الوحدة 01 : بنية و هندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية

I/ الأفراد الكيميائية و الأنواع الكيميائية

– **مفهوم الفرد الكيميائي :** كل دقيقة مجهرية (ميكروسكوبية) مكونة للمادة سواءا كانت جزيئا ، ذرة أو نظائرها : شاردة ، إلكترون أو نيترون

– **مفهوم النوع الكيميائي :** مجموعة من الجزيئات أو الشوارد أو الذرات المتماثلة التي تكون المادة (المستوى الماكروسكوبي) بحيث يمكن فصلها عن بعضها بطرق فيزيائية كالتقطير أو الترشيح.

أمثلة : - الماء : يتكون من جزيئات متماثلة (أفراد كيميائية) صيغتها الكيميائية H_2O - الحديد : يتكون من ذرات الحديد Fe

– ملح الطعام (كلور الصوديوم) : يتكون من شوارد الصوديوم Na^+ و شوارد الكلور Cl^- صيغته الكيميائية $NaCl$

– **خصائص النوع الكيميائي :** كل نوع كيميائي له خصائص كيميائية و فيزيائية تميزه عن الأنواع الأخرى من بينها : درجة الغليان و درجة التجمد / الكتلة الحجمية / قرينة الإنكسار للضوء / اللون ، الرائحة ....

مثال : الماء نوع كيميائي يتميز ب:

درجة غليانه 100° ، درجة تجمده 0° ، قرينة الإنكسار للضوء $n = 1.33$

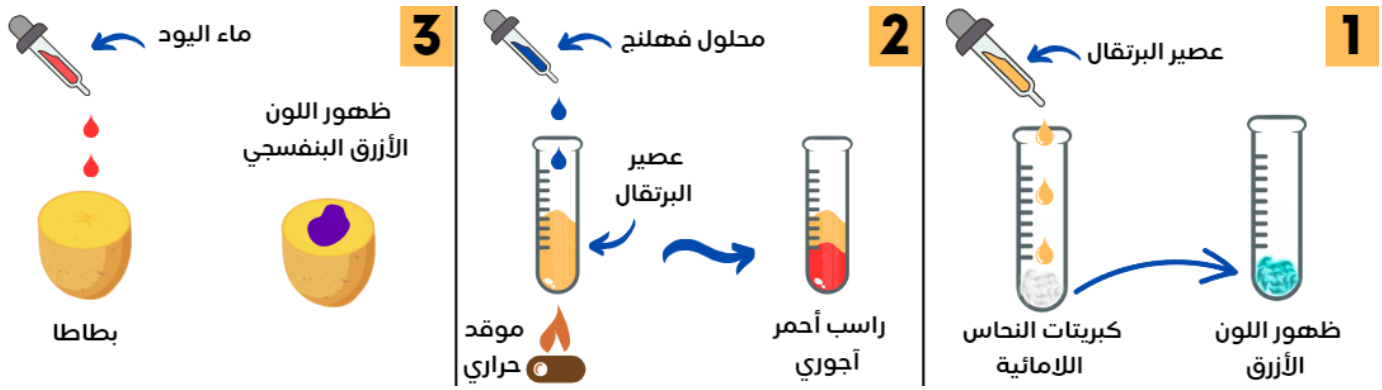
كتلته الحجمية : $\rho = 1\frac{g}{cm^3} = 1\frac{g}{ml} = 1\frac{kg}{l} = 1000\frac{g}{l} = 1000\frac{kg}{m^3}$

II/ الكشف عن بعض الأنواع الكيميائية

1– الكشف عن الماء : نعتمد على كبريتات النحاس اللامائية ذات اللون الأبيض الذي يصبح أزرقا في وجود الماء

2– الكشف عن الغلوكوز : نستعمل محلول فهلنج أزرق اللون حيث يتشكل لنا في وجود الغلوكوز راسب أحمر آجوري

3– الكشف عن النشاء : نستعمل اليود الذي يتحول لونه من البني المصفر إلى الأزرق البنفسجي



4– الكشف عن الحمض :

أ– **باستعمال الكواشف الملونة :** مثل أزرق البروموتيمول BBT ذو اللون الأخضر :

– في الوسط الحامضي : يتحول لونه إلى الأصفر

– في الوسط المعتدل : يحافظ على لونه الأخضر

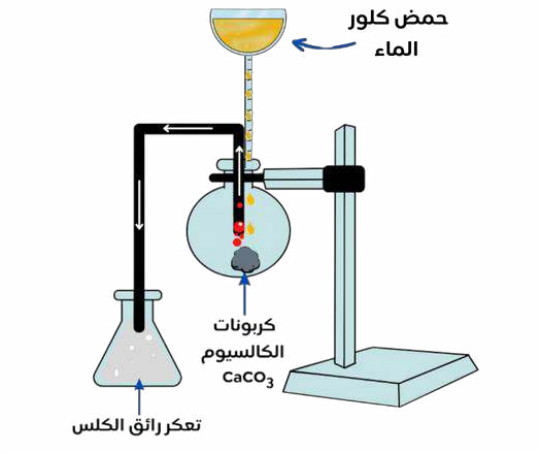
– في الوسط القاعدي : يتحول لونه إلى الأزرق

ب– باستعمال جهاز الـpH - متر لمعرفة درجة الحموضة بدقة عالية بينما ورق الـpH يكون أقل دقة :



5- الكشف عن غاز ثنائي أكسيد الكربون CO_2 :

نستعمل رائق الكلس الذي يتعكر (يتغير لونه من الشفاف إلى الأبيض الرمادي) عند تمرير الغاز فيه



6- الكشف عن بعض الشوارد :



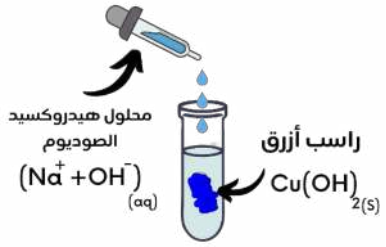
الكشف عن شوارد الكلور Cl^-



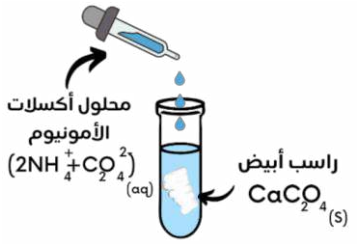
الكشف عن شوارد الكبريتات SO_4^{2-}



الكشف عن شوارد الحديد الثنائي Fe^{2+}



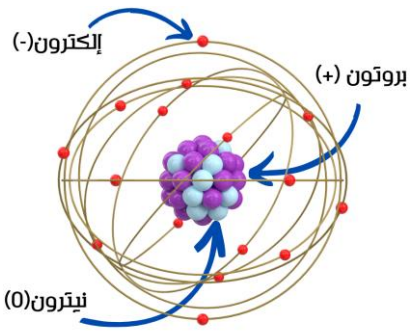
الكشف عن شوارد النحاس Cu^{2+}



الكشف عن شوارد الكالسيوم Ca^{2+}

III/ من النموذج الذري إلى العنصر الكيميائي

1- بنية الذرة -تطور نموذج الذرة- :



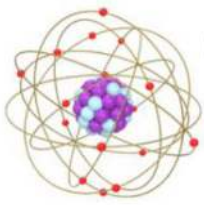
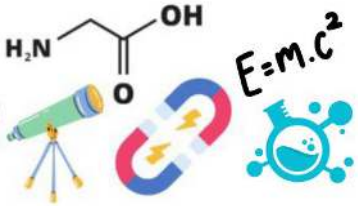
أ - نموذج رذرفورد : الذرة مكونة من نقطة مادية مركزية موجبة الشحنة ، تتمركز فيها معظم كتلة الذرة و تسمى النواة ، تحيط بها سحابة إلكترونية سالبة الشحنة و يفصل بينهما فراغ كبير (بنية فراغية)

ب- نظرية بور $Bohr$: ذرة أي عنصر كيميائي تتكون من نواة ثقيلة تحيط بها سحابة إلكترونية خفيفة تدور حولها في مدارات

- في النواة نوعان من الجسيمات الدقيقة هي : البروتونات p (موجبة الشحنة +) و النيترونات n (عديمة الشحنة 0) تدعى النويات أو النكليونات.

	البروتون $_1^1p$	النيترون $_0^1n$	الإلكترون $_{-1}^0e$
الكتلة (Kg)	1.67263×10^{-27}	1.67492×10^{-27}	9.1×10^{-31}
الشحنة (C)	1.6×10^{-19}	0	-1.6×10^{-19}

www.dzexams.com

لتقريب مفهوم البنية الفراغية : لو مثلنا النواة بكرة نصف قطرها $R_n = 1cm$ ، سنمثل الذرة بكرة نصف قطرها $R_a = 1km$

نتيجة : الذرة تتميز ببنية فراغية (أي أن حجم الذرة أكبر بكثير من حجم نواتها) ، نرمز لها بالرمز $^{A}_{Z}X$ بحيث :

Z (العدد الشحني) : عدد البروتونات أو الإلكترونات في الذرة المتعادلة كهربائيا **N :** عدد النيترونات

A (العدد الكتلي) : عدد النيكليونات $A = Z + N$

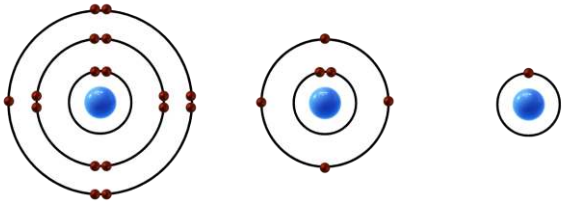
اسم العنصر	نواة العنصر	عدد البروتونات/الإلكترونات Z	عدد النيترونات N	العدد الكتلي A
الليثيوم	$^{7}_{3}Li$	3	4	7
الكربون	$^{12}_{6}C$	6	6	12
الأكسجين	$^{16}_{8}O$	8	8	16
الكلور	$^{35}_{17}Cl$	17	18	35
الصوديوم	$^{23}_{11}Na$	11	12	23

2– التوزيع الإلكتروني في الذرة : تتوزع الإلكترونات في مدارات (طبقات) ، كل مدار يستوعب عدد معين منها وفق العلاقة :

$$y = 2n^2$$

حيث n رقم الطبقة و y العدد الأعظمي للإكترونات ، فنحصل على الجدول التالي :

رقم الطبقة	اسم الطبقة	العدد الأعظمي للإلكترونات
1	K	2
2	L	8
3	M	18

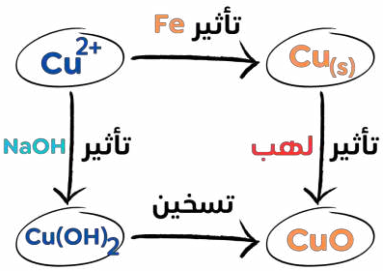


– نمثل رمزيا التوزيع الإلكتروني حيث نمثل الطبقة برمزها الحرفي ثم نشير إلى عدد الإلكترونات فيها كالتالي :

$_{6}C : (K)^{2}, (L)^{4}$ $_{18}Ar : (K)^{2}, (L)^{8}, (M)^{8}$ $_{9}F : (K)^{2}, (L)^{7}$

$_{11}Na : (K)^{2}, (L)^{8}, (M)^{1}$ $_{17}Cl : (K)^{2}, (L)^{8}, (M)^{7}$ $_{8}O : (K)^{2}, (L)^{6}$

3– انحفاظ العنصر الكيميائي : هو كل الأفراد (ذرة ، شوارد أو نظائر) التي لها نفس العدد الشحني **مثل النحاس :** شوارد النحاس Cu^{2+} ذرات النحاس Cu و نظائره و نلخص مجموعة من النتائج في المخطط التالي حيث نعلم أن عنصر النحاس مكون لعدة مركبات معينة و خلال مختلف التفاعلات الكيميائية هناك انحفاظ لعنصر النحاس.



4– النظائر و العدد الذري Z :

أ– النظائر : هي أنوية لنفس العنصر لها نفس العدد الشحني Z (عدد البروتونات) و تختلف في العدد الكتلي A و سبب اختلاف العدد الكتلي هو اختلاف عدد النيترونات N **مثل :**

عنصر الكربون : $^{12}_{6}C$ ، $^{13}_{6}C$ ، $^{14}_{6}C$ **عنصر الهيدروجين :** $^{1}_{1}H$ ، $^{2}_{1}H$ ، $^{3}_{1}H$ **عنصر الكلور :** $^{35}_{17}Cl$ ، $^{37}_{17}Cl$

ب– وحدة الكتل الذرية : على المستوى المجهري أخذت تقريبا كتلة بروتون كوحدة قياس للكتل ، سميت وحدة الكتل الذرية uma حيث : $1uma = 1.66055 \times 10^{-27}Kg$

www.dzexams.com

– الكتلة الذرية لعنصر تحسب وفق النسبة المئوية لكل نظير في عينة ، مثلا عنصر الكلور له نظيران $^{37}_{17}Cl\ (75\%)$ ، $^{35}_{17}Cl\ (25\%)$

فتكون : $m_{Cl} = \frac{(35\times25)+(37\times75)}{100} = 35.5uma$

بصفة عامة : لحساب الكتلة الذرية لعنصر له نظائر : $^{A1}_{Z}X_2\ (P_1\%)$ ، $^{A2}_{Z}X_1\ (P_2\%)$ نطبق العلاقة التالية :

$$m_X(uma) = \frac{(A_1 \times P_1) + (A_2 \times P_2)}{100}$$

ج– الشوارد :

عندما تفقد الذرة إلكترونا أو أكثر تصبح شاردة موجبة وفق المعادلة : $X \rightarrow X^{n+} + ne^-$

$Na \rightarrow Na^+ + 1e^-$ $\quad$ $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ $\quad$ $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$

عندما تكتسب الذرة إلكترونا أو أكثر تصبح شاردة سالبة وفق المعادلة : $X + ne^- \rightarrow X^{n-}$

$Cl + 1e^- \rightarrow Cl^-$ $\quad$ $O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$

5– الجدول الدوري للعناصر:

أعمدة / أسطر	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	الهيدروجين $^{1}_{1}H$							الهيليوم $^{4}_{2}He$
2	الليثيوم $^{7}_{3}Li$	البيريليوم $^{9}_{4}Be$	البور $^{11}_{5}B$	الكربون $^{12}_{6}C$	الآزوت $^{14}_{7}N$	الأكسجين $^{16}_{8}O$	الفلور $^{19}_{9}F$	النيون $^{20}_{10}Ne$
3	الصوديوم $^{23}_{11}Na$	المغنزيوم $^{24}_{12}Mg$	الألمنيوم $^{27}_{13}Al$	السيليسيوم $^{28}_{14}Si$	الفوسفور $^{31}_{15}P$	الكبريت $^{32}_{16}S$	الكلور $^{35}_{17}Cl$	الأرغون $^{40}_{18}Ar$
عدد التكافؤ	1	2	3	4	3	2	1	0
العائلة	القلائيات	القلائيات الترابية	العناصر الترابية				الهالوجينات	الغازات الخاملة

– توصل الكيميائيين مندلييف و ماير إلى اكتشاف عظيم و هو انه عند ترتيب العناصر حسب تزايد وزنها الذري Z في خطوط أفقية (أسطر) نحصل على عناصر متشابهة في الخواص الكيميائية مرتبة في نفس العمود و يسمى هذا الترتيب بالتصنيف الدوري للعناصر

أ– قاعدة الثنائية (لويس 1918) : الذرات التي تتميز بالعدد الذري (الشحني) Z يساوي أو أقل من 5 تسعى لإشباع طبقتها السطحية لتماثل الهيليوم $_2He: (K)^2$ و الذرات هي :

$_3Li: (K)^2, (L)^1 \rightarrow Li^+: (K)^2 \equiv {}_2He$ $\quad$ $_4Be: (K)^2, (L)^2 \rightarrow Be^{2+}: (K)^2 \equiv {}_2He$

$_5B: (K)^2, (L)^3 \rightarrow B^{3+}: (K)^2 \equiv {}_2He$

ب– قاعدة الثمانية الإلكترونية : الذرات التي تتميز بالعدد الذري $5 < Z > 18$ تسعى لتماثل الغاز الخامل الأقرب إليها :

النيون : $_{10}Ne: (K)^2, (L)^8$ أو الأرغون : $_{18}Ar: (K)^2, (L)^8, (M)^8$ مثل :

$$_9F: (K)^2, (L)^7 \rightarrow F^-: (K)^2, (L)^8 \equiv {}_{10}Ne \qquad _8O: (K)^2, (L)^6 \rightarrow O^-: (K)^2, (L)^8 \equiv {}_{10}Ne$$

$$_{17}Cl: (K)^2, (L)^8, (M)^7 \rightarrow Cl^-: (K)^2, (L)^8, (M)^8 \equiv {}_{18}Ar$$

$$_{16}S: (K)^2, (L)^8, (M)^6 \rightarrow S^{2-}: (K)^2, (L)^8, (M)^8 \equiv {}_{18}Ar$$

ج– موقع العنصر في الجدول الدوري : يتكون الجدول الدوري من أسطر و أعمدة بحيث تترتب العناصر فيه حسب تزايد العدد الذري من اليسار إلى اليمين ، و لتحديد موقع عنصر ما يجب معرفة رقم السطر و رقم العمود حيث :

رقم العمود : يحدد بعدد الإلكترونات في الطبقة السطحية لذرة العنصر

رقم السطر : يحدد بعدد الطبقات التي تحويها ذرة العنصر

مثال : ذرة عنصر الأكسجين بها 8 إلكترونات إذا : $_8O: (K)^2, (L)^6$

– رقم السطر يوافق عدد الطبقات ← السطر الثاني

– رقم العمود يوافق عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية ← العمود 6

و منه موقع العنصر في الجدول الدوري ، العمود الخامس السطر الثاني و نكتب : $(VI\ 2)$

6– كهروسلبية و كهروجابية عنصر كيميائي : إن فقدان أو اكتساب إلكترون الطبقة الخارجية لا يكون بنفس السهولة بالنسبة لكل العناصر على سبيل المثال عناصر العمود الأول تتحول بسهولة إلى شوارد موجبة (كاتيونات) بفقدان إلكترون الطبقة الأخيرة ، عكس عناصر العمود السابع التي تميل اكتساب إلكترون لتصبح شوارد سالبة (أيونات)

أ – الكهروسلبية : هي ميول عنصر كيميائي لاكتساب إلكترون من عنصر آخر ، فنقول عن الذرة التي اكتسبت أنها أكثر كهرسلبية من الذرة الأخرى و تزيد الكهروسلبية من اليسار إلى اليمين في السطر الواحد و من الأسفل إلى الأعلى في العمود الواحد

ب– الكهروجابية : هي ميول عنصر كيميائي لفقدان إلكترون، و تزيد الكهروجابية من اليمين إلى اليسار في السطر الواحد و من الأعلى إلى الأسفل في العمود الواحد

ج– التكافؤ : هو عدد الإلكترونات التي يمكن أن تكتسبها أو تفقدها الذرة للحصول على طبقة خارجية مشبعة

VI/ هندسة الجزيئات

– الرابطة التكافؤية : تتشكل الجزيئات عن طريق ارتباط الذرات ، و نقول عن ذرتين أنهما ترتبطان برابطة تكافؤية إذا كانتا تشتركان في زوج إلكتروني حيث تشارك إحداهما بإلكترون و تشارك الذرة الأخرى أيضا بإلكترون آخر لتشكيل الجزيء

– إذا كان الزوج الإلكتروني مشترك بين الذرتين نسميه زوج إلكتروني رابط أما إذا كان عكس ذلك فنسميه زوج إلكتروني غير رابط

– أنواع الرابط التكافؤية :

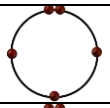
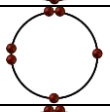
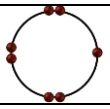
– رابطة تكافؤية بسيطة : رابطة تنشأ عن تقديم كل ذرة لإلكترون واحد فقط و يرمز لها بالرمز (–)

– رابطة تكافؤية ثنائية : رابطة تنشأ عن تقديم كل ذرة لإلكترونين اثنين و يرمز لها بالرمز (=)

– رابطة تكافؤية ثلاثية : رابطة تنشأ عن تقديم كل ذرة لثلاث إلكترونات و يرمز لها بالرمز (≡)

www.dzexams.com

1- تمثيل لويس للذرات : تمثل الذرة بالرمز الكيميائي للعنصر محاطا بإلكترونات الطبقة الخارجية (السطحية)

ذرة العنصر	التوزيع الإلكتروني	توزيع الإلكترونات في الطبقة الخارجية	تمثيل لويس للذرة
$_{7}N$	$(K)^2,(L)^5$		$\cdot\overline{\underline{N}}\cdot$
$_{16}S$	$(K)^2,(L)^8,(M)^6$		$\cdot\overline{\underline{S}}\cdot$
$_{10}Ne$	$(K)^2,(L)^8$		$\overline{\underline{\vert Ne \vert}}$
$_{17}Cl$	$(K)^2,(L)^8,(M)^7$		$\vert\overline{\underline{Cl}}\cdot$

2- تمثيل لويس للجزيئات : لتشكيل الجزيئات تتحد الذرات فيما بينها باستعمال إلكترونات الطبقة الخارجية (الإلكترونات العازبة) قصد تحقيق قاعدتي الثنائية و الثمانية الإلكترونية.

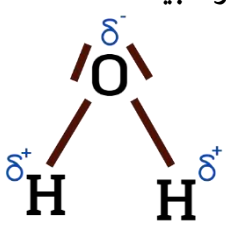
N_e : عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية للذرة

N_t : العدد الإجمالي للإلكترونات في الطبقة الخارجية

N_d : عدد الثنائيات التي يمكن أن تتحقق (الرابطة و غير الرابطة)

الجزيء	كلور الهيدروجين HCl	
الذرات المكونة له	H	Cl
التوزيع الإلكتروني لكل ذرة	$(K)^1$	$(K)^2,(L)^8,(M)^7$
N_e	1	7
N_t	$7+1=8$	
N_d	$\frac{8}{2}=4$	
توزيع الثنائيات و طبيعتها	$H-\overline{\underline{Cl}}\vert$	- 3 ثنائيات غير رابطة - ثنائية رابطة
القاعدتين	- قاعدة الثنائية محققة لذرة الهيدروجين - قاعدة الثمانية محققة لذرة الكلور	

3- الرابطة المستقطبة و غير المستقطبة : عند إرتباط ذرتين ، الزوج الإلكتروني ينجذب نحو الأكثر كهروسلبية



- إذا كان الإختلاف في الكهروسلبية بين العنصرين كبيرا تكون الرابطة التكافؤية مستقطبة

- إذا كان الاختلاف ضعيفا تكون الرابطة التكافؤية ضعيفة الإستقطاب أو غير مستقطبة

مثال : جزيء الماء H_2O

4- الصيغ الكيميائية :

www.dzexams.com

أ– الصيغ الكيميائية المجملة : كتابات رمزية تشير إلى عدد و نوع ذرات العناصر المكونة للجزيء و لكنها لا تبين كيفية ارتباطها فيما بينها و لا تركيبها فضائيا مثل : NH_3 ، C_2H_6 ، CO_2

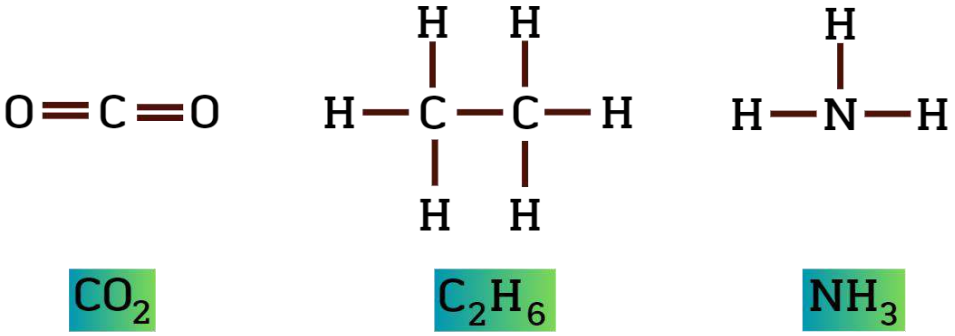
نقطة مهمة :

ذرية جزيء : هي عدد ذرات العناصر المكونة للجزيء و نرمز لها بالرمز n

مثال : $C_6H_{12}O_6$ $\quad n = 24$

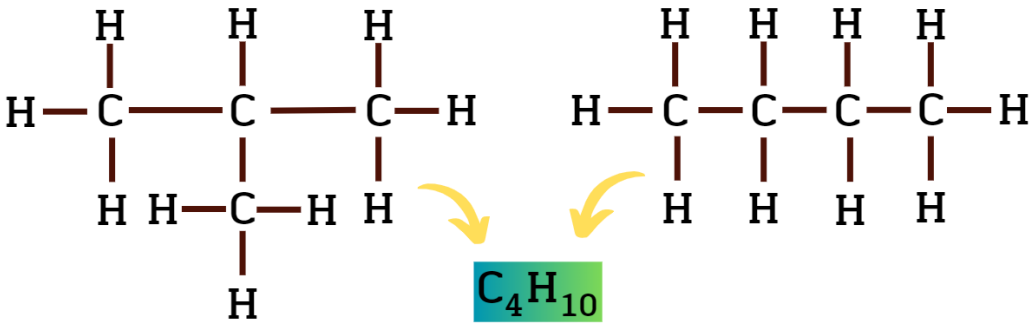
ب– الصيغ الكيميائية المفصلة : تبين كيفية ارتباط العناصر فيا بينها باستعمال نموذج لويس و نمثل الثنائيات الرابطة فقط

أمثلة :



ج– المتماكبات : التماكب هو تماثل أكثر من مركب في الصيغة الجزيئية المجملة و اختلافها في الصيغ المفصلة

مثال :



5– نموذج جليسبي : اعتمد جليسبي على الذرة المركزية للجزيء التي لها أكبر عدد تكافؤ (التي تشكل أكبر عدد روابط تكافؤية) ، حيث تتموضع هذه الثنائيات في الفضاء بطريقة تقلل التنافر بينهما يكون أقل ما يمكن.

صيغة نموذج جليسبي من الشكل : AX_nE_m

A : يرمز للذرة المركزية

X : يرمز للذرة المرتبطة بالذرة المركزية

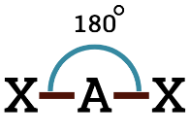
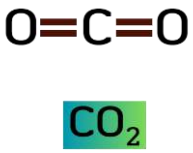
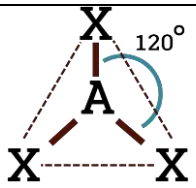
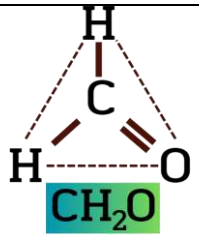
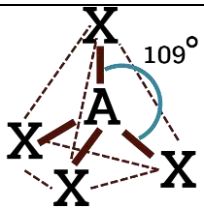
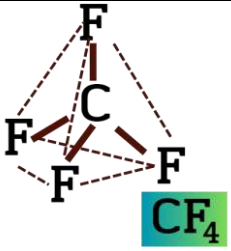
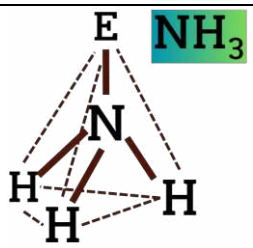
n : عدد الذرات المرتبطة بالذرة المركزية (عدد الروابط التكافؤية لها)

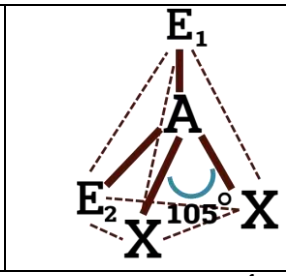
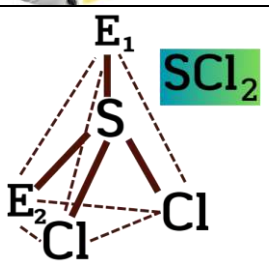
E : يرمز للأزواج الإلكترونية غير الرابطة للذرة المركزية

m : عدد الأزواج الإلكترونية غير الترابطية للذرة المركزية

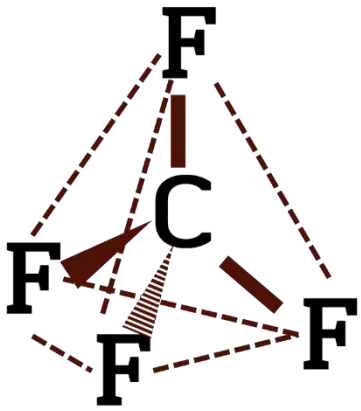
"Discipline and continuity are the bridge between your goals and achieving them"

"الانضباط و الاستمرارية هما الجسر بين أهدافك و بين تحقيقها"

نموذج جليسبي	الشكل الهندسي	الزاوية بين الروابط التكافؤية	مثال
AX_2E_0	خطي		
AX_3E_0	مثلث مستو		
AX_4E_0	رباعي وجوه منتظم		
AX_3E_1	هرمي		

AX_2E_2	مرفقي		

6- نموذج كرام : للتعبير عن بنية الجزيئات فضائيا و إبراز الشكل الهندسي أكثر ، اقترح العالم كرام تمثيلا رمزيا للجزيئات يحدد موضع الروابط في الفضاء



رابطة تقع في المستوي

رابطة أمامية

رابطة خلفية

CF_4

