كلية التربية للعلوم الصرفة

القسم: الكيمياء

المرحلة: الاولى

أستاذ المادة: د. محمد غنام مخلف العبيدي

اسم المادة باللغة العربية: الكيمياء العضوية

اسم المادة باللغة الإنكليزية: Organic Chemistry

اسم المحاضرة الاولى باللغة العربية: التركيب الذري

اسم المحاضرة الاولى باللغة الإنكليزية: Atomic Structure

التركيب الذري *Atomic Structure*

تحتوي الذرة على دقائق أولية *Particles* تبلغ 30 تقريباً من الدقائق التي تم اكتشافها أو افترض وجودها ، ومن أهم هذه الدقائق البروتونات *Protons* والنيوترونات *Neutrons* والالكترونات *Electrons* .

النواة *Nucleus*

تقع في مركز الذرة وتحتوي على البروتونات p (موجبة الشحنة) والنيوترونات n (متعادلة الشحنة) وتمثل النواة كل كتلة الذرة تقريباً في حين تمثل جزء بسيط من حجم الذرة ويدور حول النواة الالكترونات e (سالبة الشحنة) في مستويات ثابتة بسبب تساوي قوة الطرد المركزي مع قوة التجاذب بين النواة والالكترونات .

العدد الذري *Atomic Number* Z

هو عدد البروتونات في النواة ويساوي عدد الالكترونات التي تدور حولها ويكتب اسفل رمز العنصر $Z = p = e$.

س: ما هو عدد البروتونات و الية : $^{16}_{8}O$ $^{12}_{6}C$ $^{19}_{9}F$ ؟

محتوى المحاضرة الأولى

ج : ذرة الأوكسجين العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات = 8

عدد النيوترونات = عدد الكتلة – العدد الذري = 16 – 8 = 8

ذرة الكاربون : عدد النيوترونات = 12 – 6 = 6

ذرة الفلور : عدد النيوترونات = 19 – 9 = 10

الكهروسالبية *Electronegativity*

هي قدرة النواة على جذب الكترونات التكافؤ (الكترونات الاصرة) نحوها ، وتزداد في الدورة الواحدة من اليسار لليمين نتيجة لزيادة عدد الالكترونات وثبات غلاف التكافؤ وتتناقص في الزمرة الواحد من الأعلى للأسفل بسبب كبر حجم الذرة.

تميل الفلزات (عادة ما تحتوي على أقل من 4 الكترونات في غلاف التكافؤ) الى فقدان الكترونات التكافؤ بسبب كهروسالبيتها الواطئة بينما تميل اللافلزات (عادة ما تحتوي على أكثر من 4 الكترونات في غلاف التكافؤ) لاكتساب الالكترونات بسبب كهروسالبيتها العالية وبالتالي تنشأ الاصرة الأيونية بين فلز ولافلز ليصل كل منهما الى الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل $ns^2\ np^6$ وهو ما يعرف بـ قاعدة الثمانية The Octet Rule .

TABLE 1.3 The Electronegativities of Selected Elements[a]

IA	IIA	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H 2.1								
Li 1.0	Be 1.5			B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2			Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0							Br 2.8
								I 2.5

increasing electronegativity →

increasing electronegativity ↑

[a]Electronegativity values are relative, not absolute. As a result, there are several scales of electronegativities. The electronegativities listed here are from the scale devised by Linus Pauling.

الجدول التالي يوضح قيم الكهروسالبية لبعض العناصر الشائعة في الكيمياء العضوية

H 2.1						
Li 1.0	Be 1.6	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0					Br 2.8
						I 2.5

الأواصر الكيميائية — *Chemical Bonds*

تعرف الآصرة الكيميائية بأنها قوة فيزيائية ذات طبيعة كهربائية تجاذبية بين الذرات . وتميل الذرات الى تكوين الاواصر لغرض الوصول الى ترتيب الكتروني اكثر استقراراً عن طريق اشباع غلافها الخارجي بالإلكترونات أما بفقدان أو باكتساب الالكترونات أو المشاركة بها وحصول الذرة على ترتيب الكتروني مشبع مشابه للترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل ***Inert Gas*** ($_{18}Ar$, $_{10}Ne$, $_{2}He$) . وعادة ما تكون عملية تكوين الآصرة الكيميائية مصحوبة دائماً بتحرير طاقة :

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + Energy$$

$$C + O_2 \rightarrow 2CO + Energy$$

شروط تكوين الأواصر

يعتمد نشوء أي نوع من الأواصر على :

1. الترتيب الالكتروني للذرات (موقعها في الجدول الدوري) .
2. قيمة كهروسالبيتها (ميلها لفقدان ، اكتساب او المشاركة بالإلكترونات) .

أنواع الاواصر الكيميائية

1. الآصرة الأيونية	*Ionic Bond*
2. الآصرة التساهمية	*Covalent Bond*
3. الآصرة التساهمية المستقطبة	*Polar Covalent Bond*
4. الآصرة التساهمية التناسقية	*Co-ordination* **Bond**
5. الآصرة الهيدروجينية	*Hydrogen Bond*
6. الآصرة الفلزية	*Metallic Bond*
7. قوى فان درفالز	*Van der Waals Forces*

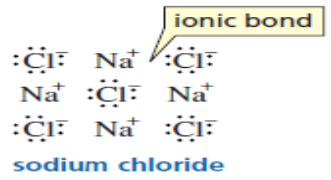
1. الآصرة (الرابطة) الأيونية *Ionic Bond*

وهي عبارة عن قوة جذب كهربائي بين أيونين مختلفين في الشحنة وتنتج الآصرة الأيونية نتيجة الانتقال الكامل لإلكترون او اكثر بين ذرتين مختلفتين في الكهروسالبية بمقدار (2) وحدتين على الاقل بحيث يكون لإحدى الذرتين قوة جذب كبيرة للإلكترونات وللذرة الاخرى قوة جذب ضعيفة للإلكترونات ((تنشأ الآصرة الأيونية بين ذرات العناصر الواقعة على يسار الجدول الدوري-الفلزات - مع تلك العناصر الواقعة في الطرف الأيمن للجدول الدوري – اللافلزات- عدا العناصر النبيلة -الزمرة 8)) . أي أن الآصرة الأيونية انها تنشأ بين ذرتين الاولى فلزية ذات كهروسالبية واطئة والثانية لافلزية ذات كهروسالبية عالية .وتكون الية تكوين الآصرة الأيونية كما يأتي :

أ- انتقال الالكترونات انتقالاً تاماً من الفلزات وبذلك يتحول الفلز الى أيون موجب Cation .
ب- اكتساب اللافلزات لهذه الالكترونات (واحد او اكثر) لتتحول الى أيون سالب Anion .
ت- يحصل تجاذب كهربائي بين الأيونين الموجب والسالب لتكوين الآصرة الأيونية (المركب الأيوني)

مثال على ذلك الاواصر بين المركبات ($NaCl$, LiF , Li_2O , $MgCl_2$, $CaCl_2$)

($_{11}Na$, $_{9}F$, $_{8}O$, $_{3}Li$, $_{12}Mg$, $_{17}Cl$, $_{20}Ca$)



س: وضح كيفية تكوين الآصرة وصيغة الجزيئة الناتجة من اتحاد ذرات العناصر التالية ؟

1 - الصوديوم مع الكلور

نحدد نوع العنصر وتكافؤه من خلال التوزيع الإلكتروني

$_{11}Na : 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$ ☐ فلز / أحادي التكافؤ / يفقد إلكترون واحد ويصبح أيون موجب Cation

$_{17}Cl : 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ ☐ لا فلز / أحادي التكافؤ / يكتسب إلكترون ويصبح أيون سالب Anion

الفارق في الكهروسالبية = 3.0 – 0.9 = 2.1 ☐ الرابطة أيونية .

$$Na_{2,8,1} + Cl_{2,8,7} \longrightarrow Na^{+}_{2,8}\ Cl^{-}_{2,8,8}$$

صيغة الجزئ هي NaCl

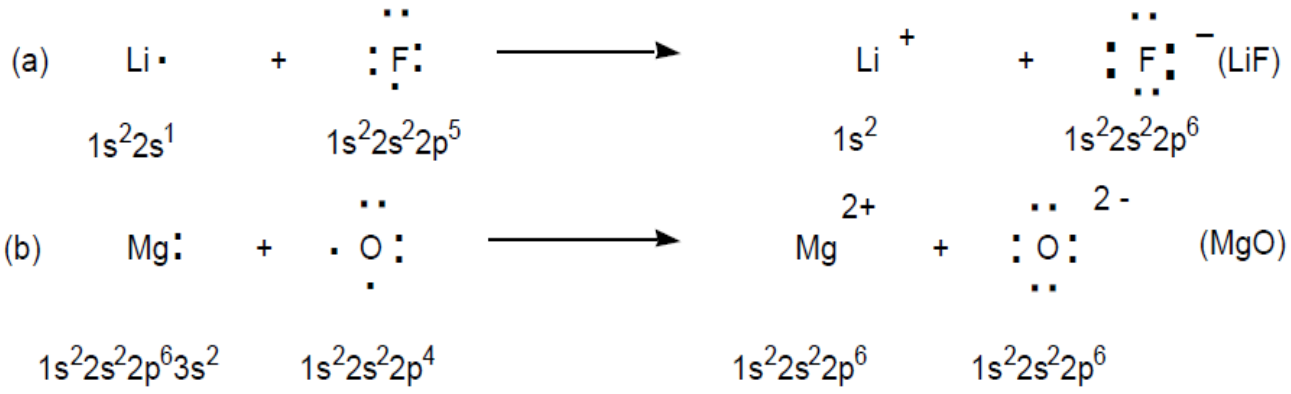
2 ـ الكالسيوم مع الكلور

$_{20}Ca : 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$ □ فلز / ثنائي التكافؤ / يفقد إلكترونين ويصبح أيون موجب .

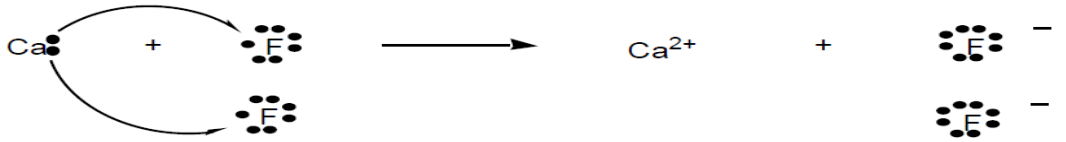
فارق الكهروسالبية = 3.0 – 1.0 = 2.0 □ الرابطة أيونية .

$$Ca_{2,8,8,2} + 2\,Cl_{2,8,7} \longrightarrow Ca^{++}_{2,8,8} \quad Cl^{-}_{2,8,8} \quad Cl^{-}_{2,8,8}$$

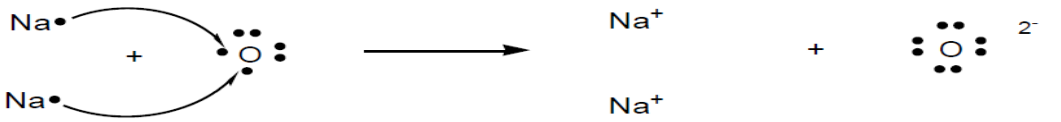
صيغة الجزئ هي $CaCl_2$



(a) CaF_2



(b) Na_2O



2. الآصرة (الرابطة) التساهمية *Covalent Bond*

وهي عبارة عن قوة ربط بين ذرتين نتيجة مشاركتهما بزوج الكتروني(الكترون واحد او اكثر من الكترونات التكافؤ لكل ذرة) للوصول الى الحالة الاكثر استقراراً حسب قاعدة الثمانية The Octet Rule . وفي كل الاحوال فان الالكترونات المنفردة في الغلاف الخارجي (الكترونات التكافؤ) للذرة هي المسؤولة عن تكوين الآصرة التساهمية .

نظرية الآصرة التساهمية :

يمكن ان تلخص بما يلي:

1. **تتكون الاواصر التساهمية من التداخل الجزئي للأوربتالات الذرية للذرات، كل أوربتال يحتوي على الكترون واحد يبرم باتجاه معاكس.**
2. **كل من الذرات المتآصرة تحتفظ بالأوربتالات الذرية، لكن الزوج الالكتروني في الأوربتالات المتداخلة هي شراكة بين الذرتين.**

3. قوة الآصرة تعتمد على مدى التداخل بين الأوربتالات، كلما كان التداخل كبير كانت الآصرة قوية.

يمكن ان تصنف الآصرة التساهمية كما يأتي :

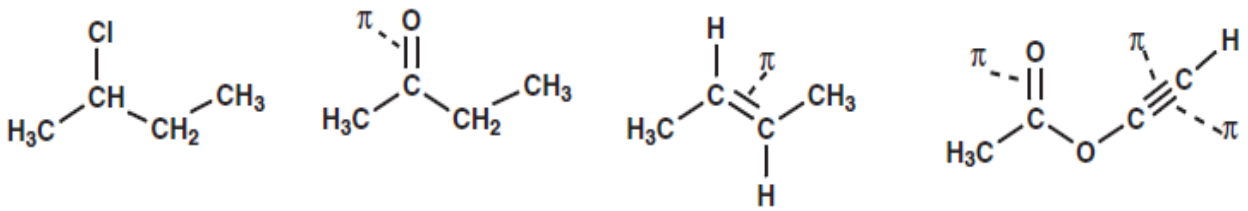
1. اعتماداً على رتبة الآصرة حيث تكون على ثلاثة انواع وهي :

أ- الآصرة المفردة ــ Single Bond وفيها تساهم الذرات المشاركة في تكوينه بإلكترون واحد من كل ذرة فينتج زوج مشترك من الالكترونات لكل ذرة وتسمى بـ آصرة سكما Sigma ويرمز لها بالرمز δ .

ب- الآصرة المزدوجة = Double Bond حيث تساهم كل ذرة مشتركة في تكوينها بإلكترونين مما ينتج عنه زوجين من الالكترونات فتتكون آصرة سكما δ وآصرة Pi ويرمز لها بالرمز π .

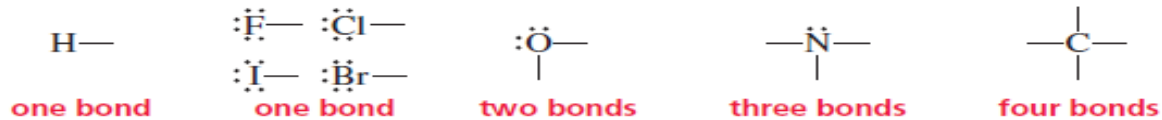
ج. الآصرة الثلاثية ≡ Triple Bond حيث تساهم كل ذرة بثلاثة الكترونات فينتج 3 ازواج من الإلكترونات وتتكون آصرة δ وآصرتين π .

- all bonds in organic structures are either sigma (σ) or pi (π) bonds;
- all single bonds are σ bonds;
- all double bonds are made up of one σ bond and one π bond;
- all triple bonds are made up of one σ bond and two π bonds.



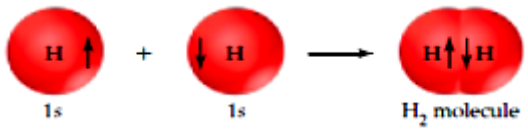
الجدول التالي يوضح عدد الروابط التي تستخدمها بعض ذرات العناصر :

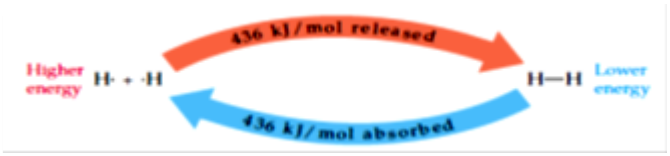
العنصر :	C	N	O , S	H	F , Cl , Br , I
عدد الروابط التي يكونها :	4	3	2	1	1

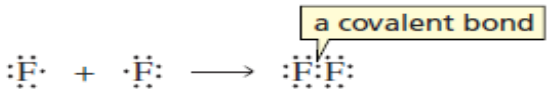


2. اعتماداً على قطبية الآصرة فتكون على نوعين

أ- آصرة تساهمية نقية Pure Covalent Bond وهي الآصرة التساهمية التي تنشأ بين ذرات العناصر التي لها نفس الكهروسالبية أو أو التي تختلف في الكهروسالبية بشكل قليل مثل الآصرة التي تنشأ الآصرة التساهمية بين ذرتين لنفس العنصر (N_2 ,Cl_2 , Br_2 ,F_2) أو الآصرة $C - H$. حيث تكون السحابة الالكترونية موزعة بالتساوي بين الذرتين .







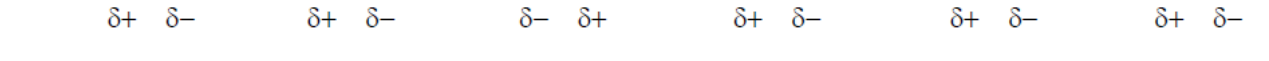
ب- آصرة تساهمية (غير نقية) قطبية Polar Covalent Bond وهي الآصرة التي تنشأ بين ذرتين مختلفتين في الكهروسالبية بمقدار اقل من 2 حيث تستقطب الذرة الاعلى كهروسالبية الكترونات الآصرة نحوها فتحمل شحنة سالبة جزئية $\delta-$ والذرة الاقل كهروسالبية تحمل شحنة موجبة جزئية $\delta+$.

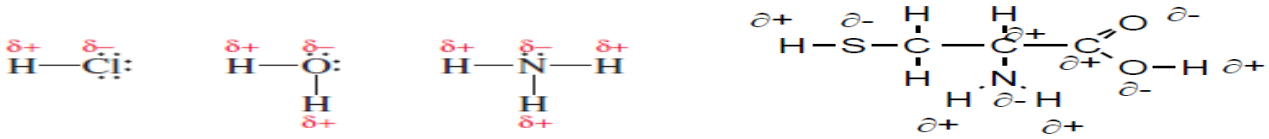
- في الآصرة التساهمية يصبح زوج الالكترونات المشترك ملكاً (جزء من) كلا الذرتين وان الآصرة التساهمية هي السائدة في المركبات العضوية لتقارب كهروسالبية الكاربون مع (F , Cl , Br , I , N , O , H) .

3 - الآصرة التساهمية المستقطبة Polar Covalent Bond

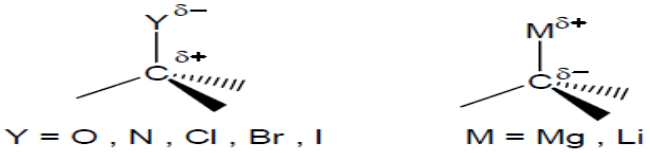
وهي كما ورد في أعلاه آصرة تساهمية غير نقية تنشأ بين ذرتين مختلفتين في الكهروسالبية بمقدار اقل من 2 حيث تستقطب الذرة الاعلى كهروسالبية الكترونات الآصرة نحوها فتحمل شحنة سالبة جزئية $\delta-$ والذرة الاقل كهروسالبية تحمل شحنة موجبة جزئية $\delta+$.

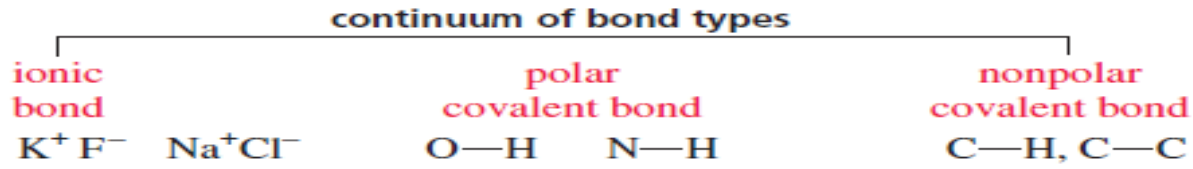
وبصورة عامة تنشأ الآصرة التساهمية المستقطبة بين اللافلزات وبالأخص بين الـ H او C مع عنصر لافلزي اخر مثل (F , Cl , Br , I , N , O) ويسمى المركب الناتج بالمركب القطبي مثل ($R-O-H$, NH_3 , HF , HCl , H_2O) :





- تزداد الصفة الأيونية Ionic Character بزيادة قطبية الاصرة ، وعليه تكون الاصرة الأيونية أكثر قطبية من الاصرة التساهمية المستقطبة وهذه أكثر قطبية من الاصرة التساهمية النقية .



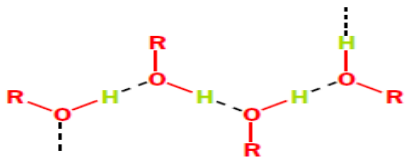


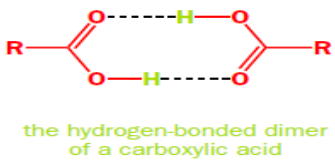
4. الآصرة الهيدروجينية *Hydrogen Bond*

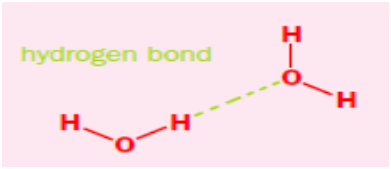
وهي الآصرة التي تنشأ بين الجزيئات المستقطبة حيث يحصل تجاذب كهربائي بين ذرة تحمل $\delta-$ في جزيئة مع ذرة تحمل $\delta+$ في جزيئة اخرى مثل جزيئات ($R\text{-}NH_3$, HF , H_2O , O-H) ويرمز لهذه الآصرة بخط متقطع ..... وتكون على نوعين :

أ- أواصر هيدروجينية بينية Intermolecular (بين Hكثر من جزيئة):

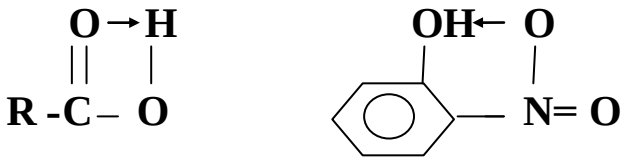
ماء　　حوامض كاربوكسيلية　　كحولات





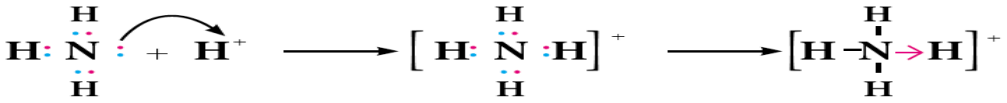


ب- أواصر هيدروجينية ضمنية Intramolecular (ضمن الجزيئة الواحدة)



5. الآصرة التساهمية التناسقية *Coordination* Bond

تسمى الاصرة المتكونة نتيجة لاشتراك زوج الكتروني حر (غير مشترك بتكوين اصرة) كما في ذرة النتروجين مع ذرة أخرى تمتلك أوربتال فارغ جاهز لاستقبال هذا المزدوج الالكتروني بـ الاصرة التناسقية *Coordination Bond* ويعبر عنها بسهم → يتجه من الذرة الواهبة للإلكترون Donor الى الذرة الكاسبة للإلكترون Acceptor . كما في تفاعل الامونيا مع البروتون لتكوين يون الامونيوم الموجب $^{+}NH_4$



تنشأ هذه الآصرة بين ذرتين بشرط أن :

أ- تمتلك احدى الذرتين زوج الكتروني حر قابل للمشاركة وتسمى هذه الذرة بـالذرة الواهبة Donor .

ب -تمتلك الذرة الاخرى أوربتال فارغ في غلافها الخارجي يستوعب زوج الالكترونات القادم

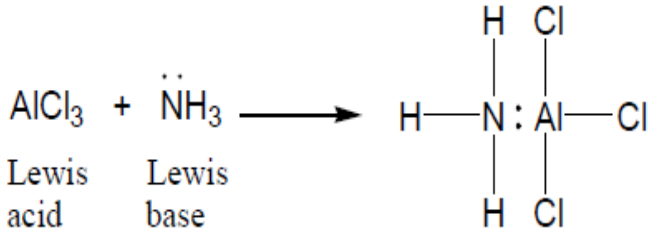
من الذرة الواهبة وتسمى بـ الذرة (المستقبلة) الكاسبة Acceptor . وتوضع علامة $\delta+$ على الواهبة وعلامة $\delta-$ على الكاسبة :

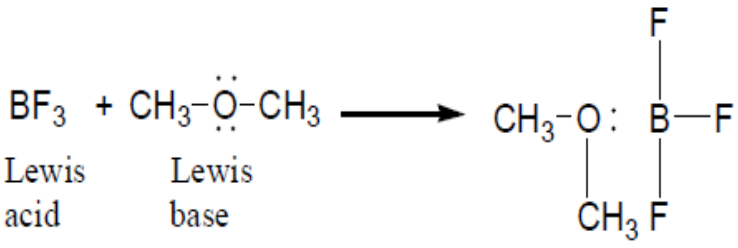
$$_5B : 1S^2\,2S^2\,2P^1{}_X\;\; 2P_Y\,2P_Z$$

$$_7N : 1S^2\,2S^2\,2P^3$$

$$BF_3 + :NH_3 \rightarrow [H_3N: \rightarrow \;]BF_3]$$

$$H_2O: + H^+ \rightarrow [\,H_2O:\rightarrow H^+\,] \equiv (\;\; H_3O^+\;)$$





6. الآصرة الفلزية *Metallic Bond*

الآصرة الفلزية عبارة عن أواصر تربط بين ذرات العناصر الفلزية ذات الكهروسالبية الواطئة نسبياً ، وتنشأ من مشاركة كل ذرة فلز بكل الكترونات التكافؤ فتصبح ملكاً لجميع ذرات الفلز فتكون الذرة مغطاة بالإلكترونات وهذه الخاصية تمنح الفلزات جودة التوصيل الحراري والكهربائي .

7. قوى فان درفالز *Van der Waals Forces*

وهي عبارة عن قوى جذب ضعيفة تنشأ بين الذرات أو الجزيئات غير المستقطبة مثل (H_2 , X_2 , C_2H_6) وتزداد قوتها بازدياد حجم الجزيئة وكذلك بزيادة الضغط او التبريد . وتتولد قوى فان درفالز نتيجة تأثر دوران الالكترونات في الذرات او الجزيئات بدوران الالكترونات في الجزيئات المجاورة مما يولد نوعاً من الاستقطاب بين هذه الجزيئات بشكل اني وهذا ما يدعى بـ قوى فان درفالز *Van der Waals Forces*.