الالكترونية لكل ذرة أصبحت مشبعة بإلكترونين و أن ثنائي الهيدروجين أصبحت بنيته مشابهة لبنية الغاز الخامل : الهليوم **He** $_2$

ـ ثنائي أكسيد الكربون CO_2



كل من ذرة الأكسجين و الكربون تحتوي طبقتها السطحية على 8 إلكترون، أصبحت بنية كل واحد منهما مشابهة لبنية الغاز الخامل: النيون $_{10}$ **Ne**

ب ـ تمثيل لويس للعناصر :

تمثل ذرة العنصر برمزه **X** و تمثل الكترونات الطبقة السطحية بنقاط تكون على شكل ثنائيات نقطية (:) أو بخط ( ) إن كانت أزواج الكترونية ، أو بشكل نقاط منفردة (.) إن كانت الكترونات حرة .

مثال:

اسم الذرة	رمز $^{A}_{Z}X$	تمثيل لويس
الهيدروجين	$^{1}_{1}H$	H
الأكسجين	$^{16}_{8}O$	O أو O
الأزوت	$^{14}_{7}N$	N أو N

• الرابطة التكافئية :la liaison covalente

ا ـ دراسة مثال جزيء ثاني الهيدروجين H_2 :

نلاحظ عزيزي التلميذ أن الهيدروجين موجود في الطبيعة على شكل جزيئ **H_2**
و ليس على شكل ذرة **H** .
بينما غاز الأرغون **Ar** موجود في الطبيعة على شكل ذرة .

التفسير:

غازالأرغون هو غاز خامل ومنه له بنية الكترونية مستقرة (الطبقة السطحية مشبعة) بينما ذرة الهيدروجين تميل إلى تشكيل جزيء **H_2** و هذا للحصول على بنية الكترونية مستقرة تشبه بنية الغاز الخامل الأقرب إليها في الجدول الدوري للعناصر وهو غاز الهليوم **He** .
على هذا الأساس كل ذرة **H** تشترك بوضع إلكترونها الحر مع ذرة **H** أخرى، بحيث نحصل على ثنائية الكترونية مشتركة بينهما (الشكل1) تدعى بالرابطة التكافئية

ب ـ تعريف الرابطة التكافئية:

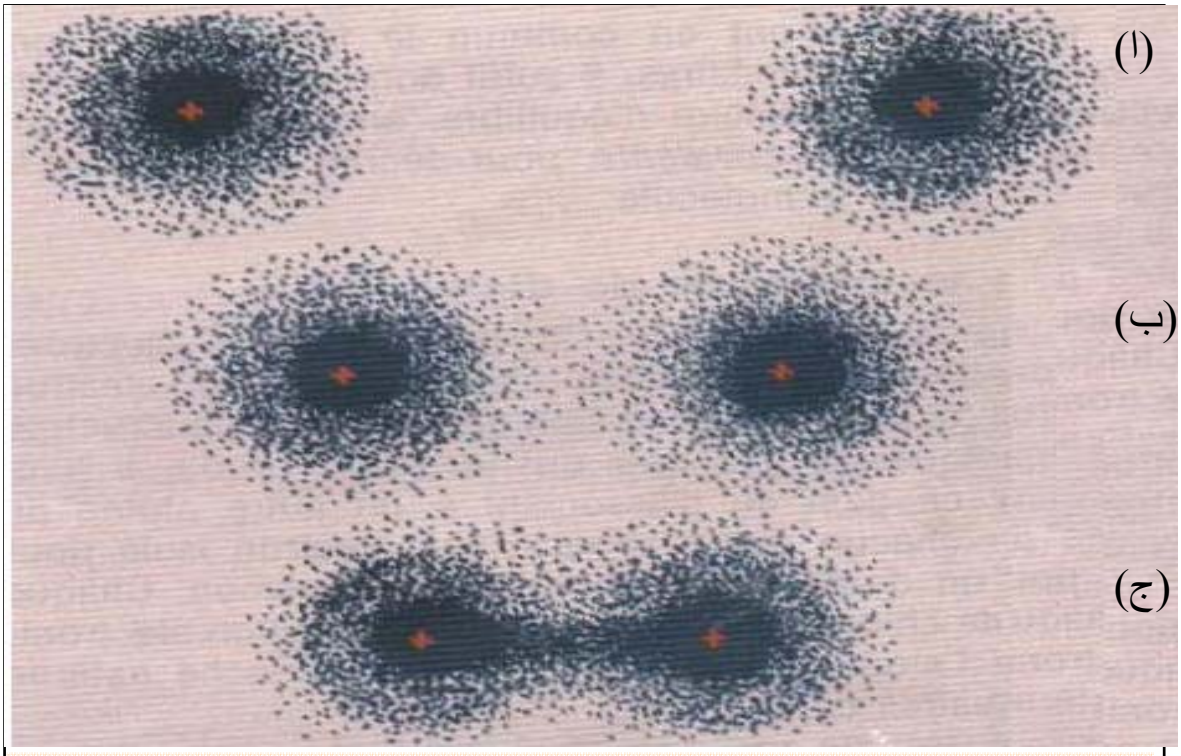
« نقول عن ذرتين أنهما مرتبطتان برابطة تكافئية عندما يضعان ثنائية الكترونية مشتركة بينهما بحيث تقدم كل منهما إلكترونا حرا من طبقتها السطحية »
و نمثل الرابطة التكافئية بثنائية نقطية ( ) أو بخط( )

مثال:

جزيء ثاني الهيدروجين **H_2** : **H H** او **H H**

تدعى هذه الصيغة بالصيغة المفصلة لجزيء ثاني الهيدروجين

اليك عزيزي التلميذ طريقة تشكيل الرابطة التكافئية بين ذرتي الهيدروجين و هذا عن طريق تشكل السحابة الالكترونية .



مراحل تطور السحابة الالكترونية اثناء تشكيل الرابطة التكافئية بين ذرتي الهيدروجين

الشكل(ا): ذرتي الهيدروجين متباعدتين لا تتأثران فيما بينهما

الشكل (ب): السحابة الالكترونية بدأت في تغيير شكلها لتقارب المسافة بين ذرتي الهيدروجين

الشكل (ج): السحابة الالكترونية أصبحت أكثر كثافة بين ذرتي الهيدروجين وهذا يدل على احتمال كبير لوجود الإلكترونين في هذه المنطقة هذان الإلكترونين الذين يلعبان دور الاسمنت الرابط بين نواتي الهيدروجين ، و هذا ما يعطي فكرة الزوج الالكتروني الرابط

• نموذج لويس لتمثيل الجزيء:

ا- مثال جزيء غاز النشادر NH_3 :

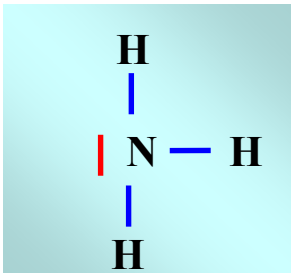
التوزيع الالكتروني لذرة N ($Z = 7$) هو $(k)^2(L)^5$

التوزيع الالكتروني للذرة H ($Z = 1$) هو $(k)^1$

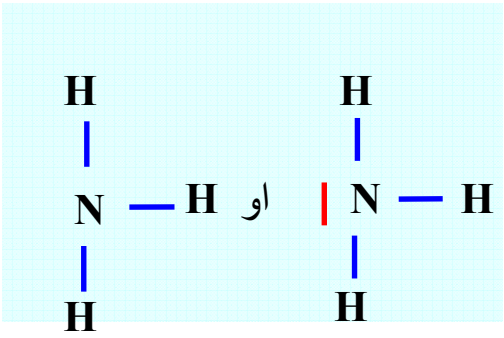
العدد الإجمالي للإلكترونات في الطبقات السطحية $N_e = 5 + 3(1) = 8$

عدد الثنائيات التي يمكن تحقيقها $N_d = \frac{8}{2} = 4$

الاحتمال الوحيد لتحقيق عدد الثنائيات مع احترام قاعدتي الثنائية و الثمانية هو:



أي عندما يتحد مع 3ذرات من الهيدروجين يكتسب 3الكترونات و تصبح بنيته الالكترونية تشبه بنية الغاز الخامل وهو Ne وكل ذرة هيدروجين تملك نفس البنية الالكترونية التي يملكها الغاز الخامل He،
إذن ذرة الأزوت ترتبط بـ 3روابط تكافئية بسيطة مع كل ذرة H ،طولها 101.4 pm



الصيغة المفصلة لـ NH_3 حسب لويس

ب - حساب عدد الروابط التكافؤية الممكنة لذرة عنصر:

ليكن p عدد الإلكترونات في المدار الخارجي لذرة. من أجل تحقيق قاعدة الثمانية، ترتبط الذرة مع ذرات أخرى بواسطة العلاقة :

$(8-p)$ رابطة تكافؤية .

مثال:

ذرة العنصر	عدد الالكترونات في المدار الخارجي p	عدد الروابط التكافئية 8 - p
H	1	1
Cl	7	1
O	6	2
N	5	3
C	4	4

الهيدروجين يحقق قاعدة الثنائية وبالتالي يشكل رابطة تكافؤية واحدة

جـ - تمثيل لويس لجزيء HCl (كلور الهيدروجين):

جزيء كلور الهيدروجين يتكون من ذرتي الهيدروجين **H** و الكلور **Cl**

التوزيع الالكتروني لـ **H** هو $(k)^1$

التوزيع الالكتروني لـ **Cl** هو $(k)^2(L)^8(M)^7$

ليكن N_e عدد الالكترونات في الطبقة الخارجية للذرة

N_e لـ **H** هو 1

N_e لـ **Cl** هو 7

ليكن Nt العدد الاجمالي للالكترونات في الطبقات الخارجية

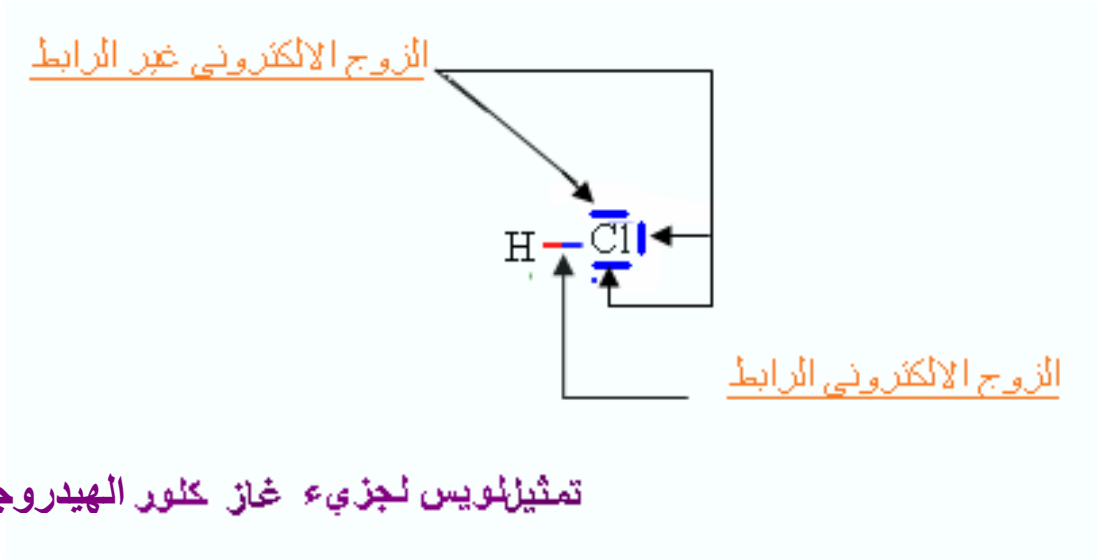
حيث :

Nt =7+1=8

ليكن Nd عدد الثنائيات التي يمكن تحقيق (الرابطة و غير الرابطة)

$$Nd = \frac{8}{2} = 4$$

الاحتمال الوحيد لتحقيق عدد الثنائيات مع احترام قاعدتي الثنائية و الثمانية هي



تمثيل لويس لجزيء غاز كلور الهيدروجين

ومنه يوجد ثنائية ترابطية واحدة تكافئية بين **H** و **Cl** و3 ثنائيات غير ترابطية كلها على ذرة **Cl** إذن ترتبط ذرة الهيدروجين مع ذرة الكلور برابطة تكافئية كل واحدة تشارك بإلكترونها الحر و يكونان بينهما ثنائية إلكترونية مشتركة ، تشبه البنية الإلكترونية لكل ذرة البنية الالكترونية للغاز الخامل الأقرب إليها في الجدول الدوري ونمثل الصيغة المفصلة لـ كلور الهيدروجين **HCl** حسب لويس كالتالي

H — Cl او **H— Cl**

طول الرابطة التكافئية هي **pm** 127.4

ملاحظة:

- ذرة الكلور شديدة الكهروسلبية بينما ذرة الهيدروجين شديدة الكهرواجابية و من هنا نقول إن الزوج الالكتروني المشكل للرابطة التكافئية يميل أكثر إلى ذرة الكلور ،على هذا الأساس فإن الرابطة التكافئية (هيدروجين ـ كلور) هي رابطة مستقطبة
- أي أن الاختلاف في الكهروسلبية بين العنصرين(هيدروجين ـ كلور) كبير . ويمكن أن تكون الرابطة ضعيفة الاستقطاب (أو غير مستقطبة) إذا كان الاختلاف في الكهروسلبية بين العنصرين صغير.

و من المنظور الالكتروني، جزيء **HCl** يكافئ مجموعة شحنتين $\delta +$ و $\delta -$

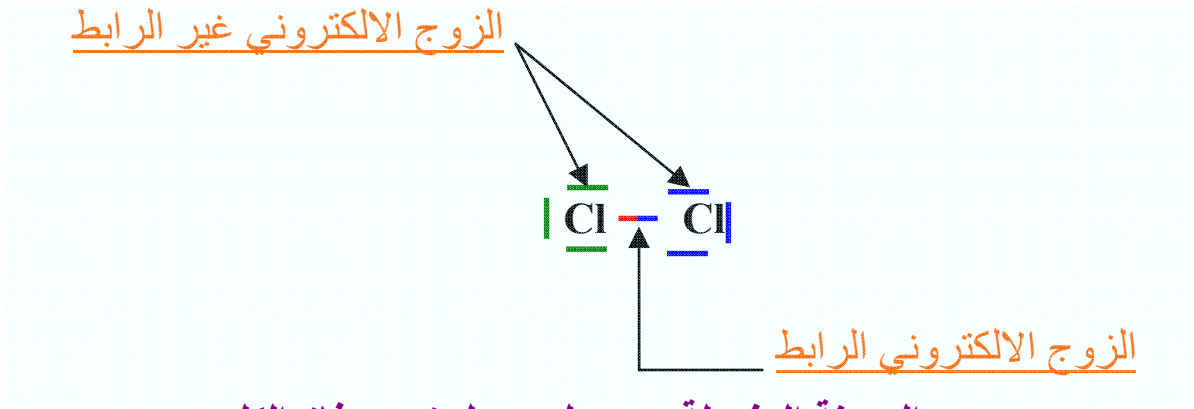
$$Cl^{\delta-} \longleftarrow H^{\delta+}$$

• تمثيل الصيغ المفصلة لبعض الجزيئات:

ا ـ جزيء غاز الكلور : Cl_2

إن الرقم الذري لذرة الكلور Cl : Z=17

و التوزيع الالكتروني له هو $(K)^2(L)^8(M)^7$. نستنتج أن الطبقة السطحية لذرة الكلور تفتقد لإلكترون واحد لكي تشبع ،و تشبه البنية الالكترونية للغاز الخامل وهو Ar ، لهذا السبب تشترك مع ذرة كلور أخرى و تتشكل بينهما رابطة تكافئية انظر الشكل التالي:



الصيغة المفصلة حسب لويس لجزيء غاز الكلور

وتمثل الصيغة المفصلة البسيطة للويس دون اظهار الزوج الالكتروني غير الرابط كالتالي:

Cl — Cl

طول الرابطة التكافئية بين ذرتي الكلور هي 198.8 p m

ب ـ جزيءالنتروجين N_2 :

إن الرقم الذري لذرة الازوت : Z=7

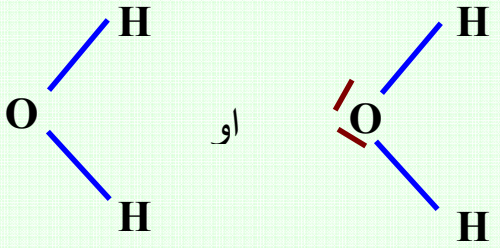
و التوزيع الالكتروني له هو $(K)^2(L)^5$. نستنتج أن الطبقة السطحية لذرة الازوت تفتقد لـ 3 إلكترون لكي تشبع ،و تشبه البنية الالكترونية للغاز الخامل وهو Ne ، لهذا السبب تشترك مع ذرة ازوت أخرى و تتشكل بينهما 3روابط تكافئية طولها 109.8pm

و نمثل الصيغة المفصلة حسب لويس لجزيء النتروجين N_2 كالتالي:

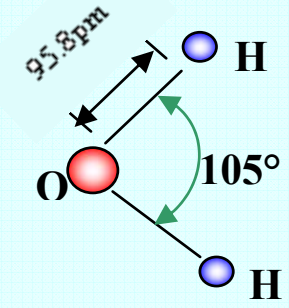
N ≡ N أو الصيغة المفصلة البسيطة للويس N ≡ N

د ـ جزيء الماء H_2O :

الرقم الذري للأكسجين هو **Z** =8 ، أي عندما يتحد مع ذرتي الهيدروجين يكتسب إلكترونين و تصبح بنيته الالكترونية تشبه بنية الغاز الخامل وهو **Ne** وكل ذرة هيدروجين تملك نفس البنية الالكترونية التي يملكها الغاز الخامل **He**، إذن ذرة الأكسجين ترتبط برابطة تكافئية بسيطة مع كل ذرة **H** حيث يوجد هناك كذلك فرق في الكهروسلبية بين **H** و **O** أي نوع الرابطة التكافئية التي تنتشا بينهما تكون مستقطبة



الصيغة المفصلة لـ H_2O



جزيء H_2O

نتيجة:

إذا كانت الرابطة التكافؤية مستقطبة يكون الجزيء مستقطب مما يعطي للنوع الكيميائي بعض الخصائص:

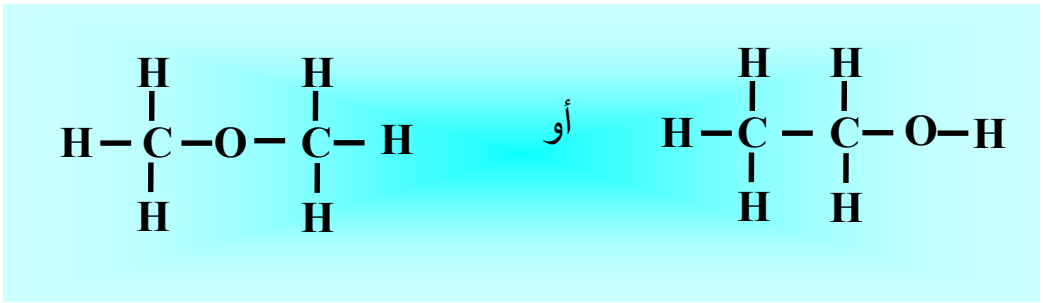
- النوع الكيميائي مذيب جيد (الماء، الكحول الإثيلي).
- درجة الغليان عالية نسبيا (درجة غليان الميثانول CH_4O أكبر من درجة غليان CH_4 .

• التماكب :

المماكبات هي مركبات لها نفس الصيغة الجزيئية و لكن لها صيغ مفصلة مختلفة

مثال1 :

للصيغة الجزيئية C_2H_6O صيغتان مفصلتان هما :



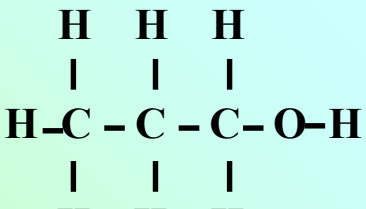
ففي الصيغة الأولى الكربونان متصلان مع بعضهما برابطة تكافئية بسيطة بينما في الصيغة الثانية الكربونان متصلان بذرة الاكسجين ، و قد أدى ذلك الى التغير الكبير في الخواص الفيزيائية للمركبين ، حيث ان الأول هو الكحول الإثيلي و هو سائل ، بينما الثاني هو ثاني اكسيد المثيل و هو عبارة عن غاز

ملاحظة :

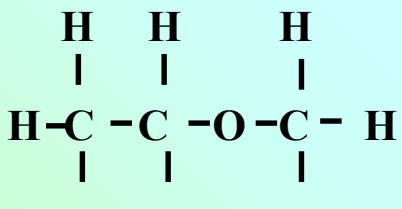
يمكن تمثيل المركب C_2H_6O بالصيغة نصف المفصلة كالتالي

مثال 2: كتابة الصيغ المفصلة ونصف المفصلة لجزيء C_3H_8O

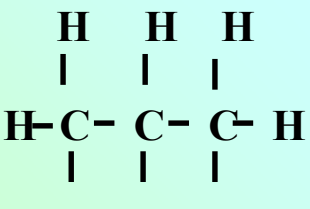
- جزيء C_3H_8O يملك ثلاث صيغ مفصلة



كحول اولي



اثير اوكسيد



كحول ثانوي

- الصيغ نصف المفصلة لـ جزيء C_3H_8O

$CH_3-CH_2-CH_2-OH$ او $CH_3-CH_2-O-CH_3$ او $CH_3-\underset{\underset{OH}{|}}{CH}-CH_3$

كحول أولي　　اثبر اوكسيد　　كحول ثانوي

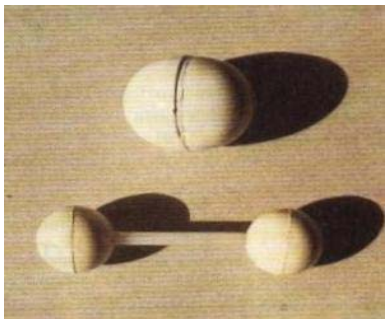
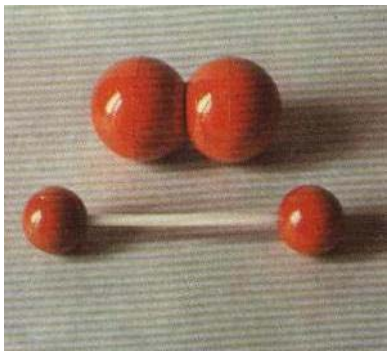
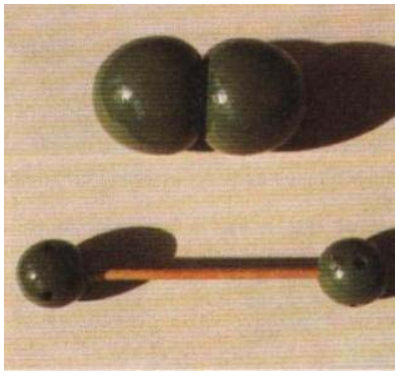
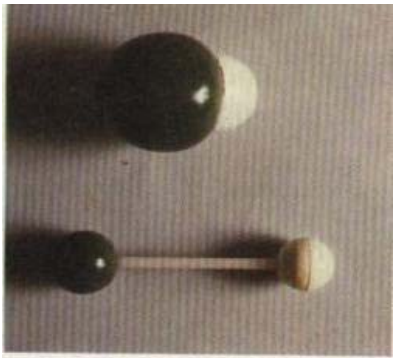
الاستنتاج :

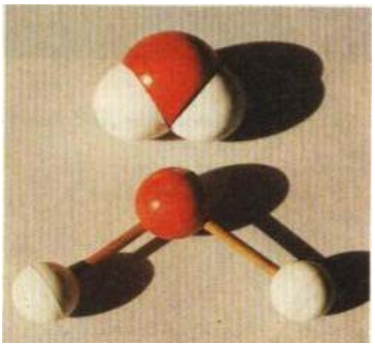
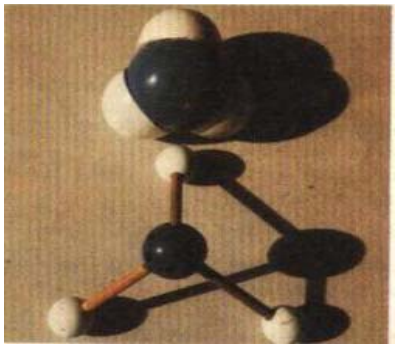
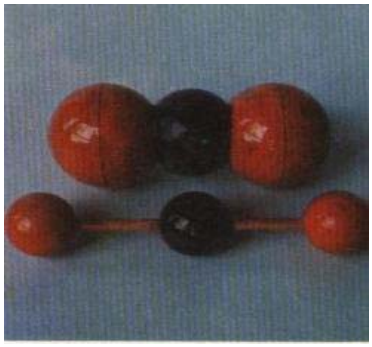
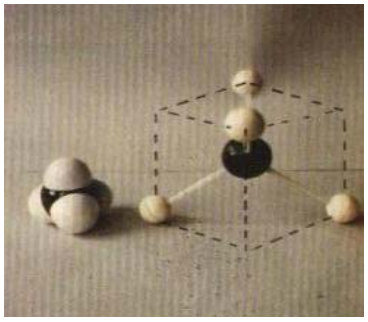
جزيء C_3H_8O يملك ثلاث مما كبات تختلف فيما بينها من حيث الصيغ المفصلة

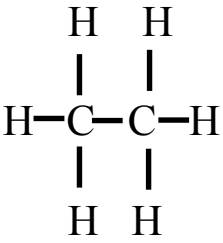
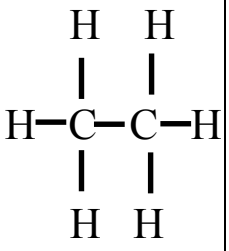
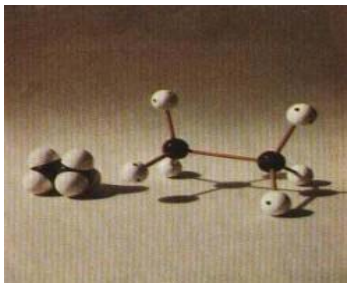
و كذلك من حيث الوظيفة الكيميائية

ملاحظة :

يمكن تمثيل الجزيئات باستعمال النماذج المتباعدة او المتراصة و اليك عزيزي التلميذ هذا الجدول الذي ندون فيه الصيغة الجزيئية، الصيغة المفصلة و تمثيل لويس لبعض الجزيئات

اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تمثيل لويس	الصيغة المفصلة	النموذج المتراص و المتباعد
غاز الهيدروجين	H_2	H—H	H—H	
غاز الأكسجين	O_2	O=O	O=O	
غاز الكلور	CL_2	CL—CL	CL—CL	
غاز كلور الهيدروجين	HCL	H—CL	H—CL	

الماء	H_2O	$H-\overline{\underline{O}}-H$	$H-O-H$	
غاز النشادر	NH_3	$H-\overline{\underline{N}}(-H)-H$	$H-N(-H)-H$	
غاز ثاني أكسيد الفحم	$\lvert\overline{\underline{O}}=C=\overline{\underline{O}}\rvert$	$O=C=O$	
غاز الميثان	CH_4	$H-C(-H)(-H)-H$	$H-C(-H)(-H)-H$	

غاز الإيثان	C_2H_6			

خلاصة:

- عدد الثنائيات الالكترونية التي تشارك بها كل ذرة مع الذرات الأخرى تدعى برقم التكافؤ.
- تدعى الثنائيات المشتركة بالزوج الالكتروني الرابط.
- بصفة عامة تملك كل ذرة ترتبط برابطة تكافئية نفس عدد الالكترونات التي يملكها الغاز الخامل الأقرب إليها في الجدول الدوري .
- عندما يكون فرق في الكهروسلبية او الكهرواجابية بين عنصرين أو أكثر فان الرابطة التكافئية التي تنشأ بينهما تكون مستقطبة.
- يمكن أن تكون الرابطة التكافئية بسيطة كما في جزيء H_2 ، او ثنائية كما في جزي . O_2 أو ثلاثية كما في جزىء NH_3

يمكن أن تكون لنفس الصيغة الجزيئية صيغ مفصلة مختلفة

• أسئلة التصحيح الذاتي :

1/ - اوجد رقم تكافؤ الفوصفورP في الجزيئات التالية: P_2O_5 و P_2O_3 ماذا تستنتج ؟

2/ - اكتب الصيغة الجزيئية للمركب الناتج من اتحاد الالومنيوم **Al** مع الأكسجين **O** علما أن تكافؤ الالومنيوم هو 3

3/- اعط تمثيل لويس الموافق لكل ذرة ،ثم استنتج رقم التكافؤ لكل عنصر من العناصرالتالية: ، **Na** $_{11}$ ، **Al** $_{13}$

4/- اعط الصيغ نصف المفصلة باستعمال تمثيل لويس للجزيئات التالية CCl_4, C_2H_2, C_2H_4

• أجوبة التصحيح الذاتي :

1/ ـ ا - إيجاد رقم تكافؤ(x) للفوصفور P في الجزيء P_2O_5:

$2\ (x) + 5(-2) = 0 \Rightarrow x = +5$

ـ ب ـ إيجاد رقم تكافؤ(x) للفوصفور P في الجزيء P_2O_3:

$2\ (x) + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +3$

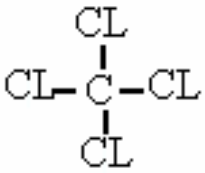
نستنتج أن عنصر الفوصفور يتغير تكافؤه من جزيء إلى أخر

2/ ـ كتابة الصيغة الجزيئية للمركب Al_xO_y

$x\ (+3) + y\ (-2) = 0 \Rightarrow x = 2$ و $y = 3$ و منه الصيغة الجزيئية للمركب Al_xO_y هي Al_2O_3

3/ - تمثيل لويس و استنتاج رقم التكافؤ

العنصر	تمثيل لويس	رقم التكافؤ
$_{11}Na$	$\dot{N}a$	1
$_{13}Al$	$\dot{A}l\bullet$	3

4/ - تمثيل الصيغ نصف المفصلة حسب لويس :

الصيغة	C_2H_4	C_2H_2	CCl_4
التمثيل	$CH_2 = CH_2$	$CH \equiv CH$