

الوحدة 01 : بنية و هندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية

I / الأفراد الكيميائية و الأنواع الكيميائية

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

– 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 $n = 1.33$

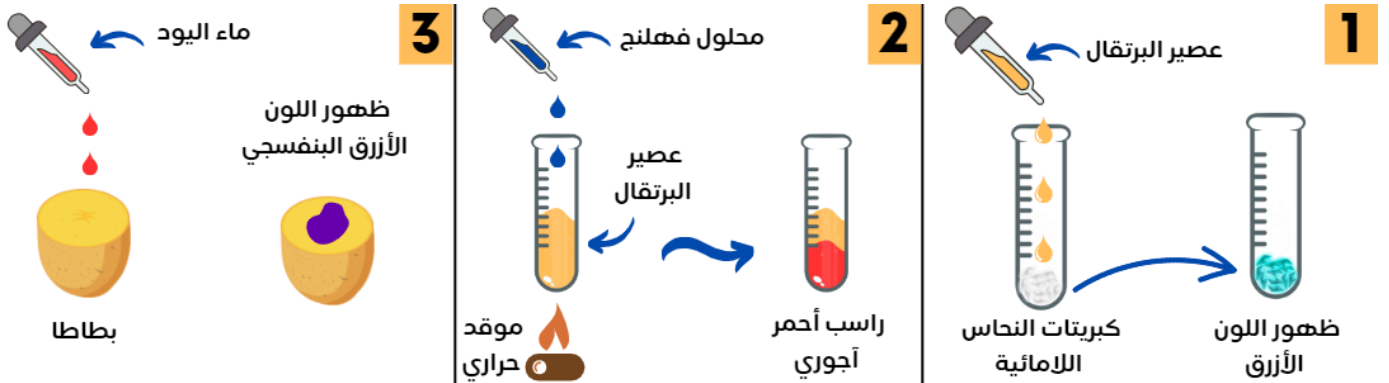
كثافته الحجمية : $\rho = 1 \frac{g}{cm^3} = 1 \frac{g}{ml} = 1 \frac{kg}{l} = 1000 \frac{g}{l} = 1000 \frac{kg}{m^3}$

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 أجوري

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 البروموثيمول BBT ذو اللون الأخضر :

– في الوسط الحامضي : يتحول لونه إلى الأصفر

– في الوسط المعتدل : يحافظ على لونه الأخضر

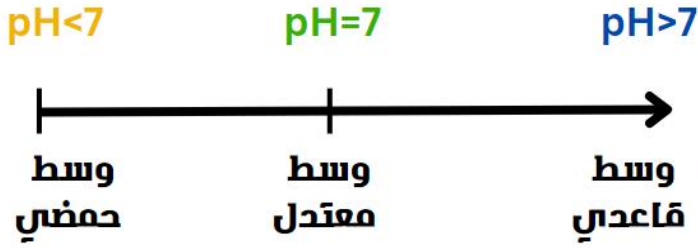
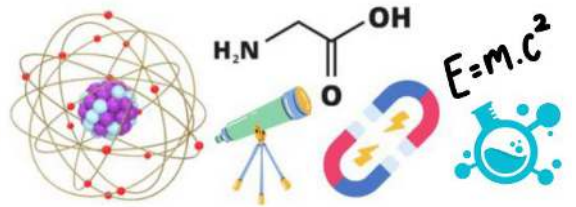
– في الوسط القاعدي : يتحول لونه إلى الأزرق

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



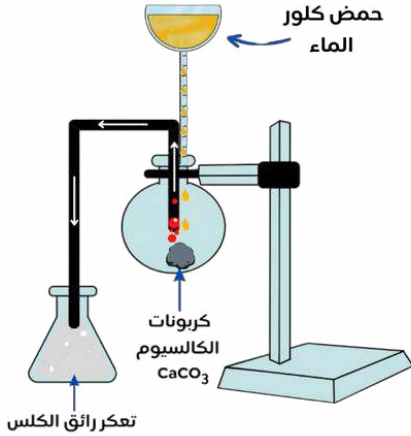
الطور الثانوي
04 متوسط

الأستاذ هائل

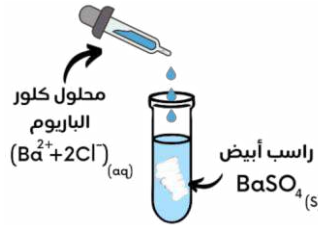


5- الكشف عن غاز ثنائي أكسيد الكربون CO₂ :

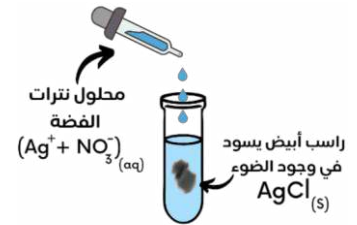
نستعمل رائق الكلس الذي يتعكر (يتغير لونه من الشفاف إلى الأبيض الرمادي) عند تمرير الغاز فيه



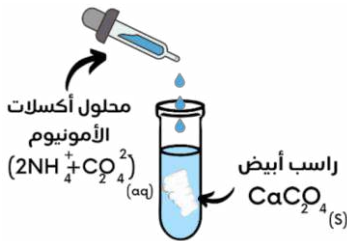
6- الكشف عن بعض الشوارد :



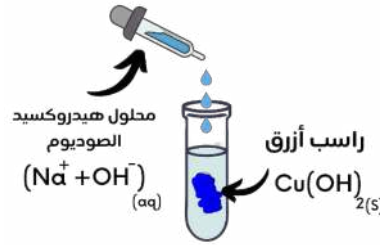
الكشف عن شوارد الكبريتات SO₄²⁻



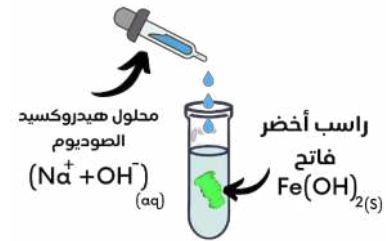
الكشف عن شوارد الكلور Cl⁻



الكشف عن شوارد الكالسيوم Ca²⁺



الكشف عن شوارد النحاس Cu²⁺

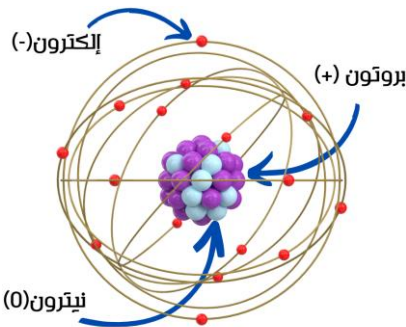


الكشف عن شوارد الحديد الثنائي Fe²⁺

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 وتسمى 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

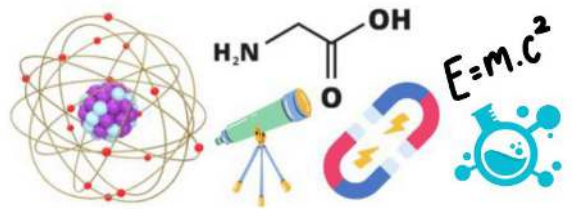
- في النواة نوعان من الجسيمات الدقيقة هي : البروتونات p (موجبة الشحنة +) و النيوترونات n (عديمة الشحنة 0) تدعى النويات أو النكليونات.

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



الطور الثانوي
04 متوسط

الأستاذ هائل



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

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

Z (العدد الشحني): عدد البروتونات أو الإلكترونات في الذرة المتعادلة كهربائياً N : عدد النيوترونات

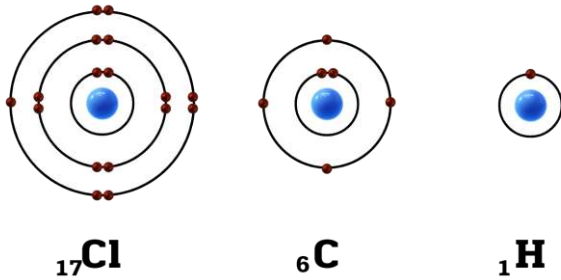
A (العدد الكتلي): عدد النيكليونات $A = Z + N$

اسم العنصر	نواة العنصر	عدد البروتونات/الإلكترونات Z	عدد النيوترونات N	العدد الكتلي A
الليثيوم	${}^7_3\text{Li}$	3	4	7
الكربون	${}^{12}_6\text{C}$	6	6	12
الأكسجين	${}^{16}_8\text{O}$	8	8	16
الكلور	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	18	35
الصوديوم	${}^{23}_{11}\text{Na}$	11	12	23

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

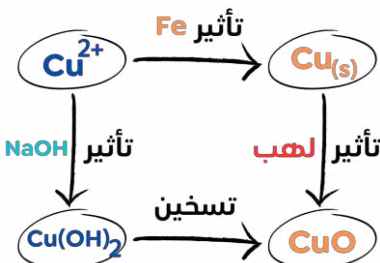
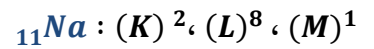
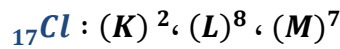
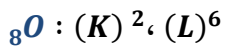
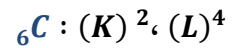
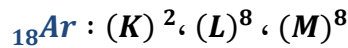
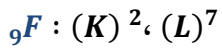
$$y = 2n^2$$

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



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

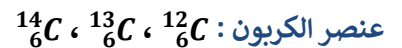
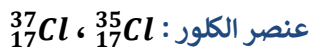
– نمثل رمزيًا التوزيع الإلكتروني حيث نمثل الطبقة برمزها الحرفي ثم نشير إلى عدد الإلكترونات فيها كالتالي:



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 ونظائره 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.

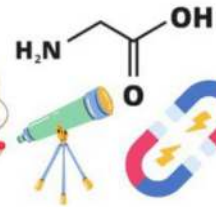
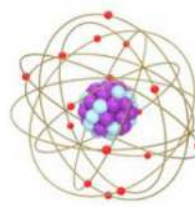
4- النظائر و العدد الذري Z :

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 النيوترونات N مثل:



ب- وحدة الكتل الذرية: على المستوى المجهرى أخذت تقريبًا كتلة بروتون كوحدة قياس للكتل، سميت وحدة الكتل الذرية

uma حيث: $uma = 1.66055 \times 10^{-27}\text{Kg}$



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

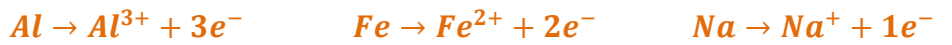
$$m_{\text{Cl}} = \frac{(35 \times 25) + (37 \times 75)}{100} = 35.5 \text{ uma}$$

بصفة عامة : لحساب الكتلة الذرية لعنصر له نظائر : $^{A_2}_{Z}X_2 (P_1\%)$ ، $^{A_1}_{Z}X_1 (P_2\%)$ نطبق العلاقة التالية :

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

ج- الشوارد :

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



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

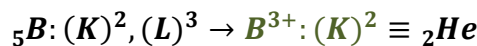
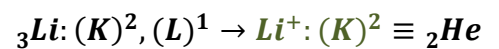
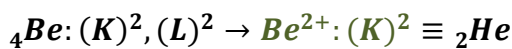


5- الجدول الدوري للعناصر:

أعمدة أسطر	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	الهيدروجين ن ^1_1H							الهيليوم ^4_2He
2	الليثيوم ^7_3Li	البيريليوم ^9_4Be	البور $^{11}_5\text{B}$	الكربون $^{12}_6\text{C}$	الآزوت $^{14}_7\text{N}$	الأكسجين $^{16}_8\text{O}$	الفلور $^{19}_9\text{F}$	النيون $^{20}_{10}\text{Ne}$
3	الصوديوم $^{23}_{11}\text{Na}$	المغنزيوم $^{24}_{12}\text{Mg}$	الألمنيوم $^{27}_{13}\text{Al}$	السيلسيوم $^{28}_{14}\text{Si}$	الفوسفور $^{31}_{15}\text{P}$	الكبريت $^{32}_{16}\text{S}$	الكلور $^{35}_{17}\text{Cl}$	الأرغون $^{40}_{18}\text{Ar}$
عدد التكافؤ	1	2	3	4	3	2	1	0
العائلة	القلائيات	القلائيات الترابية	العناصر الترابية				الهالوجينات	الغازات الخاملة

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

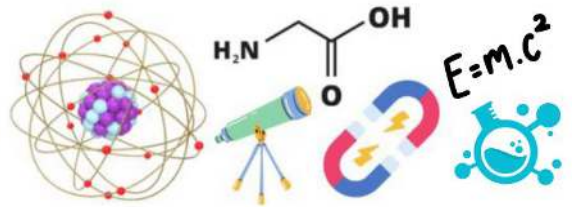
أ- قاعدة الثمانية (لويس 1918) : الذرات التي تتميز بالعدد الذري (الشحني) Z يساوي أو أقل من 5 تسعى لإشباع طبقتها السطحية لتماثل الهيليوم $^2\text{He} : (K)^2$ والذرات هي :



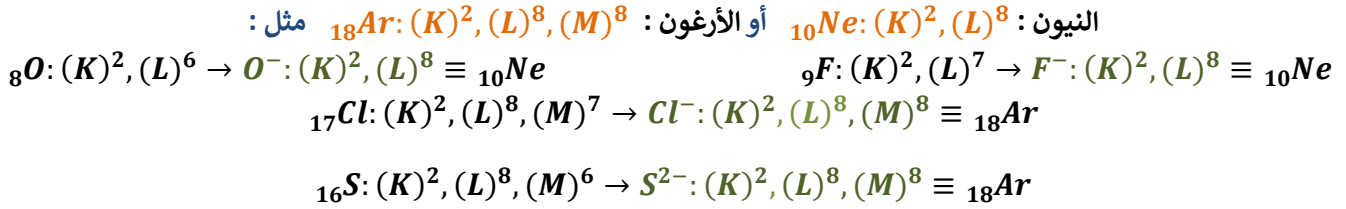


الطور الثانوي
04 متوسط

الأسنان هائل



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



ج- موقع العنصر في الجدول الدوري : يتكون الجدول الدوري من أسطر وأعمدة بحيث تترتب العناصر فيه حسب تزايد العدد الذري من اليسار إلى اليمين ، ولتحديد موقع عنصر ما يجب معرفة رقم السطر ورقم 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 : $_{8}O: (K)^2, (L)^6$

رقم السطر يوافق عدد الطبقات ← السطر الثاني

رقم العمود يوافق عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية ← العمود 6

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

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

أ- الكهروسلبية : هي ميول عنصر كيميائي لاكتساب إلكترونات من عنصر آخر ، فنقول عن الذرة التي اكتسبت أنها أكثر كهروسلبية من الذرة الأخرى وتزيد الكهروسلبية من اليسار إلى اليمين في السطر الواحد ومن الأسفل إلى الأعلى في العمود الواحد

ب- الكهروإيجابية : هي ميول عنصر كيميائي لفقدان إلكترونات ، وتزيد الكهروإيجابية من اليمين إلى اليسار في السطر الواحد ومن 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 ، ونقول عن ذرتين أنهما ترتبطان برابطة تكافؤية إذا كانتا تشتركان في زوج إلكتروني حيث تشارك إحدهما بالإلكترونات وتشارك الأخرى أيضا بالإلكترونات 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 الرابطة التكافؤية :

رابطة تكافؤية بسيطة : رابطة تنشأ عن تقديم كل ذرة لإلكترون واحد فقط ويرمز لها بالرمز (-)

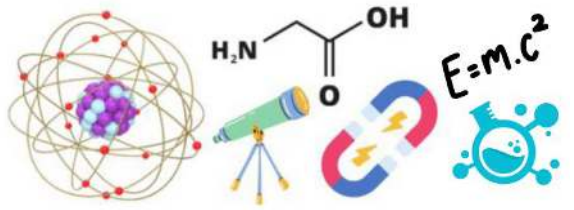
رابطة تكافؤية ثنائية : رابطة تنشأ عن تقديم كل ذرة لإلكترونين اثنين ويرمز لها بالرمز (=)

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



الطور الثانوي
04 متوسط

الأستاذ هائل



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

تمثيل لويس للذرة	توزيع الإلكترونات في الطبقة الخارجية	التوزيع الإلكتروني	ذرة العنصر
$\cdot \bar{\text{N}} \cdot$		$(K)^2, (L)^5$	${}_7\text{N}$
$\cdot \bar{\text{S}} \cdot$		$(K)^2, (L)^8, (M)^6$	${}_{16}\text{S}$
$ \bar{\text{Ne}} $		$(K)^2, (L)^8$	${}_{10}\text{Ne}$
$ \bar{\text{Cl}} \cdot$		$(K)^2, (L)^8, (M)^7$	${}_{17}\text{Cl}$

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

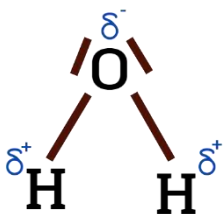
N_e : عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية للذرة

N_t : العدد الإجمالي للإلكترونات في الطبقة الخارجية

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

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

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



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

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

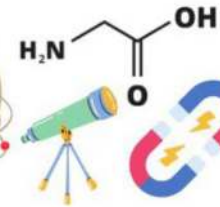
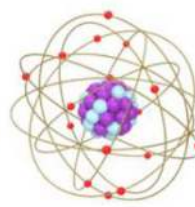
مثال : جزيء الماء H_2O

4- الصيغ الكيميائية :



الطور الثانوي
04 متوسط

الأستاذ هائل



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 : CO_2 ، C_2H_6 ، NH_3

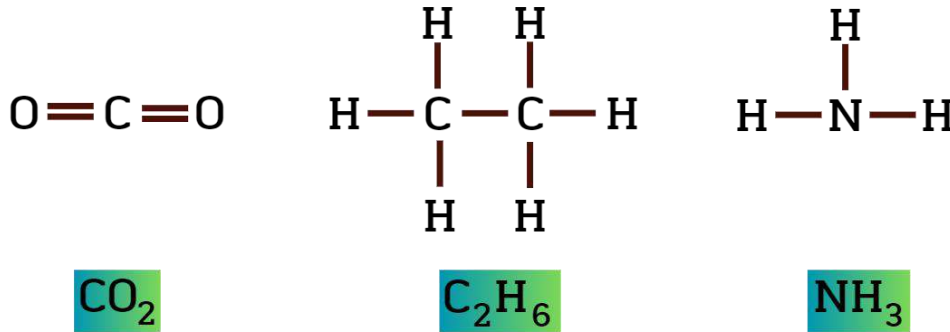
نقطة مهمة :

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

مثال : $C_6H_{12}O_6$ $n = 24$

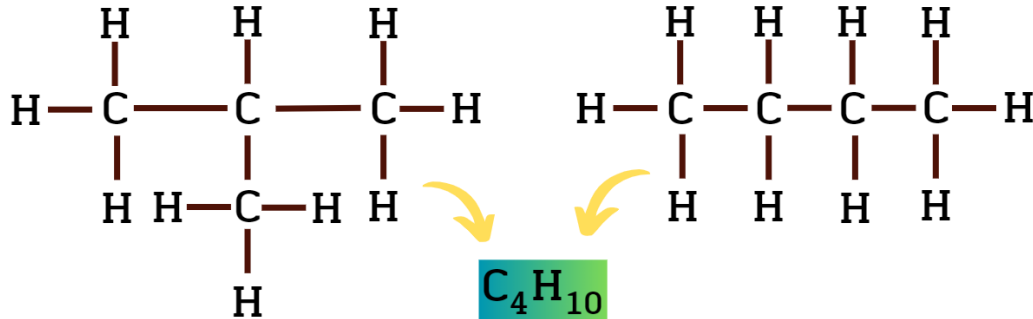
ب- الصيغ الكيميائية المفصلة : تبين كيفية ارتباط العناصر فيما بينها باستعمال نموذج لويس و نمثل الثنائيات الرابطة فقط

أمثلة :



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

مثال :

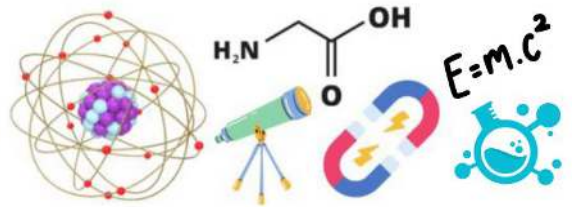


5- نموذج جليسي : اعتمد جليسي على الذرة المركزية للجزيء التي لها أكبر عدد تكافؤ (التي تشكل أكبر عدد روابط تكافؤية) ، حيث تتموضع هذه الثنائيات في الفضاء بطريقة تقلل التنافر بينهما يكون أقل ما يمكن.



الطور الثانوي
04 متوسط

الأستاذ هائل



صيغة نموذج جليسي 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)

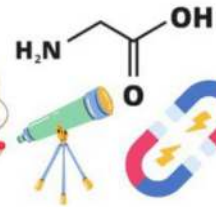
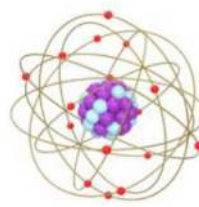
E: يرمز للأزواج الإلكترونية غير الرابطة للذرة المركزية

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“

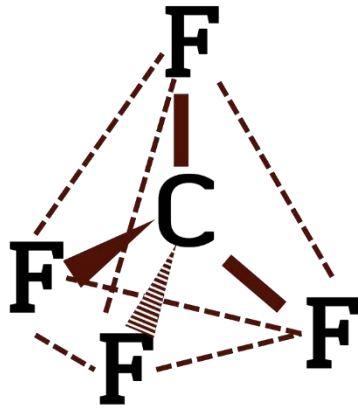
مثال	الزاوية بين الروابط التكافؤية	الشكل الهندسي	نموذج جليسي
$O=C=O$ CO_2	180° 	خطي	AX_2E_0
 CH_2O	120° 	مثلث مستو	AX_3E_0
 CF_4	109° 	رباعي وجوه منتظم	AX_4E_0
 NH_3		هرمي	AX_3E_1



$$E=mc^2$$

		مرفقي	AX_2E_2
--	--	-------	-----------

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



- رابطه تقعر في المستوي
- رابطه أمامية
- رابطه خلفية

