

البنية الالكترونية و هندسة أفراد

بعض الأنواع الكيميائية

مؤشرات الكفاءة

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

خطوات سير 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

البنية الالكترونية و هندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية

I — بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية

١ — مفهوم تكافؤ عنصر:

١ — التعريف الأول :

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

مثال:

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

ومنه يوجد ٤ الكترونات حررة في الطبقة السطحية لذرة الكربون إذن تكافؤ

الكربون هو ٤

و إليك أمثلة عن بعض الذرات الأخرى في الجدول التالي :

| رمز العنصر $\frac{A}{Z} X$ | التوزيع الالكتروني | عدد الالكترونات الحررة | رقم التكافؤ للعنصر |
|-------------------------------|-----------------------|------------------------------|-----------------------|
| 1_1H | $(k)^1$ | ١ | ١ |
| ${}^{16}_8O$ | $(k)^2(L)^6$ | ٢ | ٢ |
| ${}^{14}_7N$ | $(k)^2(L)^5$ | ٣ | ٣ |

ب - 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 :

يستخدم على أن تكافؤ الهيدروجين هو دوماً ١ .

مثال :

غاز الميثان CH_4

ترتبط ذرة الكربون C مع ٤ هيدروجين و منه تكافؤ الكربون هو ٤ (رباعي التكافؤ).

غاز النشادر NH_3

ترتبط ذرة الازوت N مع ٣ هيدروجين و منه تكافؤ الازوت N هو ٣ (ثلاثي التكافؤ)

جزيء الماء H_2O

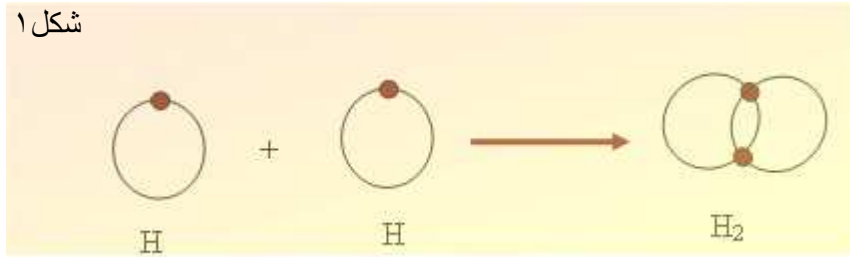
ترتبط ذرة الأكسجين O مع 2 هيدروجين و منه تكافؤ الأكسجين O هو 2 (ثنائي التكافؤ).

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

١- 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 ٨ الكترونات أو ٤ ثنائيات الكترونية. أما في حالة ذرات العناصر الأقرب إلى عنصر الهليوم في الجدول الدوري فتكون طبقتها السطحية تحتوي على ٢ إلكترون فقط»

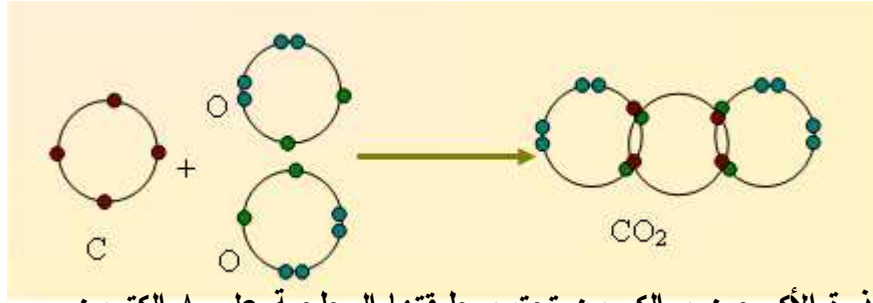
مثال :

١- ثنائي الهيدروجين H_2 

نلاحظ أن البنية الالكترونية لكل ذرة أصبحت مشبعة بالكترونين و أن ثاني

الهيدروجين أصبحت بنيته مشابهة لبنية الغاز الخامل : الهليوم He ٢

٢- ثنائي أكسيد الكربون CO_2



كل من ذرة الأكسجين و الكربون تحتوي طبقتها السطحية على ٨ إلكترون،

أصبحت بنية كل واحد منهما مشابهة لبنية الغاز الخامل: النيون Ne .

ب - تمثيل لويس للعناصر :

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

مثال:

| تمثيل لويس | رمز $\frac{A}{Z}X$ | اسم الذرة |
|--|---------------------|------------|
| $\text{H} \cdot$ | ${}^1_1\text{H}$ | الهيدروجين |
| $\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$ أو $\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$ | ${}^{16}_8\text{O}$ | الأكسجين |
| $\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$ أو $\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$ | ${}^{14}_7\text{N}$ | الأزوت |

٣ — الرابطة التكافئية : la liaison covalente

١— 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 الأرجون Ar موجود في الطبيعة على شكل ذرة .

التفسير:

غاز الأرجون هو غاز خامل ومنه له بنية إلكترونية مستقرة (الطبقة السطحية مشبعة) بينما ذرة الهيدروجين تميل إلى تشكيل جزيء H_2 و هذا للحصول على بنية إلكترونية 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 إلكترونية مشتركة بينهما (الشكل ١) تدعى **بالرابطة التكافئية**

ب — تعريف الرابطة التكافئية:

« نقول عن ذرتين أنهما مرتبطتان برابطة تكافئية عندما يضعان ثنائية إلكترونية مشتركة بينهما بحيث تقدم كل منهما إلكترونًا حراً من طبقتها السطحية »
و تمثل الرابطة التكافئية بثنائية نقطية (••) أو بخط (—)

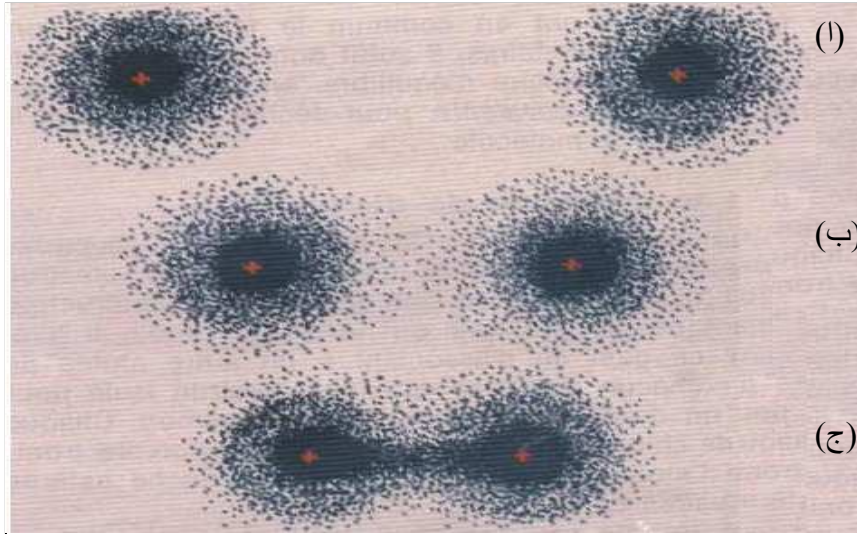
مثال:

— - 24°

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

٤ - نموذج لويس لتمثيل الجزيء:

١- مثال جزيء غاز النشادر NH_3 :

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

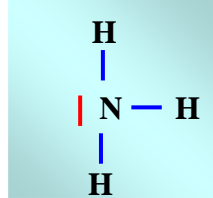
التوزيع الإلكتروني للذرة H ($Z = 1$) هو $(k)^1$

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:

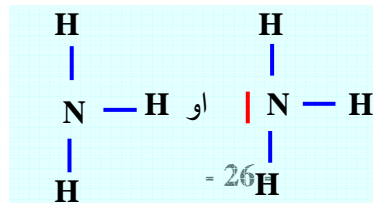


أي عندما يتحد مع ٣ ذرات من الهيدروجين يكتسب ٣ إلكترونات و تصبح بنيته

الإلكترونية تشبه بنية الغاز الخامل وهو Ne وكل ذرة هيدروجين تملك نفس

البنية الإلكترونية التي يملكها الغاز الخامل He، إذن ذرة الأزوت ترتبط بـ

٣ روابط تكافئية بسيطة مع كل ذرة H، طولها ١٠١,٤ 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:

| عدد الروابط التكافؤية $8 - p$ | عدد الإلكترونات في المدار الخارجي p | ذرة العنصر |
|----------------------------------|--|------------|
| ١ | ١ | H |
| ١ | ٧ | Cl |
| ٢ | ٦ | O |
| ٣ | ٥ | N |
| ٤ | ٤ | C |

الهيدروجين يحقق قاعدة الثمانية وبالتالي يشكل رابطة تكافؤية واحدة
 ج - تمثيل لويس لجزيء HCl (كلور الهيدروجين):
 جزيء كلور الهيدروجين يتكون من ذرتي الهيدروجين H و الكلور Cl
 التوزيع الإلكتروني لـ H هو $1(k)$

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

ليكن N_e عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية للذرة

$$N_e \text{ لـ H هو } 1$$

$$N_e \text{ لـ Cl هو } 7$$

ليكن N_t العدد الاجمالي للإلكترونات في الطبقات الخارجية

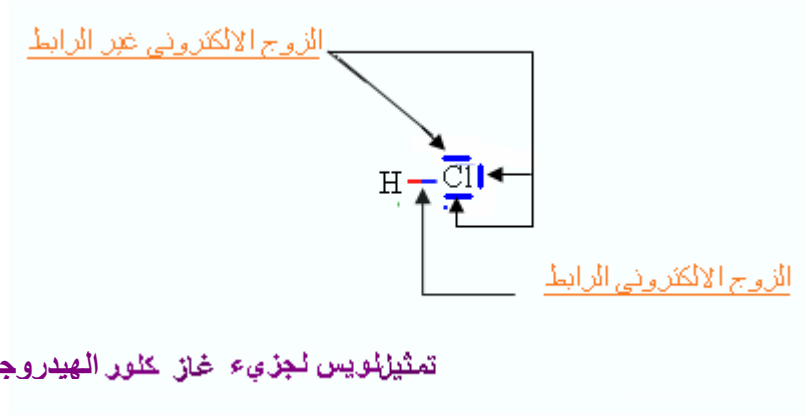
حيث :

$$N_t = 7 + 1 = 8$$

ليكن N_d عدد الثنائيات التي يمكن تحقيق (الرابطه و غير الرابطه)

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

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



ومنه يوجد ثنائية ترابطية واحدة تكافئية بين H و Cl و ٣ ثنائيات غير ترابطية كلها على ذرة Cl

إذن ترتبط ذرة الهيدروجين مع ذرة الكلور برابطة تكافئية كل واحدة تشارك بالكترونها الحر و يكونان بينهما ثنائية إلكترونية مشتركة ، تشبه البنية الإلكترونية لكل ذرة البنية الإلكترونية للغاز الخامل الأقرب إليها في الجدول الدوري ونمثل الصيغة المفصلة لـ كلور الهيدروجين HCl حسب لويس كالتالي



طول الرابطة التكافئية هي 127,4 pm

ملاحظة:

♦ ذرة الكلور شديدة الكهروسلبية بينما ذرة الهيدروجين شديدة الكهرواجابية و من هنا نقول إن الزوج الإلكتروني المشكل للرابطة التكافئية يميل أكثر إلى ذرة الكلور ، على هذا الأساس فإن الرابطة التكافئية (هيدروجين - كلور) هي **رابطة مستقطبة**

♦ أي أن الاختلاف في الكهروسلبية بين العنصرين (هيدروجين - كلور) كبير . ويمكن أن تكون الرابطة ضعيفة الاستقطاب (أو غير مستقطبة) إذا كان الاختلاف في الكهروسلبية بين العنصرين صغير .

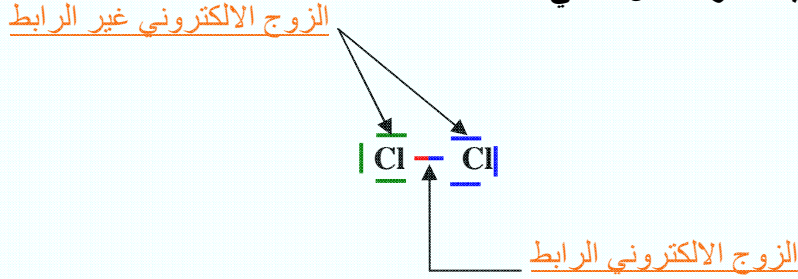
و من المنظور الإلكتروني، جزيء HCl يكافئ مجموعة شحنتين δ^- و δ^+



٥ / - تمثيل الصيغ المفصلة لبعض الجزيئات:

١- جزيء غاز الكلور : Cl₂

إن الرقم الذري لذرة الكلور $Z=17$ و التوزيع الإلكتروني له هو $(M)^7(L)^8(k)^2$. نستنتج أن الطبقة السطحية لذرة الكلور تفتقد لإلكترون واحد لكي تشبع، و تشبه البنية الإلكترونية 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 الإلكتروني غير الرابط كالتالي:



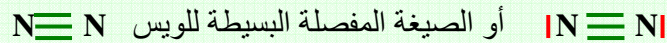
طول الرابطة التكافئية بين ذرتي الكلور هي $198,8 \text{ pm}$

ب - جزيء النتروجين N_2 :

إن الرقم الذري لذرة الازوت : $Z=7$

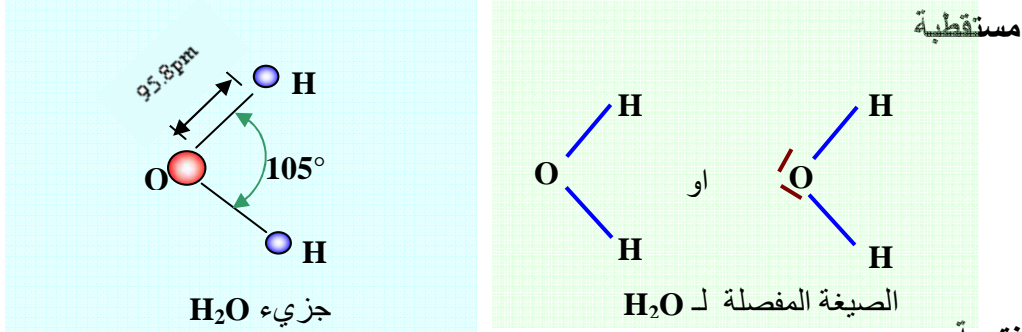
و التوزيع الإلكتروني له هو $(L)^5(k)^2$. نستنتج أن الطبقة السطحية لذرة الازوت تفتقد لـ ٣ إلكترون لكي تشبع، و تشبه البنية الإلكترونية للغاز الخامل وهو Ne ، لهذا السبب تشترك مع ذرة ازوت أخرى و تتشكل بينهما ٣ روابط تكافئية طولها $109,8 \text{ pm}$

و تمثل الصيغة المفصلة حسب لويس لجزيء النتروجين N_2 كالتالي:



د - جزيء الماء H_2O :

الرقم الذري للأكسجين هو $Z = 8$ ، أي عندما يتحد مع ذرتي الهيدروجين يكتسب إلكترونين و تصبح بنيته الإلكترونية تشبه بنية الغاز الخامل وهو Ne وكل ذرة هيدروجين تملك نفس البنية الإلكترونية 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



نتيجة:

إذا كانت الرابطة التكافئية مستقطبة يكون الجزيء مستقطب مما يعطي للنوع

الكيميائي بعض الخصائص:

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

٥ / - التماكب :

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

مثال ١ :

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 الإيثيلي و هو سائل ، بينما الثاني هو ثاني اكسيد الميثيل و هو عبارة عن غاز

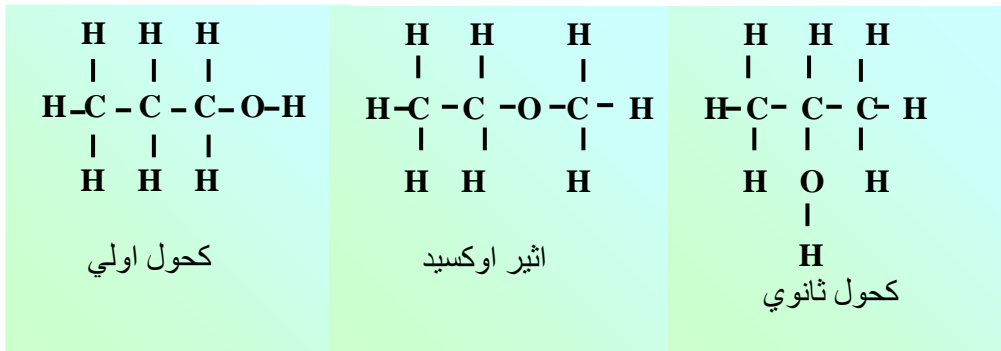
ملاحظة :

يمكن تمثيل المركب $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ بالصيغة نصف المفصلة كالتالي

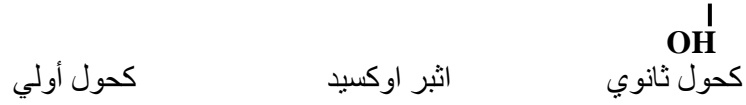


مثال ٢: كتابة الصيغ المفصلة ونصف المفصلة لجزيء $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

♦ جزيء $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ يملك ثلاث صيغ مفصلة



♦ الصيغ نصف المفصلة لـ جزيء $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

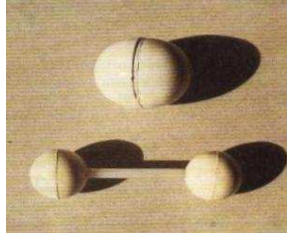


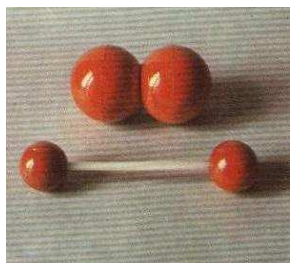
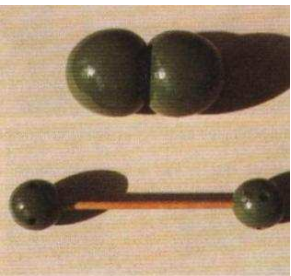
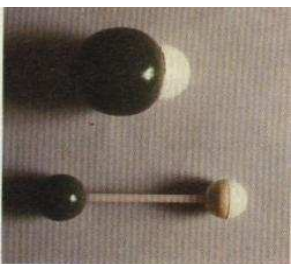
الاستنتاج :

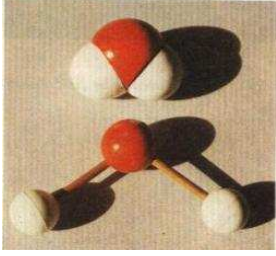

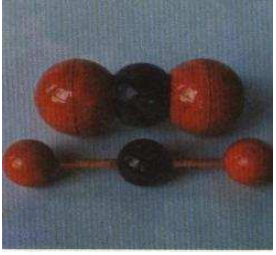
جزئي $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ يملك ثلاث مما كبات تختلف فيما بينها من حيث الصيغ المفصلة و كذلك من حيث الوظيفة الكيميائية

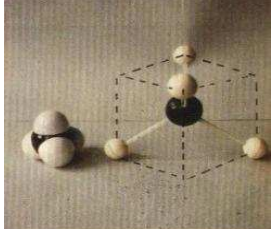
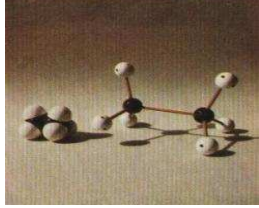
ملاحظة :

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

| النموذج المتراس و المتباعد | الصيغة المفصلة | تمثيل لويس | الصيغة الجزيئية | اسم الجزيء |
|---|----------------|------------|-----------------|----------------|
|  | H—H | H—H | H ₂ | غاز الهيدروجين |

| | | | | |
|--|---------|---|--------|---------------------|
|  | $O=O$ | $\text{ }\underline{O}=\underline{O}\text{ }$ | O_2 | غاز الأوكسجين |
|  | $CL-CL$ | $\text{ }\underline{CL}-\underline{CL}\text{ }$ | CL_2 | غاز الكلور |
|  | $H-CL$ | $H-\underline{CL}\text{ }$ | HCL | غاز كلور الهيدروجين |

| | | | | |
|--|--|---|----------------------|----------------------|
|  | $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ | $\text{H}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}-\text{H}$ | H_2O | الماء |
|  | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}-\text{H} \end{array}$ | NH_3 | غاز النشادر |
|  | $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ | $\text{ O}=\text{C}=\text{O} $ | CO_2 | غاز ثاني أكسيد الفحم |

| | | | | |
|---|--|--|-------------------------------|-------------|
|  | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | CH ₄ | غاز الميثان |
|  | $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ | C ₂ H ₆ | غاز الإيثان |

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 H₂ ، أو ثنائية كما في جزيء O₂ ، أو ثلاثية كما في جزيء NH₃.
- يمكن ان تكون لنفس الصيغة الجزيئية صيغ مفصلة مختلفة (التماكب) .

اسئلة التصحيح الذاتي

١/ - اوجد رقم تكافؤ الفوسفور P في الجزيئات التالية: P_2O_3 و P_2O_5 ماذا تستنتج ؟

٢/ - اكتب الصيغة الجزيئية للمركب الناتج من اتحاد الالومنيوم Al مع

الأكسجين O علما أن تكافؤ الالومنيوم هو ٣

٣/ - اعط تمثيل لويس الموافق لكل ذرة ، ثم استنتج رقم التكافؤ لكل عنصر من

العناصر التالية: ، Na ١١ ، Al ١٣

٤/ - اعط الصيغ نصف المفصلة باستعمال تمثيل لويس للجزيئات التالية

CCl_4, C_2H_2, C_2H_4

اجوبة التصحيح الذاتي

١ / - إيجاد رقم تكافؤ (x) للفوسفور P في الجزيء P_2O_5 :

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

ب - إيجاد رقم تكافؤ (x) للفوسفور P في الجزيء P_2O_3 :

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

نستنتج أن عنصر الفوسفور يتغير تكافؤه من جزيء إلى آخر

٢ / - كتابة الصيغة الجزيئية للمركب Al_xO_y

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

Al_xO_3 هي Al_2O_3

٣ / - تمثيل لويس و استنتاج رقم التكافؤ

| رقم التكافؤ | تمثيل لويس | العنصر |
|-------------|------------------|-----------|
| ١ | $\cdot Na$ | $_{11}Na$ |
| ٣ | $\cdot Al \cdot$ | $_{13}Al$ |

٤ / - تمثيل الصيغ نصف المفصلة حسب لويس :

| الصيغة | C_2H_4 | C_2H_2 | CCl_4 |
|---------|---------------|----------------|--|
| التمثيل | $CH_2 = CH_2$ | $CH \equiv CH$ | $\begin{array}{c} Cl \\ \\ Cl - C - Cl \\ \\ Cl \end{array}$ |