# المجال: المادة و تحولاتها

## الوحدة رقم 02: هندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية

### الكفاءات المستهدفة:

- يوظف نموذجي لويس و جيليسبي لإيجاد هندسة جزيء
- يوظف نموذج كرام لتمثيل الجزئيات على ورقة بأخذ بعين الاعتبار هندستهم
- يبرر بعض الخواص الفيزيائية و الكيميائية للأنواع الكيميائية باستعمال هندسة جزئياتهم .

## I- بنية جزئيات بعض الأنواع الكيميائية :

### 1- عموميات:

**أ- تعريف الجزيء:** هو فرد كيميائي متعادل كهربائيا، يتكون من عدد محدود من الذرات المترابطة فيما بينها.

**مثال:** جزيء الماء $H_2O$

**ب – أنواع الجزئيات :** هناك نوعان من الجزئيات

- **الجزيء البسيط:** يتكون من ذرة أو أكثر تنتمي إلى نفس العنصر الكيميائي.

**أمثلة:** $He$ ، $Ne$ ، $H_2$ ، $Cl_2$ ، $O_2$ ، $O_3$

- **الجزيء المركب:** يتكون من ذرتين أو أكثر تنتمي إلى عناصر كيميائية مختلفة.

**أمثلة:** $HCl$ ، $H_2O$ ، $NaOH$ ، $H_2SO_4$ ، $C_6H_{12}O_6$ ، $C_4H_{10}$

**جـ - الرابطة الكيميائية:** هي ارتباط ذرتين فيما بينهما للمساهمة في تكوين جزيء كيميائي.

**د – تكافؤ عنصر كيميائي :** هو عدد الالكترونات المنفردة ( العازبة ) في المدار الأخير لذرته ، و تسمى هذه الالكترونات ( الكترونات التكافؤ ) كما يعرف التكافؤ أيضا بعدد ذرات الهيدروجين أو الكلور التي يمكن أن ترتبط مع ذرة هذا العنصر .

**أمثلة:**

$K^1$ : $_1H$ عنصر الهيدروجين أحادي التكافؤ

$K^2K^4$ : $_6C$ عنصر الفحم رباعي التكافؤ

$K^2K^5$ : $_7N$ عنصر الأزوت ثلاثي التكافؤ

$_{8}O : K^{2}K^{6}$ عنصر الأوكسجين ثنائي التكافؤ

$_{9}F : K^{2}K^{7}$ عنصر الفلور أحادي التكافؤ

$_{17}Cl : K^{2}K^{8}M^{7}$ عنصر الكلور أحادي التكافؤ

## 2- نموذج لويس للرابطة التكافئية :

**أ- تمثيل لويس :** تمثل الثنائية الالكترونية بنقطتين أو بخط صغير ، و يمثل الإلكترون المنفرد بنقطة واحدة .

**ب- تعريف الرابطة التكافئية:** هي ارتباط ذرتين بالاشتراك في زوج أو زوجين أو ثلاثة أزواج من إلكترونات التكافؤ، بحيث أن كل ذرة تساهم بإلكترون لتكون زوجا مع إلكترون الذرة الثانية، يحقق الزوج الالكتروني المشترك ترابط الذرتين و استقرار الجزيء.

**جـ - تمثيل لويس للرابطة التكافئية :** تمثل الرابطة التكافئية بخط صغير ( أو بنقطتين ) يفصل بين رمزي العنصرين المترابطين .

أمثلة: $H-H$ ، $H-Cl$ ، $H-O-H$

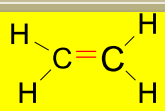
**د – أنواع الروابط التكافئية:**

**i- الرابطة البسيطة:** تتكون بين ذرتين بواسطة زوج من الالكترونات المنفردة، حيث تقدم كل ذرة إلكترون و تدعى هذه الثنائية ( الزوج الرابط ).

أمثلة: $H-H$ ، $Cl-Cl$ ، $H-Br$ ، $H-O-H$

**ii- الرابطة الثنائية:** تتكون بواسطة زوجين إلكترونيين حيث تقدم كل ذرة زوجا واحدًا من الالكترونات المنفردة.

أمثلة:

| غاز ثاني أكسيد الفحم | غاز ثنائي الأوكسجين | غاز الايثلين |
|---|---|---|
| O=C=O | O=O |  |

**iii - الرابطة الثلاثية:** تتكون بواسطة ثلاثة أزواج إلكترونية حيث تقدم كل ذرة ثلاثة إلكترونات منفردة.

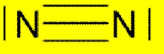
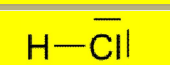
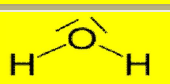
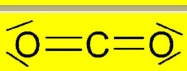
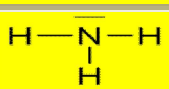
أمثلة:

| غاز الأسيتيلين | غاز النتروجين | حمض السيانيد |
|---|---|---|
| H−C≡C−H | N≡N | H−C≡N |

**هـ - تمثيل لويس للجزئيات :** لتمثيل جزيء بطريقة لويس تمثل كل الأزواج الالكترونية للطبقات الخارجية للذرات المكونة للجزيء سواء كانت هذه الأزواج رابطة أو غير رابطة.

**ملاحظة:** الزوج الإلكتروني الموجود في الطبقة الخارجية لذرة و الذي لا يدخل في تكوين رابطة مع الذرات الأخرى يسمى زوج غير رابط و نمثله بخط.

أمثلة:

| اسم الجزيء | الصيغة المجملة | تمثيل لويس |
|---|---|---|
| غاز ثنائي الهيدروجين | $H_2$ | $H-H$ |
| غاز الأزوت | $N_2$ |  |
| كلور الهيدروجين | $HCl$ |  |
| الماء | $H_2O$ |  |
| غاز ثاني أكسيد الفحم | $CO_2$ |  |
| غاز النشادر | $NH_3$ |  |

**و- إيجاد تمثيل لويس لجزيء :** لإيجاد تمثيل لويس لجزيء نجتاز سبعة مراحل .

1- نحدد الذرات المشاركة في تكوين الجزيء من الصيغة المجملة.

2- إيجاد التوزيع الإلكتروني لكل ذرة مشاركة في تكوين الجزيء .

3- إيجاد العدد الكلي للالكترونات الموجودة في الطبقة الخارجية لجميع الذرات المكونة للجزيء $n_t$ .

4- إيجاد العدد الكلي للأزواج الإلكترونية $n_d$ المحتملة.

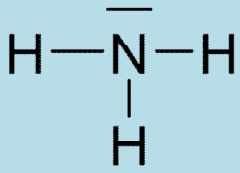
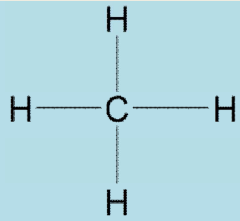
$$n_d = \frac{n_t}{2}$$

5- في محاولة أولى لتشكيل الجزيء نربط الذرات فيما بينها بروابط بسيطة.

6- نعد الأزواج غير الرابطة ثم نمثلها على كل ذرة ، باحترام قاعدة الثمانية

7- إذا لم تتحقق المرحلة السادسة، نحاول أن نعوض الروابط البسيطة بروابط ثنائية أولا، و إذا لم نجد الصيغة نعوضها بروابط ثلاثية.

أمثلة:

| الجزيء | عدد الالكترونات في المدار الخارجي لكل ذرة | تمثيل لويس |
|---|---|---|
| الماء $H_2O$ | لذرة الأوكسجين 6 الكترونات في المدار الخارجي $_8O : K^2L^6$<br>لذرة الهيدروجين 1 إلكترون واحد في المدار الخارجي $_1H : K^1$<br>$n_t = 6+2\times1 = 8 \Rightarrow n_d = \frac{n_t}{2} = \frac{8}{2} = 4 doublets$<br>**2 زوج رابط ، 2زوج غير رابط** | |
| النشادر $NH_3$ | لذرة الأزوت 5 الكترونات في المدار الخارجي $_7N : K^2L^5$<br>لذرة الهيدروجين 1 إلكترون واحد في المدار الخارجي $_1H : K^1$<br>$n_t = 5+3\times1 = 8 \Rightarrow n_d = \frac{n_t}{2} = \frac{8}{2} = 4 doublets$<br>**3 أزواج رابطة ، 1زوج غير رابط** |  |
| الميثان $CH_4$ | لذرة الكربون 4 الكترونات في المدار الخارجي $_6C : K^2L^4$<br>لذرة الهيدروجين 1 إلكترون واحد في المدار الخارجي $_1H : K^1$<br>$n_t = 4+4\times1 = 8 \Rightarrow n_d = \frac{n_t}{2} = \frac{8}{2} = 4 doublets$<br>**4 أزواج رابطة** |  |

**ملاحظة هامة :** نموذج لويس يدلنا على كيفية ارتباط الذرات فيما بينها لتكوين الجزيء ، و لكن لا يعطينا معلومات عن كيفية توضع هذه الذرات في الفضاء ( هندسة الجزيء الفراغية ) .

**ل- الصيغ المختلفة لتمثيل جزيء :**

**i- الصيغة المجملة ( الصيغة العامة ):** في هذه الصيغة نذكر فقط رموز و عدد الذرات المشكلة للجزيء.

أمثلة: $He$ ، $Zn$ ، $H_2$ ، $O_3$ ، $H_2O$ ، $NaOH$ ، $H_2SO_4$ ، $H_2O$ ، $C_6H_{12}O_6$

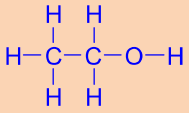
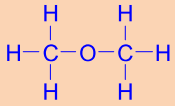
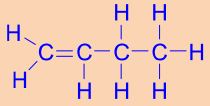
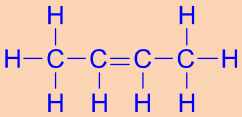
**ii – الصيغة المفصلة:** نذكر فيها رموز و عدد الذرات المشكلة للجزيء و نمثل فيها الأزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات بخطوط.

أمثلة:

| غاز ثاني أوكسيد الكربون | الماء | غاز الميثان | حمض السيانيد. |
|---|---|---|---|
| |  |  |  |

ي- **المماكبات:** هي أنواع كيميائية لها نفس الصيغة المجملة ، و لكنها تختلف في صيغها المفصلة ، و بالتالي في خواصها الفيزيائية و الكيميائية.

أمثلة:

| الصيغة العامة | الصيغ المفصلة | الاسم |
|---|---|---|
| $C_2H_6O$ |  | إثانول ( كحول ) |
| |  | أوكسيد الميثيل ( إيثر ) |
| $C_4H_8$ |  | بوتن-1 |
| |  | بوتن-2 |

## II - هندسة الجزيئات :

### 1- نموذج جليسبي لتحديد هندسة جزيء :

**1-أ/ مقدمة :** أقترح الكيمائي رونالد جيليسبي عام 1957 م تمثيلا للروابط التكافئية في الجزيئات تسمى بالنموذج ( VSEPR )

$(Valence\ shell\ Electrons\ pairs\ repulsion = \mathrm{Re}\ pulsion\ des\ paires\ Electroniques\ de\ la\ couche\ de\ valence)$

الذي يعتمد على التنافر الأصغري بين الروابط ( الأزواج الالكترونية الرابطة ) ، و يسمح بتحديد الزوايا التي تصنعها هذه الروابط فيما بينها في الفضاء . كما يسمح بتحديد الأبعاد بين مراكز الذرات المترابطة.

**1- ب / قاعدة التنافر الأصغري :** تكون هندسة الجزيئات فراغية أو مستوية أو خطية حسب عدد و طبيعة الذرات المشكلة للجزيء.

**1- ج / هندسة الجزيئات :** في نموذج جيليسبي يمثل الجزيء بالصيغة

$$AX_nE_m$$

A: الذرة المركزية

X : الذرات المحيطة بالذرة المركزية

n :يمثل عدد الأزواج الالكترونية الرابطة

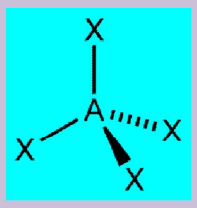
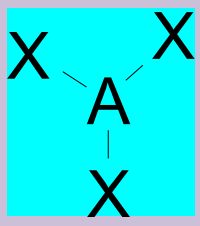
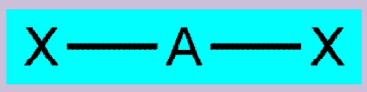
m : يمثل عدد الأزواج الالكترونية غير الرابطة

.

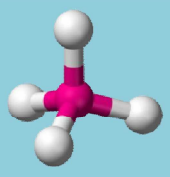
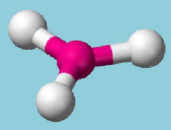
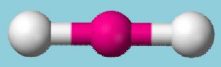
## 1- د/ تطبيق نموذج جليسبي :

**د -1/ الحالة الأولى:** إذا كانت الذرة المركزية A لها أزواج رابطة فقط نلاحظ الأشكال الهندسية التالية.

.

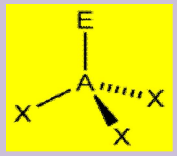
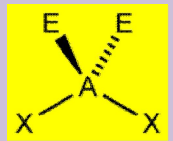
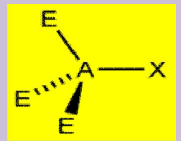
| $AX_4$ | $AX_3$ | $AX_2$ |
|---|---|---|
| جزيء رباعي الوجوه | جزيء مثلثي مستوي | جزيء خطي |
|  |  |  |
| 4 أزواج الكترونية رابطة | 3 أزواج الكترونية رابطة | 2 زوج الكتروني رابط |

أمثلة:

| النوع الكيميائي | غاز الميثان | كلور الألمنيوم | كلور البيريليوم |
|---|---|---|---|
| الصيغة المجملة | $CH_4$ | $AlCl_3$ | $BeCl_2$ |
| صيغة جليسبي | $AX_4$ | $AX_3$ | $AX_2$ |
| هندسة الجزيء |  |  |  |

.

**د-2/ الحالة الثانية:** إذا كانت الذرة المركزية A لها أزواج الكترونية رابطة و أخرى غير رابطة نلاحظ الأشكال الهندسية التالية.

| $AX_3E_1$ | $AX_2E_2$ | $AX_1E_3$ |
|---|---|---|
| جزيء هرمي | جزيء مرفقي | جزيء خطي |
|  |  |  |

.

أمثلة:

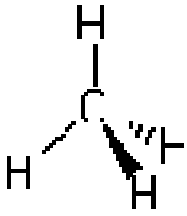
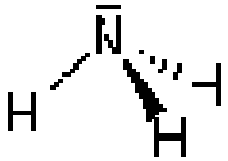
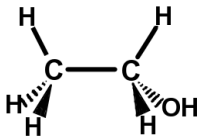
| النوع الكيميائي | الماء | غاز النشادر | غاز كلور الهيدروجين |
|---|---|---|---|
| الصيغة المجملة | $H_2O$ | $NH_3$ | $HCl$ |
| صيغة جليسبي | $AX_2E_2$ | $AX_3E_1$ | $AX_1E_3$ |
| هندسة الجزيء | | | |

## 2- نموذج كرام لتمثيل الجزيئات :

**2- أ/ تمثيل كرام :** تمثيل كرام يسمح لنا بتجسيد هندسة جزيء بأبعاده الثلاثة على ورقة ذات بعدين ، باستعمال المصطلحات التالية.

| رابطة على مستوى الورقة | رابطة أمام مستوي الورقة | رابطة خلف مستوي الورقة |
|---|---|---|
|  | | |

**2- ب/ تمثيل كرام للجزئيات :**

| غاز الميتان | غاز النشادر | الايثانول | كلور البيريليوم |
|---|---|---|---|
| $CH_4$ | $NH_3$ | $C_2H_5OH$ | $BeCl_2$ |
|  |  |  | |

**ملاحظة هامة:**

هناك عدة صيغ لجليسبي لم نتطرق لها في هذا الدرس مثل $AX_5$ ،$AX_6$ ،$AX_7$ ،$AX_3E_2$ ،$AX_4E_2$ ،$AX_4E_1$ ،$AX_6E_1$ ،$AX_2E_3$ ،$AX_5E_1$ لأننا لا نستطيع أن نتطرق لهذه الصيغ ما لم نكن نعرف التوزيع الالكتروني الحديث ، فنحن مطالبين في التعليم الثانوي باستعمال التوزيع الالكتروني القديم فقط .