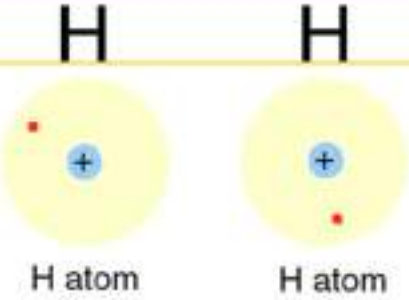


كلية الصيدلة
Faculty of Pharmacy

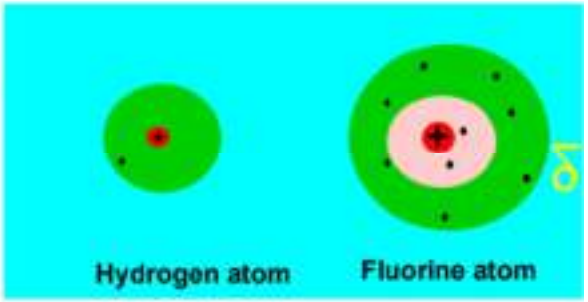
الجامعة السورية الخاصة
SYRIAN PRIVATE UNIVERSITY

General and Inorganic Chemistry

Chapter 6

الروابط الكيميائية و الفيزيائية

Chemical and physical Bonds



د . زهير فواخرجي / الجامعة السورية الخاصة / كلية الصيدلة

(2020/2021)

Syrian private university / Faculty of Pharmacy

لماذا تميل العناصر للاتحاد مع بعضها وترتبط معاً لتكون المركبات ؟

الذرات تسعى للارتباط ببعضها Intramolecular forces **لتكون في وضع أكثر استقرارا** . **حيث العناصر بفقدانها أو اكتسابها عدد من الإلكترونات أو حتى المساهمة والمشاركة تصل إلى التركيب الإلكتروني الثابت (الخامل) فتكون طاقة المركب أقل من مجموع طاقة العناصر المكونة له** .

Hydrogen chloride (HCl) | Water (H_2O) | Ammonia (NH_3) | Methane (CH_4)

طريقة لويس للتمثيل النقطي

إن عملية الارتباط الكيميائي تتضمن فقط إلكترونات الغلاف الأخير أي التي تعرف بالكترونات التكافؤ في الذرة. وقد وضع لويس طريقة التمثيل النقطي للإلكترونات، وتتضمن طريقة لويس كتابة رمز العنصر ثم إحاطته بعدد من النقاط يماثل عدد إلكترونات التكافؤ التي تمتلكها الذرة.

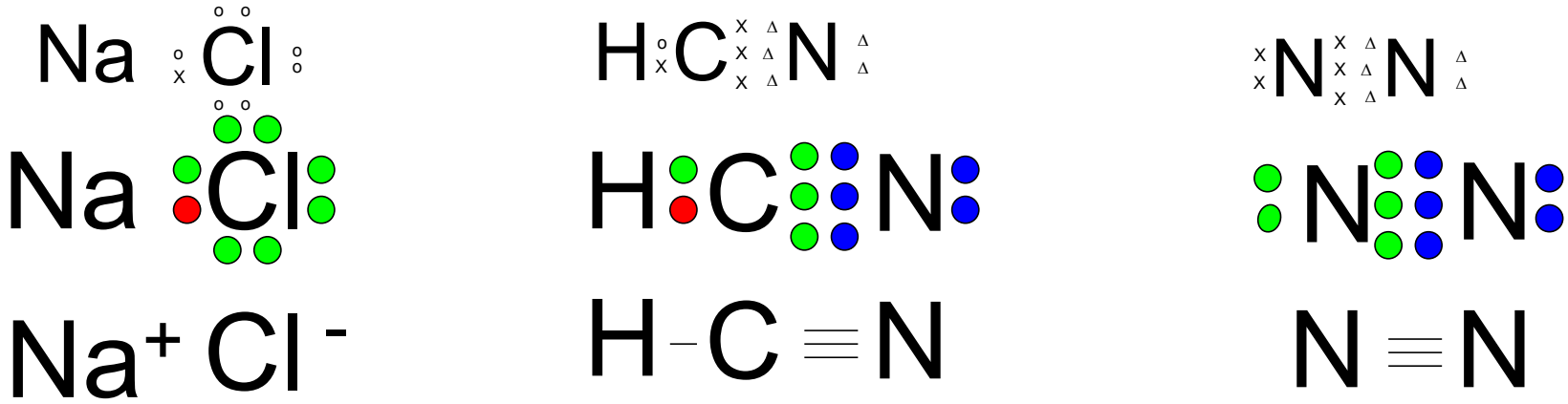
الرموز الذرية في بنية لويس تدل على النوى وعلى إلكترونات المستويات الداخلية

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
•H																	He:
•Li	•Be•											•B•	•C•	•N•	•O•	:F•	:Ne:
•Na	•Mg•											•Al•	•Si•	•P•	•S•	:Cl•	:Ar:
•K	•Ca•											•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	:Br•	:Kr:
•Rb	•Sr•											•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	:I•	:Xe:
•Cs	•Ba•											•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	:At•	:Rn:
•Fr	•Ra•																

عدد إلكترونات التكافؤ	الترميز النقطي للإلكترون	
1	X	Na
2	X	Mg
3	X	B
4	X	C
5	X	N
6	X	O
7	X	F
8	X	Ne

الترميز النقطي للروابط و الإلكترونات وفق لويس في المركبات الايونية و التشاركية (القطبية و غير القطبية)

أزواج الإلكترونات المشتركة في الروابط التساهمية تمثل بخط



الايونية | القطبية | التشاركية غير القطبية

✍- اكتب الترميز النقطي لذرة الهيدروجين و لجزيء الهيدروجين $_1H$

✍- اكتب الترميز النقطي لذرة الاكسجين و لجزيء الاكسجين $_8O$

Intramolecular & Intermolecular forces أنواع الروابط

Intramolecular forces:

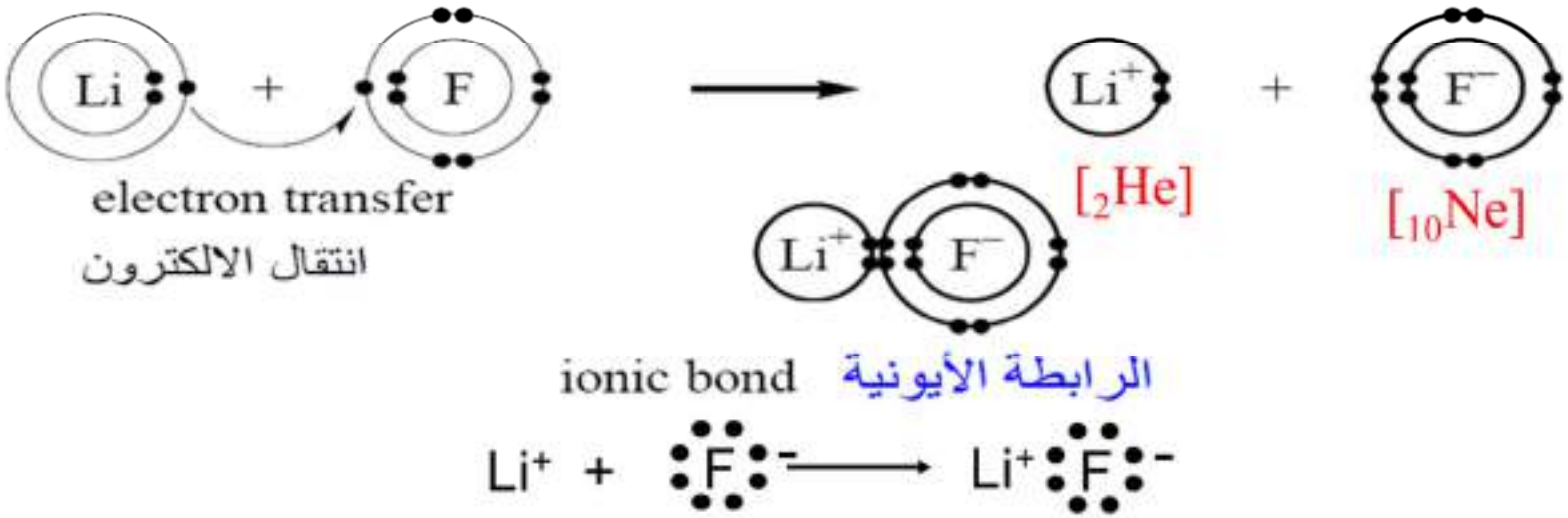
Ionic bond	الرابطة الأيونية (التشاردية).
covalent bond	الرابطة التساهمية (التشاركية).
polar covalent bond	الرابطة التساهمية القطبية
coordinate bond	الرابطة التناسقية (التساندية).

Intermolecular forces:

van der waals Forces	قوى فاندرفالس .
Dipole-Dipole Forces	قوى ثنائي قطب - ثنائي قطب .
Hydrogen Bond	الرابطة الهيدروجينية .
Metallic Bonding	الرابطة المعدنية .

الرابطة الأيونية (التشاردية) Ionic bond

تتكون نتيجة انتقال إلكترون أو أكثر من الذرة المعدنية فيتكون الأيون الموجب إلى الذرة اللامعدنية يتكون الأيون السالب ، فينشأ تجاذب الكهروستاتيكية بينهما، فمثلا تحتاج ذرة الفلور لإلكترون من الليثيوم لأن المدار الأخير يحتاج لإلكترون ليصل لحالة الاستقرار أي ثمانية إلكترونات



طاقة الشبكة البلورية للمركبات الأيونية

المركب الأيوني يتكون من تركيب شبكي تتداخل فيه الأيونات المتخالفة الشحنة مع بعضها حيث يعمل كل أيون على إحاطة نفسه بعدد محدد من الأيونات التي تخالفه في الشحنة.

لتحديد مدى استقرار المركب الأيوني نستخدم
طاقة الشبكة البللورية :وهي الطاقة اللازمة لتحويل مول من مركباً بلوري (أيوني) في الحالة الصلبة إلى أيونات منفصلة في الحالة الغازية .

$$E = k \frac{Q_+ Q_-}{r}$$

E : التجاذب الكهربائي

r : هي المسافة بين الأيونات

Q_+ : الشحنة الموجبة

Q_- : الشحنة السالبة

التجاذب الكهربائي Coulombic Attraction

التجاذب الكهربائي يتناسب طردا مع الشحن الموجبة و السالبة و يتناسب عكسا مع المسافة بينهما

	طاقة الشبكة البلورية (kJ/mol)	المركب
Q: +2,-1	2957	MgF_2
Q: +2,-2	3938	MgO
$r_{F^-} < r_{Cl^-}$	1036	LiF
	853	LiCl

✓- نلاحظ من الجدول أن طاقة الشبكة البلورية تزداد مع زيادة Q و تناقص r

✓- تزداد درجة انصهار المركب الأيوني كلما زادت قيمة طاقة الشبكة البلورية و يمكن تفسير بزيادة قوى التجاذب بين الأيونات في المركبات الأيونية و بالتالي نحتاج إلى طاقة أكبر لعملية الانصهار ليتحول المركب من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة.

✓- أن المركبات الأيونية التي تحتوي على أيونات ذات شحنة ثنائية مثل المركبات MgF_2 وMgO لها درجات انصهار أعلى من تلك التي تتكون فقط من أيونات احادية الشحنة مثل المركبات NaF و KCl. وهذا بسبب أن قوى التجاذب الكهروستاتيكية (التي تعتمد على الشحنات) تزداد كلما زادت شحنة الأيون.

✍- رتب المركبات الأيونية NaCl , KCl , CaO, LiCl, MgO

بحسب طاقة الشبكة البلورية و بالتالي الروابط الأيونية بوضع إشارة أكبر و قارن مع الجدول التالي للتأكد من صحة الإجابة

الرابطة الأيونية	طاقة الشبكة (KJ/mol)
NaCl	-787
CaO	-3384
KCl	-715
MgO	-3760
LiCl	-861

..... > ..... > ..... > ..... > .....

✍- استخدم الترميز النقطي للويس لإبراز تكوين المركب (الليثيوم $_3Li$ مع الكلور $_{17}Cl$)

✍- استخدم الترميز النقطي للويس لإبراز تكوين المركب (الكاليسيوم $_{20}Ca$ مع الفلور $_9F$)

طاقة الشبكة البلورية بوحدة kJ/mole لعدد من المركبات الأيونية وقيم درجات الانصهار المقابلة لها

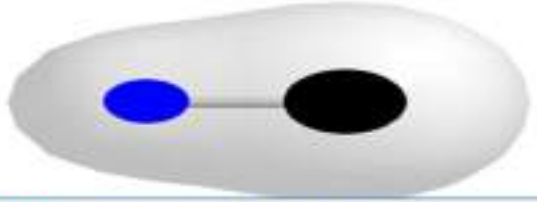
Compound	Lattice Energy (kJ/mol)	Melting Point (°C)
LiF	1017	845
LiCl	828	610
LiBr	787	550
LiI	732	450
NaCl	788	801
NaBr	736	750
NaI	686	662
KCl	699	772
KBr	689	735
KI	632	680
$MgCl_2$	2527	714
Na_2O	2570	Sub*
MgO	3890	2800

الرابطة التشاركية (التساهمية) covalent bond

تعتبر الرابطة التساهمية أكثر الروابط شيوعاً في المركبات العضوية . والرابطة التساهمية هي عبارة عن اشتراك ذرتين لا معدنيتين بزوج من الالكترونات أو أكثر وعادة ما نشير لهذه الرابطة عند الكتابة بوضع خط يصل بين رمزي الذرتين. يقع الإلكترونان المكونان للرابطة التساهمية تحت تأثير نواتي الذرتين بقوى التجاذب التي تعملان على الإمساك بهما في الرابطة.والرابطة التساهمية إما أن تكون :

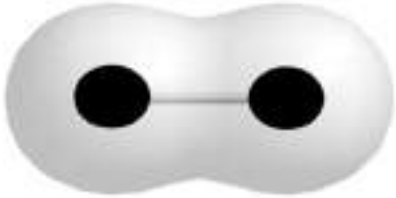
رابطة قطبية(مشحونة)

السالبية الكهربية للذرتين مختلفة



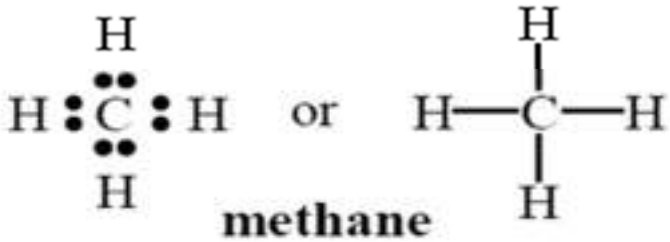
رابطة غير قطبية(غير مشحونة)

السالبية الكهربية للذرتين متساوية



الرابطة التساهمية اللاقطبية Nonpolar covalent bond

في الرابطة التساهمية اللاقطبية يتم التشارك بالإلكترونات بالتساوي بين الذرات . تمثل الرابطة إما بخط يمثل إلكتروني أو بنقطتين تكتبان بين رمزي الذرات الواصلة بينهما - تراكيب لويس Lewis structures



في كل الذرات مثل الكلور في جزيء Cl_2 والكربون في CH_4 تحققت القاعدة الثمانية octet rule أي أصبحت كل ذرة في الجزيء محاطة بثمانية إلكترونات أي صار لها نفس تركيب الغاز النبيل عدا الهيدروجين تحاط بإلكترونين بسبب صغر حجمها لتحصل على تركيب الهيليوم والغاز النبيل الوحيد الذي لا يمتلك تركيبا ثمانيا لغلافه الأخير

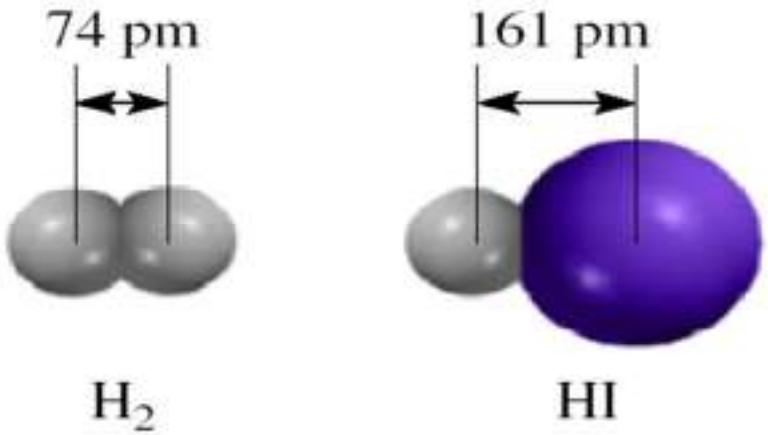
تحقق الذرات القاعدة الثمانية عن طريق تكوين:

- روابط أحادية وهي التي تتمثل بزوج من الإلكترونات يجمعان ذرتين ببعضهما (جزيء الكلور).
- روابط مزدوجة وهي التي تتمثل بزوجين من الإلكترونات تشترك فيه ذرتين (جزيء الأكسجين).
- روابط ثلاثية وهي التي تتمثل بثلاث ازواج من الإلكترونات تشترك فيه ذرتين (جزيء النتيروجين).

القيم التجريبية لأطوال أنواع مختلفة من الروابط

Bond Type	Bond Length (pm)
C—H	107
C—O	143
C=O	121
C—C	154
C=C	133
C≡C	120
C—N	143
C=N	138
C≡N	116
N—O	136
N=O	122
O—H	96

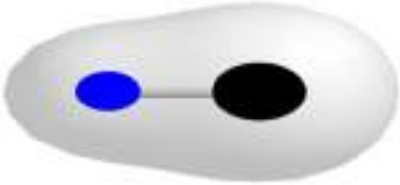
تتميز الروابط المزدوجة بأنها قصيرة مقارنة بطول الرابطة الأحادية، ويعرف طول الرابطة بأنه المسافة بين النواتين المكونتين للرابطة التساهمية في الجزيء



طول الرابطة Bond Lengths

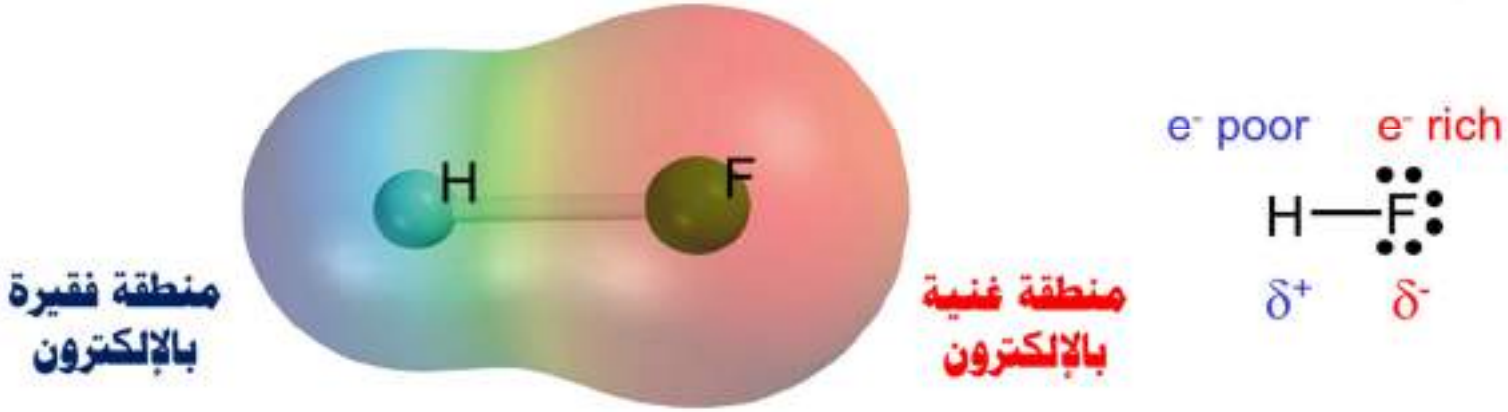
طول الرابطة أحادية > طول الرابطة مزدوجة > طول الرابطة ثلاثية

Triple bond < Double Bond < Single Bond



الرابطة التساهمية القطبية polar covalent bond

الرابطة التساهمية القطبية هي رابطه تتكون بين ذرتين مختلفتين في الكهرسلبية حيث الذرتين لا تقتسمان إلكتروني الرابطة بشكل متساو والإلكترونات تكون أقرب للفضاء المحيط بالذرة الأكثر كهرسلبية



كثافة السحابة الإلكترونية عند ذرة الهيدروجين تكون أقل كثيرا من كثافة السحابة الإلكترونية حول ذرة الفلور

تصنيف الروابط حسب الفرق في الكهرسلبية

الكهرسلبية هي عبارة عن خاصية نسبية لا تظهر للذرة إلا عند مقارنتها بالذرات الأخرى.

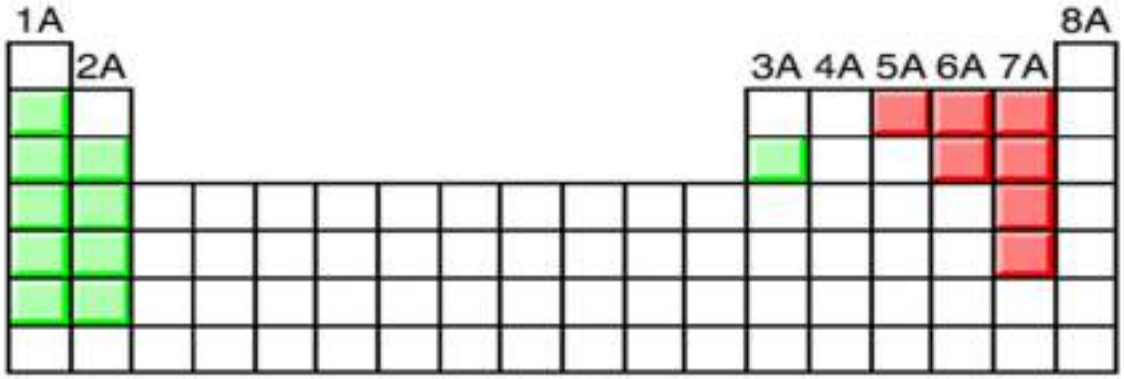
نوع الرابطة		الاختلاف في الكهرسلبية ΔEN	
تساهمية	→	$0 \le \Delta EN < 0.5$	$\Delta EN \rightarrow [0 , 0.5[$
قطبية	→	$0.5 \le \Delta EN \le 1.7$	$\Delta EN \rightarrow [0.5 , 1.7]$
أيونية	→	$\Delta EN > 1.7$	$\Delta EN > 1.7$

تزايد الفرق في الكهرسلبية →

الرابطة التساهمية	الرابطة قطبية	الرابطة الأيونية
Covalent	Polar Covalent	Ionic
تشارك e^-	انتقال جزئي e^-	انتقال كلي e^-

✷ ✍- صنف الروابط التالية : الرابطة Cs-Cl و الرابطة O - H و الرابطة في H-N (أيونية ، قطبية، أو تساهمية):

Cs = 0.7	Cl = 3.0	3.0 – 0.7 = 2.3	Ionic/ أيونية/
H = 2.1	O = 3.5	3.5 – 2.1 = 1.4	polar /قطبية /
N = 3.0	N = 3.0	3.0 – 3.0 = 0	Covalent /تساهمية /



✍- إذا علمت أن الكهرسلبية لكل من O= 3.5 ، Ca = 1 فاحسب الفرق في الكهرسلبية بين Ca و O وحدد نوع الرابطة

الفرق في الكهرسلبية = الكهرسلبيةO - الكهرسلبية Ca

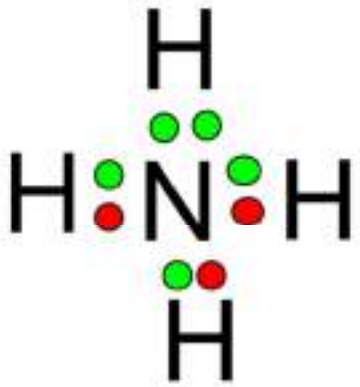
الفرق في الكهرسلبية = 3.5 -1 =2.5 الرابطة أيـونيـة

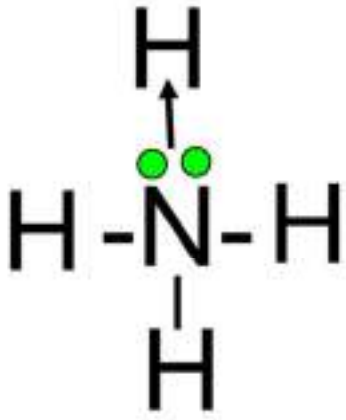
✍- إذا علمت أن الكهرسلبية لكل من O= 3.5 ، H = 2.1 فاحسب الفرق في الكهرسلبية بين H و O وحدد نوع الرابطة

الفرق في الكهرسلبية = - = الرابطة

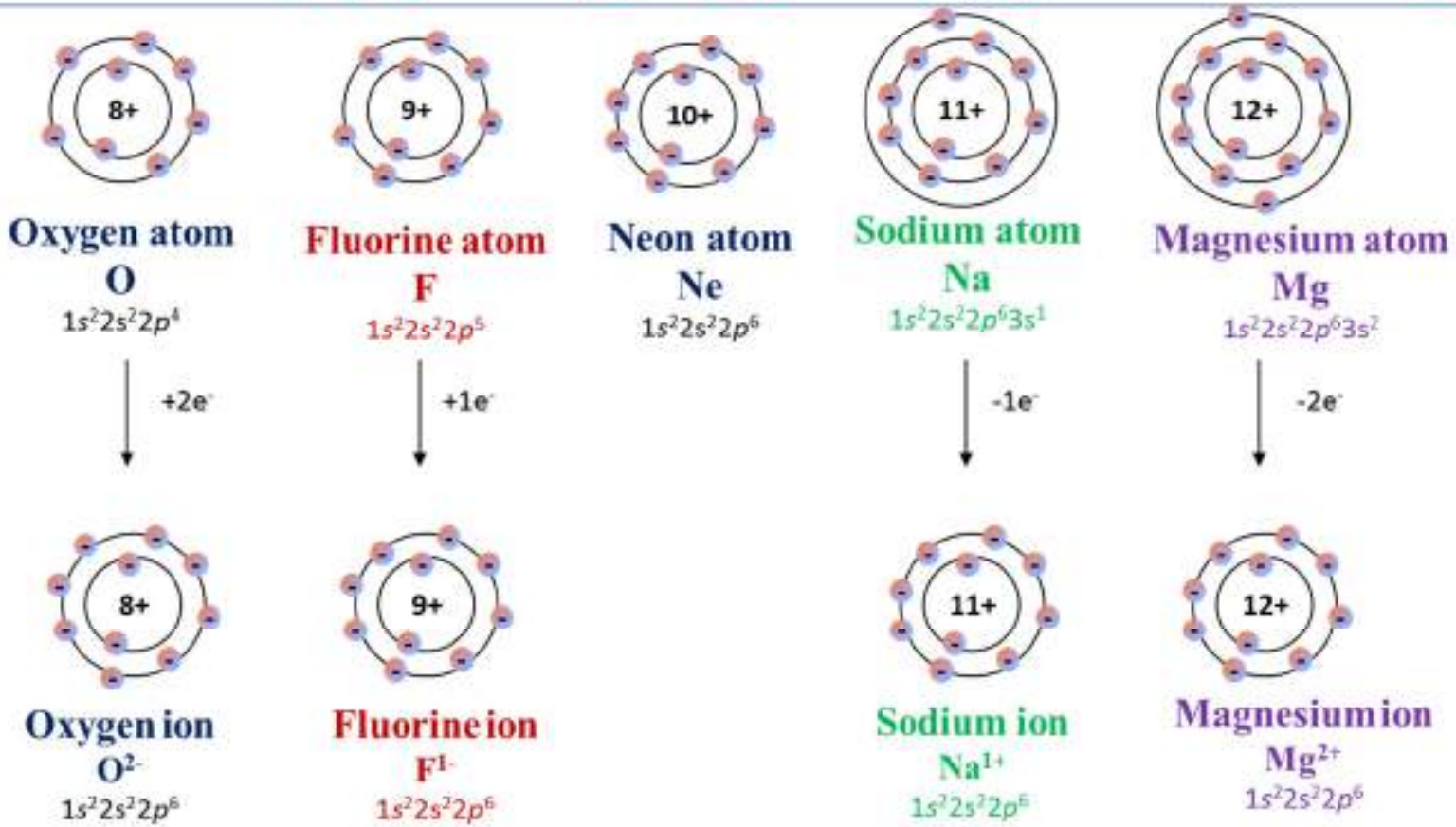
الرابطة التساهمية التساندية أو التناسقية coordinate bond

عبارة عن رابطة تساهمية تساهم فيها إحدى الذرتين بالزوج الالكتروني الرابط بينما يقتصر دور الذرة الأخرى والتي تقدم المدار الفارغ . وتنشأ هذه الرابطة بين الذرات لتكوين جزيئات أو بين ذرة و جزئ أو أيون ومثال عليها الرابطة في ايون الهيدرونيوم ، في تفاعل النشادر مع كلوريد الهيدروجين لإنتاج ملح كلوريد الأمونيوم تتكون رابطة تساندية بين ذرة النيتروجين في النشادر وذرة الهيدروجين في كلوريد الهيدروجين . فالرابطة التساندية تتكون بين (ذرة مانحة) تتكون عليها شحنة موجبة و (ذرة مستقبلة) تتكون عليها شحنة سالبة ويشار إلى الرابطة التساندية عادة بسهم يتجه من الذرة المانحة إلى الذرة المستقبلة .





القاعدة الثمانية لبعض الشوارد و هو وجود ثمانية إلكترونات في الذرة في أعلى مستوى طاقة ما عدا الهليوم عند تكوين المركبات الكيميائية



الشذوذ عن القاعدة الثمانية Exceptions to the Octet Rule

لاتنطبق القاعدة الثمانية بشكل تام على عدد محدود من الذرات، مثل عنصري البريليوم والبورون لا يستطيعان تحقيق هذه القاعدة .

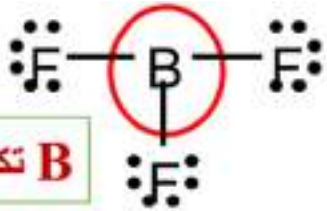
BeH_2 Be – 4e-

Be تكون محاطة بـ 4 إلكترونات .

أقل من ثمانية إلكترونات

الأوكت غير المكتمل

BF_3 B – 6e-



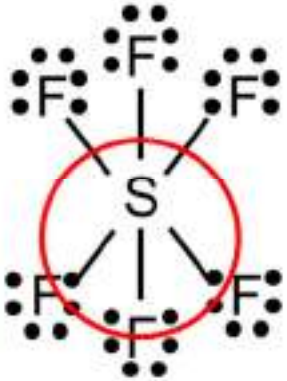
B تكون محاطة بـ 6 إلكترونات .

الأوكت الممتد

أكثر من ثمانية إلكترونات

SF_6 $S – 12e^-$

S تكون محاطة بـ 12 إلكترون .



الروابط الفيزيائية Intermolecular forces

تنشأ بين الجزيئات نفسها، هذه القوى اضعف من الروابط الكيميائية .

توجد أنواع مختلفة من القوى بين الجزيئات وهي:

١- قوى لندن التشتتيه	London Dispersion force
١- ثنائي قطب - ثنائي قطب	Dipole-Dipole force
١- الرابطة الهيدروجينية	Hydrogen Bond

قوى لندن التشتتيه Dispersion Forces

قوى التجاذب بين الجزيئات غير القطبية (قوى لندن) هي قوى تجاذب ضعيفة توجد بين الجزيئات غير القطبية نتيجة لحركة الإلكترونات العشوائية فيها حيث يفقد الجزيء في لحظة معينة انتظام توزيع الإلكترونات على سطحه فيصبح قطبياً. يؤثر الجزيء القطبي على جزيء مجاور له فينتج عليه بالتأثير شحنة مخالفة لشحنته، فيتولد بين الجزيئين قوى تجاذب لحظية ضعيفة لا تدوم طويلاً وسرعان ما تختفي، وتعرف قوى لندن بأنها قوى تجاذب ضعيفة بين الجزيئات غير القطبية تتولد لحظياً عندما يتغير انتظام توزيع الشحنات الكهربائية بين بعض هذه الجزيئات. وتوجد هذه القوى بين جزيئات الغازات النبيلة وكذلك في الهالوجينات

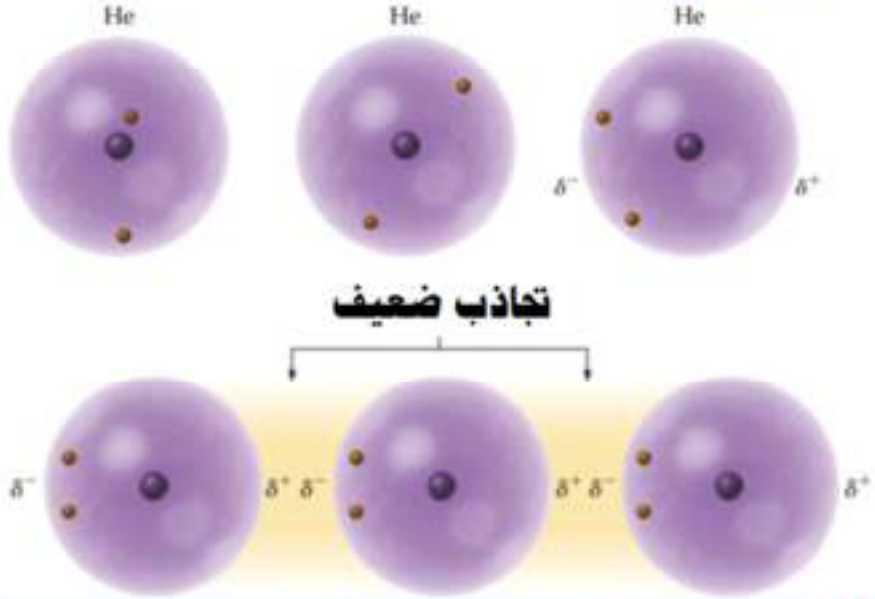
تنسب هذه القوى إلى العالم الهولندي فاندرفالس وبشكل عام تعد من الروابط الضعيفة ، وتزداد قوتها بازدياد الكتلة الجزيئية للمادة ، فمثلا نجد أن درجة غليان غاز الكلور أعلى من درجة غليان غاز الفلور لأن الكتلة الجزيئية للكلور أكبر من الفلور. تضمن هذه القوى كل من:

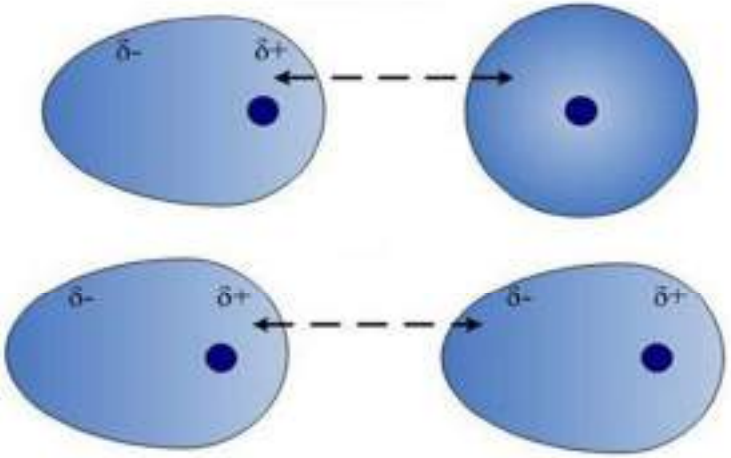
قوى لندن التشتتية
LONDON Dispersion Forces

ثنائي قطب محرض - ثنائي قطب محرض
Induced Dipole- Induced DipoleForces

تنشأ قوى التجاذب بين ثنائي قطب محرض و ثنائي قطب محرض، وتبلغ طاقتها

(1-0.5) kcal/mol، وتزداد قوة هذه الروابط بازدياد الوزن الجزيئ .





الهالوجينات	درجة الغليان (K)	الغازات النبيلة	درجة الغليان (K)
F_2	85.1	He	4.6
Cl_2	238.6	Ne	27.3
Br_2	332.0	Ar	87.5
I_2	457.6	Kr	120.9

تزداد الكتلة الجزيئية للهالوجيينات و للغازات النبيلة كلما انتقلنا في العمود الى الاسفل ، و يزداد تاثير قوى لندن التشتتية (علاقة طردية) فتزداد درجة الغليان . وهذا الفرق في قوى لندن التشتتية في مجموعة الهالوجينات يفسر سبب وجود الكلور و الفلور في الحالة الغازية و البروم سائلا و اليود و الاستاتين في الحالة الصلبة .

✍- أي من الأزواج التالية يجب أن يكون أعلى درجة غليان (Boiling Point) ؟

N_2 , O_2

O_2 _ **Higher_Mw** Boiling Point : O_2 -183.0 C / N_2 -195.6 C

Ne , Kr

Kr - **Higher_Mw** Boiling Point : **Kr** -152.9 C / **Ne** -245.9 C

F_2 , Cl_2

Cl_2 – **Higher_Mw** Boiling Point : Cl_2 -34.6 C / F_2 -187 C

C_3H_8 (propane) , C_4H_{10} (butane)

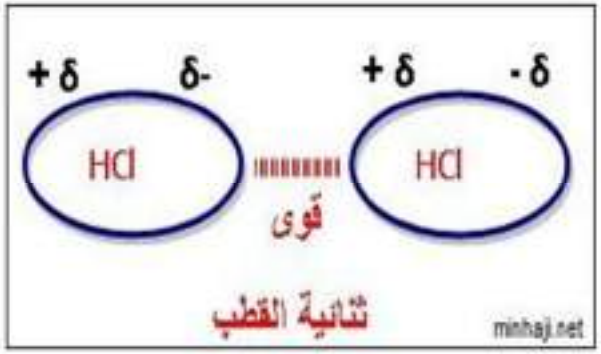
Butane (**larger**) Boiling Point : C_4H_{10} -0.5 C / C_3H_8 -42.1 C

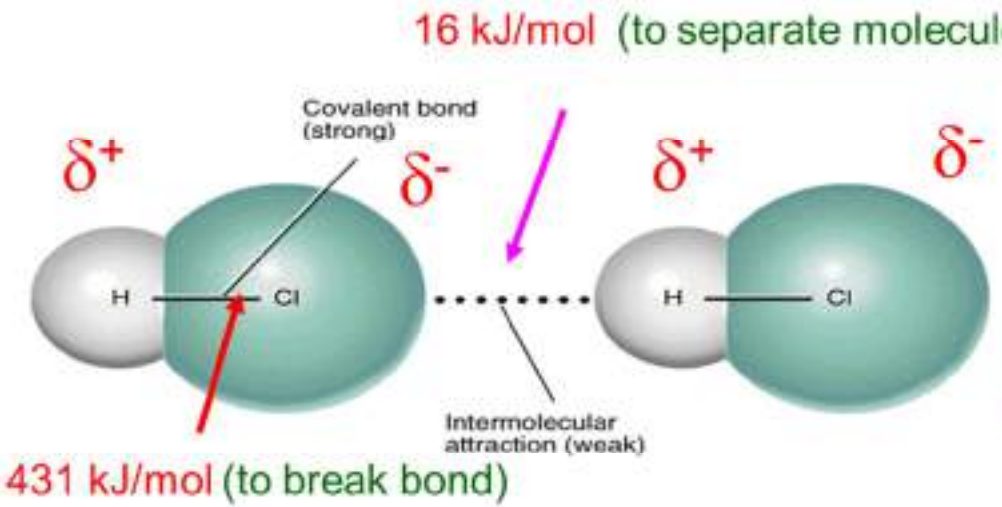
melting Point : -134.4 C -187.7 C

ثنائي قطب - ثنائي قطب Dipole-Dipole Forces قوى كه سوم Kessom

قوى ثنائية القطب: تنشأ قوى التجاذب بين الجزيئات القطبية نتيجة لتجاذب الأقطاب متعاكسة الشحنة. وتبلغ طاقتها (1-7)kcal/mol، وتزداد قوتها بازدياد عزم ثنائي القطب . جزيء HCl قطبي، لذا فإن قوى التجاذب بين جزيئاته من نوع قوى ثنائية القطب.

ويمكن تمثيل الجزيء القطبي بشكل بيضوي يوضع عليه القطبان الموجب والسالب.

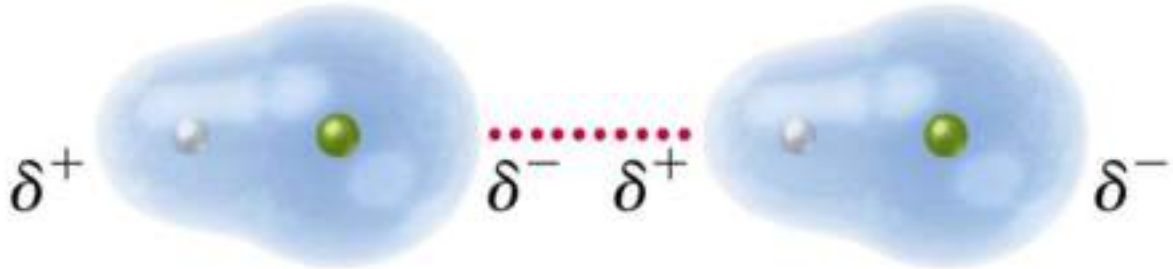




$^{\delta+}HCl^{\delta-}$---- $^{\delta+}HCl^{\delta-}$

dipole-dipole attraction

تعتبر قوى ثنائية القطب أقوى من قوى لندن لأنها تنشأ عن استقطاب دائم للجزيئات، بينما قوى لندن تنشأ عن استقطاب لحظي.



✍ - **أي الجزيئات التالية ترتبط جزيئاتها بقوى ثنائية القطب؟**

H_2 , HF , CO_2 , HBr

لكي نحدد أي الجزيئات تترابط بقوى ثنائية القطب، علينا أن نحدد ما إذا كان الجزيء قطبياً أم لا.

الجزيئان القطبيان هما : HBr , HF

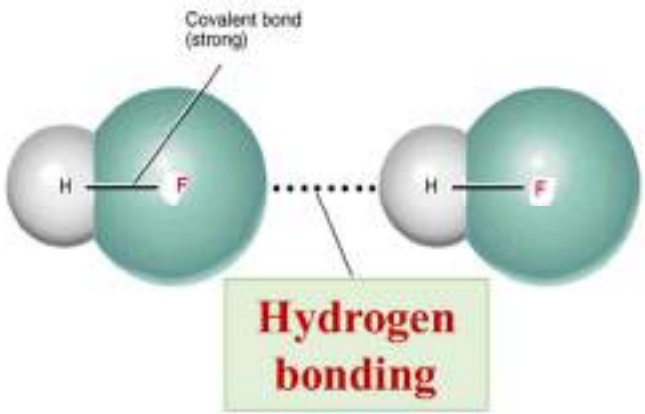
الجزيئان غير القطبيان هما : CO_2 , H_2

الجزيئان غير القطبيان يترابطان بقوى لندن الضعيفة، بينما يترابط الجزيئان القطبيان بقوى ثنائية القطب الأقوى, و بقوى لندن الضعيفة.

الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond

هي قوي جذب كهربائي ضعيف يحدث عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما كهرسلبية عالية مثل الأوكسجين والنتروجين والفلور ترتبط مع احدها برابطة قطبية وتنجذب إلي الأخرى برابطة الهيدروجينية مما يسبب تقارب وترابط الجزيئات معا

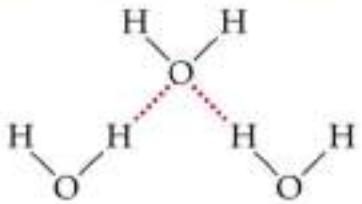
$\delta^{+}H\text{-}F^{\delta-}$ --- $\delta^{+}H\text{-}F^{\delta-}$

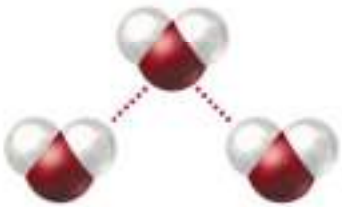


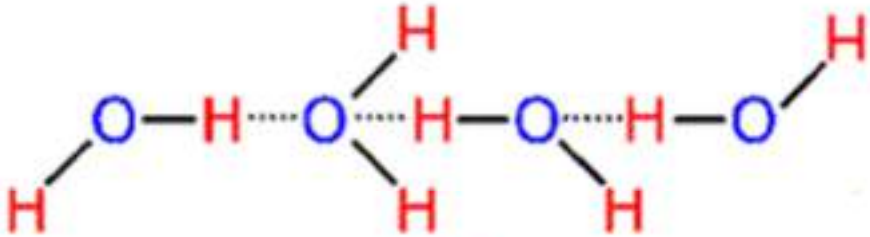
- ✓- تعمل ذرة الهيدروجين كجسر بين ذرتين لهما كهرسلبية كبيرة مما يسبب تقارب وترابط الجزئيات معاً
- ✓-الرابطة الهيدروجينية أطول من الرابطة التساهمية إلا أنها أضعف منها
- ✓- تزداد قوة الرابطة الهيدروجينية بزيادة الكهرسلبية للذرتين التي تربطهما معا **H-bond: F>O>>N**

أثر الرابطة الهيدروجينية على خواص المادة

تؤثر الروابط الهيدروجينية على الخواص الطبيعية للمادة ، فدرجات غليان وانصهار المواد المحتوية على روابط هيدروجينية أعلى من درجات غليان وانصهار مثيلاتها من المواد ويبرز هذا الأثر بشكل واضح في خواص الماء ،فللماء صفات خاصة ترجع إلى الروابط الهيدروجينية المميزة التي تربط بين جزيئاته ، فدرجة غليان الماء 100°C مرتفعة جداً إذا ما قورنت بدرجات غليان مركبات عناصر المجموعة السادسة مع الهيدروجين بالرغم من أن الوزن الجزيء للماء أقل من الوزن الجزيء لهذه المركبات .







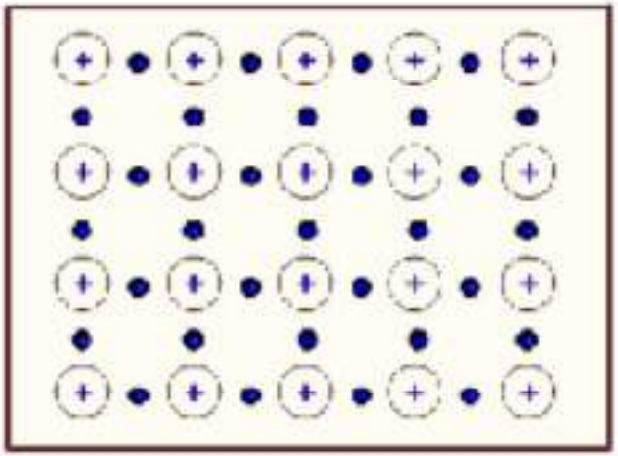
جزيئ الماء

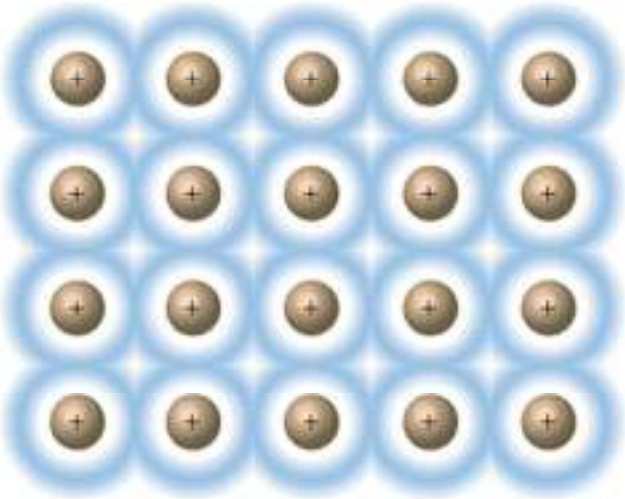
الرابطة المعدنية (METALLIC BONDING)

تتشكل هذه الرابطة بين ذرتين معدنيتين(أو أكثر)،ويتكون خلال ذلك زوج إلكتروني مشترك غير ثابت ،يتكون آنيا بين الذرتين ثم يبتعد الإلكترونان عن بعضهما ليكون كل منهما زوجاً مشتركاً مع إلكترون ذرة مجاوره .
وهذه الرابطة قوية تسبب متانة وقساوة المعدن وارتفاع درجة انصهاره . جميع الفلزات (ماعدا الزئبق) في الحالة الصلبة ولعل سبب ذلك هو تلك الروابط القوية التي تربط بين ذرات الفلز (المعدن) فيمكن النظر إلى الفلز في الحالة الصلبة كبحرٍ من الشحنات الموجبة (الأنوية) تتحرك بينها الالكترونات بحرية وتنتقل من ذرة إلى أخرى .
وترجع الكثير من خصائص الفلزات الطبيعية إلى طبيعة هذه الرابطة فالتوصيل الكهربي والتوصيل الحراري للفلزات سببه هو حركة الالكترونات الحرة بين الذرات .

تعمل إلكترونات المستوي الخارجي لذرات الفلز على تكوين سحابة إلكترونية حرة الحركة تقلل من تنافر الأيونات الموجبة للفلز (أنوية الفلز) ،مما يعمل على تجمع وترابط الأنوية .يسمي هذا الترابط بالرابطة الفلزية .

- كلما زادت عدد الإلكترونات الحرة (في المستويات الخارجية) للفلز زادت قوة الرابطة الفلزية .





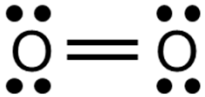
طاقة (انتالبية) الرابطة : هي الطاقة اللازمة لكسر الرابطة المشتركة الموجودة في مول واحد من الجزيئات الغازية و تحويلها إلى ذرات غازية

انتالبية_الرابطة

$H_{2\,(g)} \longrightarrow H_{(g)} + H_{(g)} \quad \Delta H^0 = 436.4\ kJ$

$Cl_{2\,(g)} \longrightarrow Cl_{(g)} + Cl_{(g)} \quad \Delta H^0 = 242.7\ kJ$

$HCl_{(g)} \longrightarrow H_{(g)} + Cl_{(g)} \quad \Delta H^0 = 431.9\ kJ$

$O_{2\,(g)} \longrightarrow O_{(g)} + O_{(g)} \quad \Delta H^0 = 498.7\ kJ$ 

$N_{2\,(g)} \longrightarrow N_{(g)} + N_{(g)} \quad \Delta H^0 = 941.4\ kJ$

مقارنة انتالبيات الروابط

الرابطة الاحادية <الرابطة الثنائية < الرابطة الثلاثية

احسب التغير في الانتالبية للتفاعل التالي اعتمادا على انتالبية الروابط :

$$H_{2\,(g)} + F_{2\,(g)} \longrightarrow 2HF_{(g)}$$

الرابطة Bond	انتالبية الرابطة Bond Enthalpy (kJ/mol)	الرابطة Bond	انتالبية الرابطة Bond Enthalpy (kJ/mol)
H—H	436.4	C—S	255
H—N	393	C=S	477
H—O	460	N—N	193
H—S	368	N=N	418
H—P	326	N≡N	941.4
H—F	568.2	N—O	176
H—Cl	431.9	N=O	607
H—Br	366.1	O—O	142
H—I	298.3	O=O	498.7
C—H	414	O—P	502
C—C	347	O=S	469
C=C	620	P—P	197
C≡C	812	P=P	489
C—N	276	S—S	268
C=N	615	S=S	352
C≡N	891	F—F	156.9
C—O	351	Cl—Cl	242.7
$C{=}O^{+}$	745	Br—Br	192.5
C—P	263	I—I	151.0

$$\Delta H^0 = \Sigma BE(\text{reactants}) - \Sigma BE(\text{products})$$

$$\Delta H^0 = 436.4 + 156.9 - 2 \times 568.2$$
$$= -543.1 \text{ kJ/mol}$$