كلية العلوم

القسم : علم الحياة

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة لاعضوية

المحاضرة : الخامسة /نظري/ د.تمارة

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

جامعة طرطوس
كلية العلوم
قسم علم الحياة

الكيمياء العامة واللاعضوية

القسم النظري

لطلاب السنة الأولى

قسم علم الحياة

المحاضرة الخامسة

مدرس المقرر
د. تمارة شهرلي

للعام الدراسي
2025-2024

الفصل الخامس

الروابط الكيميائية

مقدمة:

لا تشارك الغازات النبيلة في التفاعلات الكيميائية ؛لأن مستوى الطاقة الأخير لها مكتمل بالإلكترونات لذلك فذراتها مستقرة.

جميع العناصر (عدا الغازات النبيلة) تشارك في التفاعلات الكيميائية حتى يكتمل مستوى الطاقة الأخير لديها بالإلكترونات ؛ لذلك فهي تكتسب أو تفقد أو تشارك بعدد من الإلكترونات مع غيرها من الذرات حتى يصبح تركيبها مشابهاً لتركيب أقرب غاز خامل إليها.

التفاعل الكيميائي:

هو عبارة عن كسر الروابط في جزيئات المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة في جزيئات المواد الناتجة عن التفاعل.

*** نلاحظ أنه إذا لم يحدث كسر للروابط ،لا يحدث تفاعل كيميائي مثلاً عند خلط برادة الحديد مع مسحوق الكبريت بأي نسبة وبدون تسخين ،فلا يحدث كسر للروابط ؛أي لا يتم تفاعل كيميائي بينما عند تسخين مقدارين محددين من برادة الحديد ومسحوق الكبريت يحدث كسر للروابط وتتكون روابط جديدة بين الكبريت والحديد ؛أي يحدث تفاعل كيميائي وينتج مركب جديد هو كبريتيد الحديد. II**

أنواع الروابط الكيميائية:

تعريف الرابطة: هي عبارة عن القوة التي تربط بين الذرات أو الجزيئات أو بينهما معاً بحيث ينتج عنها وحدة مترابطة.

Tartous University - Faculty of Science

تختلف أنواع الروابط وتقسم إلى:

1 -<u>روابط كيميائية</u> ، وتشارك الالكترونات في تكوينها.

مثل: رابطة أيونية - رابطة تساهمية (مشتركة) - رابطة تناسقية (تساندية) - رابطة فلزية (معدنية).

2-<u>روابط فيزيائية</u> ، تنتج بدون مشاركة الالكترونات في تشكيلها بشكل مباشر وانما نتيجة لقوى جذب كهربائية.

مثل: رابطة هيدروجينية - روابط فاندرفالس.

الرابطة الأيونية:

تعريف الرابطة الأيونية : هي قوة جذب إلكتروستاتيكي بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة ؛ أي وليس لها وجود مادي أو اتجاه معين و تحدث الرابطة الأيونية بين الفلزات و اللافلزات.

وبالتالي تحدث الرابطة الايونية نتيجة قوى جذب كهربائي الكتروستاتيكي قوية بين الكاتيون (الفلز) والانيون (اللافلز)، حيث تفقد ذرة المعدن الكترونات التكافؤ وتكوّن أيون موجب ، وتكتسب ذرة اللامعدن الالكترونات التي تفقدها ذرة المعدن لتكوّن أيون سالب وبالتالي يصبح المدار الخارجي لكل أيون مشابه لبنية غاز خامل ، وبعدها يحدث تجاذب كهربائي بين الأيونات المختلفة ليتشكل المركب.

***كيف تتكون الرابطة الايونية:

-تتكون الرابطة الأيونية بين عنصرين الفرق في السالبية الكهربائيةبينهما أكبر من(1.7)
-تميل الفلزات إلي فقد الإلكترونات (جهد تأينها صغير) وتتحول إلي أيونات موجبة ،وتميل اللافلزات إلي اكتساب إلكترونات (ميلها الإلكتروني كبير) وتتحول إلي أيونات سالبة.

***العلاقة بين السالبية الكهربائية والرابطة الأيونية في الجدول الدوري:

كلما ازاد البعد الافقي في الجدول الدوري بين الفلز واللافلز ازاد فرق السالبية الكهربائية عن (1.7) وتزداد الخصائص الايونية للمركب.

Tartous University - Faculty of Science

مثال: عناصر المجموعة الاولي 1A (العناصر القلوية) تكوّن مع عناصر الهالوجينات المجموعة السابعة 7A اقوي المركبات الايونية .

***الخصائص العامة للمركبات الأيونية:

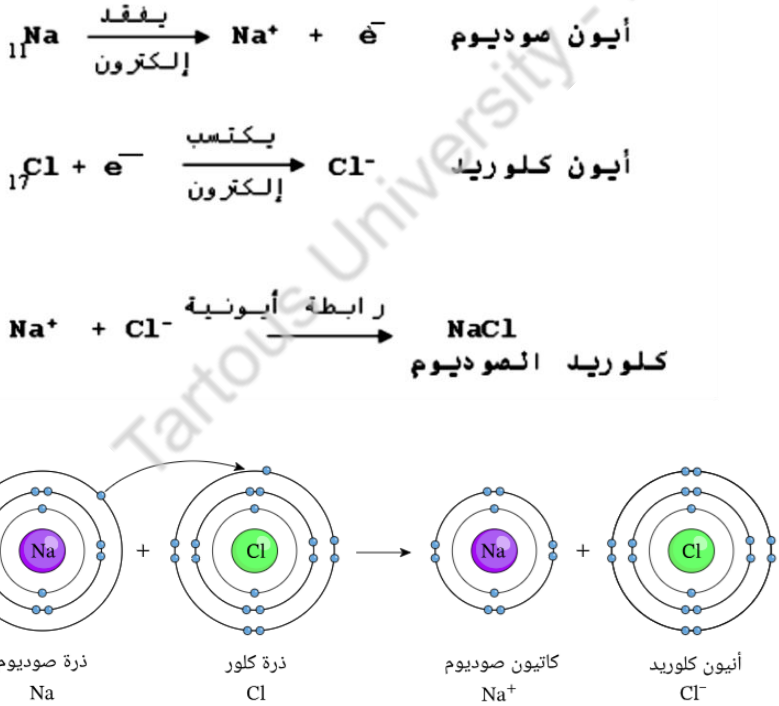
1-التركيب : بلورات صلبة ، لها شكل بلوري محدد نتيجة قوي الجذب بين الأنيونات والكاتيونات.

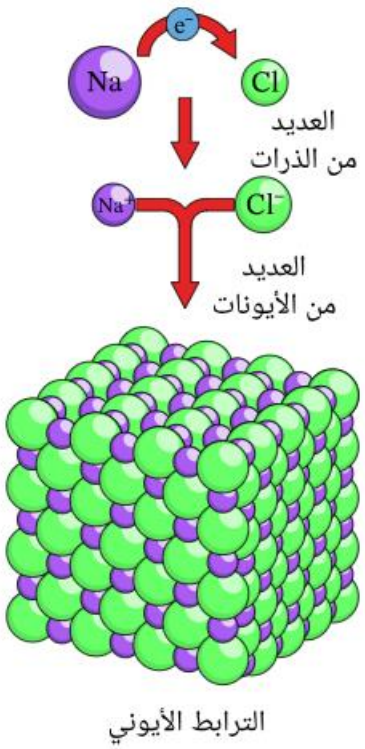
2-درجة الانصهار والغليان : لها درجات انصهار وغليان مرتفعة حيث يتطلب كسر الرابطة والتغلب على قوى التجاذب بين الأيونات استهلاك قدر كبير من الطاقة الحرارية.

3-الذوبان : تذوب المركبات الأيونية في المذيبات القطبية نتيجة لتفكك الشبكة البللورية وانجذاب أيوناتها إلي الأيونات المخالفة لها في الشحنة في المذيب القطبي.

4-التوصيل الكهربائي : المركبات الأيونية توصل التيار الكهربائي بسبب حركة أيوناتها الحرة في المصهور أو الأيونات المماهه في المحلول نحو الأقطاب المخالفة لشحنتها.

مثال للرابطة الأيونية ، تفاعل الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم





الترابط الأيوني

Tartous University - Faculty of Science

الرابطة التساهمية (المشتركة):

تعريف الرابطة التساهمية :هي رابطة تحدث بين لافلزين (عنصرين الفرق في السالبية الكهربائية بينهما أقل من 1.7) .

وفيها تشارك كل ذرة بإلكترون مفرد في الرابطة ، ولها عدة أنواع من حيث الالكترونات المشتركة من كل ذرة ، فإذا شاركت كل ذرة بالكترون فتنشأ رابطة مشتركة أحادية (H-H) ، واذا شاركت كل ذرة بإلكترونين فتنشأ رابطة ثنائية(O=O) ، واذا شاركت كل ذرة بثلاث الكترونات تنشأ رابطة ثلاثية(N≡N)

*****أهم الملاحظات على الرابطة التساهمية:**

1-إن الرابطة الثلاثية أقوى من الرابطة الثنائية وهي أقوى من الرابطة الأحادية.

2-يمكن التنبؤ بعدد الروابط المشتركة غالباً بمعرفة عدد الالكترونات اللازم للحصول على بنية غاز خامل .
مثال : الأكسجين لديه ستة الكترونات في الطبقة الخارجية ويحتاج الى الكترونين للحصول على بنية غاز خامل لذلك يشكل رابطتين مشتركتين.

3-الرابطة التساهمية تكون تساهمية نقية أو تساهمية قطبية.

-الرابطة التساهمية النقية :تحدث عندما تكون الذرتان متساويتين في السالبية الكهربائية(ذرتين متشابهتين) مثل الرابطة في جزيء الهيدروجين وفي هذه الرابطة يقضي إلكترونا الرابطة وقتاً متساوياً بالقرب من كل ذرة ، وتكون الشحنة النهائية لكل ذرة مساوية صفراً.

-الرابطة التساهمية القطبية : وتحدث بين ذرتين مختلفتين في السالبية الكهربائية.

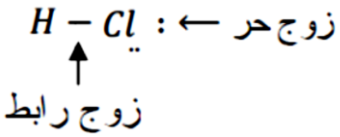
مثل الرابطة في جزئ كلوريد الهيدروجين(HCl ذرة كلور وذرة هيدروجين)

في هذا المثال : السالبية الكهربائية للكلور = 3 وللهيدروجين = 2.1 فذرة الكلور أكثر سالبية من ذرة الهيدروجين ،لذلك يقضي إلكتروني الرابطة فترة أطول مع ذرة الكلور ، فتظهر عليها شحنة سالبة جزيئية وتظهر على ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزيئية.

ملاحظة : الالكترونات حول الذرة تكون على نوعين :

- **زوج الكتروني رابط وهو الذي يكون مشتركاً بين الذرتين (يشكل الرابطة).**
- **زوج الكتروني حر ويكون غير مشترك بين الذرتين.**

Tartous University - Faculty of Science



النظريات التي فسرت تشكل الرابطة التساهمية

وضع العديد من العلماء نظريات لتفسير تشكل الرابطة التساهمية في المركبات ، ومن أهمها :

1- **قاعدة الثمانية وصيغ لويس.**
2- **نظرية رابطة التكافؤ.**
3- **نظريات المدارات الجزيئية.**

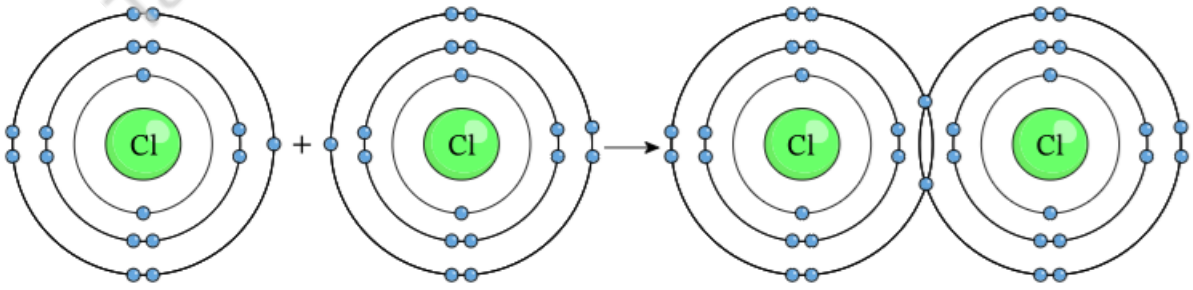
أولاً : قاعدة الثمانية وصيغ لويس:

وضع النظرية العالمان " لويس " وكوسل " سنة 1961

- تنص النظرية على : بخلاف الهيدروجين والليثيوم والبريليوم - تميل ذرات جميع العناصر إلي الوصول إلي التركيب الالكتروني الثماني (تشبه الغاز الخامل الأقرب إليها)أي حالة الاستقرار - لذلك تشارك الذرة غيرها من الذرات بعدد من الإلكترونات يساوي العدد الذي تحتاجه ؛حتى يكتمل مستواها الأخير بـ 8 إلكترونات .

- الرابطه التساهميه عباره عن مشاركه الكترونيه بين الذرات ويشار الي الالكترونات بعلامات (.. أو ــ).

مثال تكوين جزئي الكلور Cl_2 Cl-Cl



Tartous University - Faculty of Science

عيوب النظرية:

- **لم تستطع النظرية تفسير الروابط في بعض المركبات مثل جزئ خامس كلوريد الفوسفورPCl_5(تحاط ذرة الفوسفور بـ 10 إلكترونات وليس ثمانية)**

وكذلك جزئ ثالث فلوريد البورون(BF_3 إذ تحاط ذرة البورون بـ 6 إلكترونات و ليس 8)

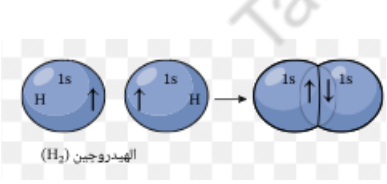
- **لم تفسر النظرية بعض خصائص الجزيئات مثل الشكل الفراغي والزوايا بين الروابط.**

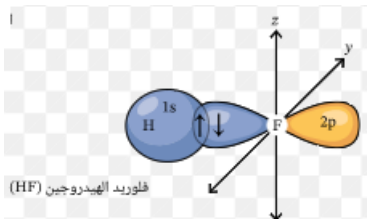
ثانياً : نظرية رابطة التكافؤ:

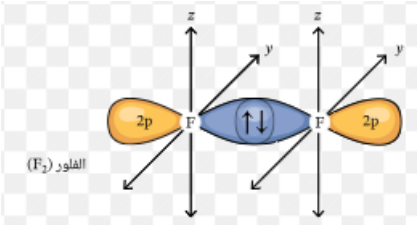
- **بنيت هذه النظرية على أساس ميكانيك الكم (الالكترون جسيم مادي له خصائص موجية) والطبيعة المزدوجة للإلكترون وعلى احتمال تواجده في مكان ما في الفراغ حول النواة.**
- **تُبقي النظرية على صورة الذرات المفردة.**
- **تفسر النظرية تكوين الرابطة التساهمية عن طريق تداخل أوربيتال إحدى الذرتين ، وبه إلكترون مفرد مع أوربيتال به إلكترون مفرد من الذرة الأخرى.**

***نص النظرية : عندما يتداخل مدار ذري فردي من إحدى الذرتين وهي التي تحوي الكترون واحد مع مدار ذري فردي من ذرة أخرى ويحوي الكترون فردي ، يتشكل مدار جزيئي وبالتالي تتشكل رابطة تساهمية في الجزيء ، وتبعاً لنوع المدارات الذرية المتداخلة تتشكل رابطة سيجما σ أو رابطة باي π .**

أمثلة عن الروابط سيجما σ

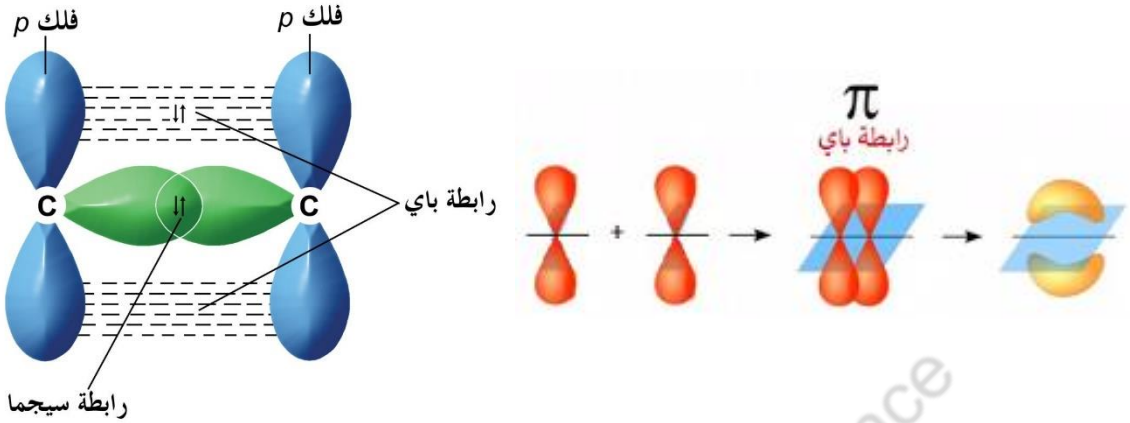






Tartous University - Faculty of Science

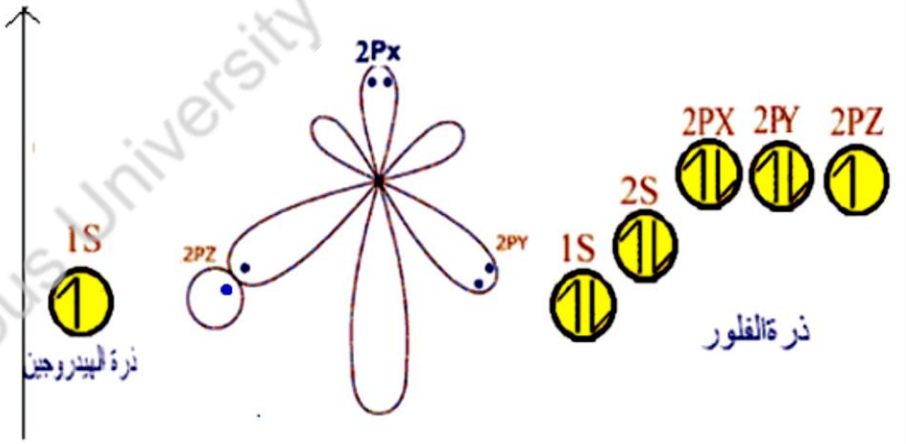
أمثلة عن الروابط باي π



مثال: تكوين جزئ فلوريد الهيدروجين

تتشكل الرابطة بتداخل أوربيتال 1S من ذرة الهيدروجين (يحتوي على إلكترون مفرد) مع اوربتال 2Pz (يحتوي على إلكترون مفرد) من ذرة الفلور .

$$_1H = 1s^1$$
$$_9F = 1s^2, 2s^2, 2P_X^2, 2P_Y^2, 2P_Z^1$$

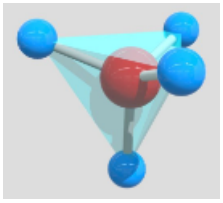


في ذرة الفلور : نلاحظ أن الاوربيتالات الأخرى لا تتداخل لتشبعها بـ 2 إلكترون لكل منها.

Tartous University - Faculty of Science

مثال : جزئ الميثان CH_4 مكون من ذرة كربون وأربع ذرات هيدروجين

-ترتبط ذرة الكربون مع ذرات الهيدروجين ،عن طريق روابط تساهمية متساوية في الطول و القوة (الطاقة).



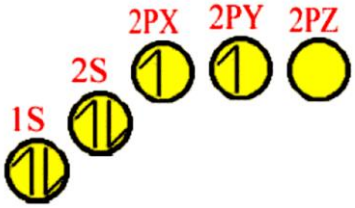
-يأخذ جزئ الميثان شكل هرم رباعي وجوه.

-قيم الزوايا بين كل رابطة والأخرى(109.20) .

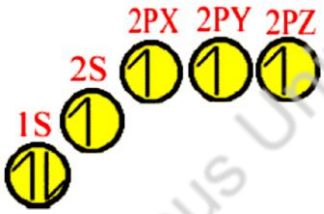
تفسير تركيب جزيء الميثان:

التوزيع الالكتروني لذرة الكربون يكون على الشكل $1s^2,\ 2s^2, 2P^1_x, 2P_y^1, 2PZ^\circ$

ذرة الكربون فيها الكترونين مفردين و اوربيتال 2Pz فارغ .

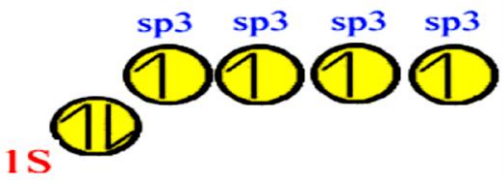


تكتسب الذرة كمية من الطاقة وتصبح الذرة مثارة وينتقل إلكترون من المستوي الفرعي 2S إلى الأوربيتال الفارغ 2Pz ، ويصبح تركيب ذرة الكربون كالآتي:



ويصبح لذرة الكربون 4 أوربيتالات ، في كل منها إلكترون واحد ولكنها غير متساوية في الطاقة أو الاتجاه الفراغي لذلك تحدث عملية تهجين بين الأوربيتال 2s والأوربيتالات الثلاثة 2P وتنتج أربع أوربيتالات مهجنة متساوية في الطاقة .

$$1(2S) + 3(2P) \rightarrow 4\ SP^3$$



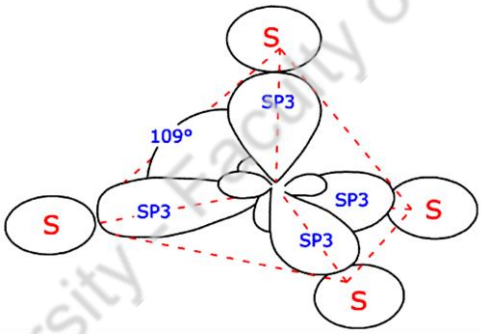
Tartous University - Faculty of Science

التهجين

هو تداخل أوربيتالين مختلفين أو أكثر (متقاربين في الطاقة) في الذرة نفسها لتنتج أوربيتالات مهجنة متساوية في الطاقة.

- في المثال السابق (جزيء الميثان) يحدث التهجين في ذرة الكربون بتداخل الأوربيتال 2S مع الأوربيتالات الثلاثة 2P وينتج 4 أوربيتالات مهجنة SP^3

ثم يحدث التداخل بين الأوربيتالات المهجنة في الكربون والأوربيتالات في ذرات الهيدروجين الأربعة ، ويأخذ الجزيء شكل هرم رباعي وجوه ، وتكون قيم الزوايا بين كل رابطة والأخرى (109^0).



الشكل الفراغي لجزيء الميثان

مثال تكوين جزئ الايثيلن C_2H_4

1- يحدث إثارة لذرتي الكربون ليصبح في كل منها 4 أوربيتالات يحتوي كل أوربيتال على إلكترون مفرد.

2- يحدث التهجين بين الأوربيتال 2S والاوربيتالين 2Py , 2Px في كل ذرة كربون وينتج ثلاثة اوربيتالات من نوع sp^2 .

ولتقليل التنافر بين الاوربيتالات تصبح الزاوية بين كل اثنين منهم (120^0) .

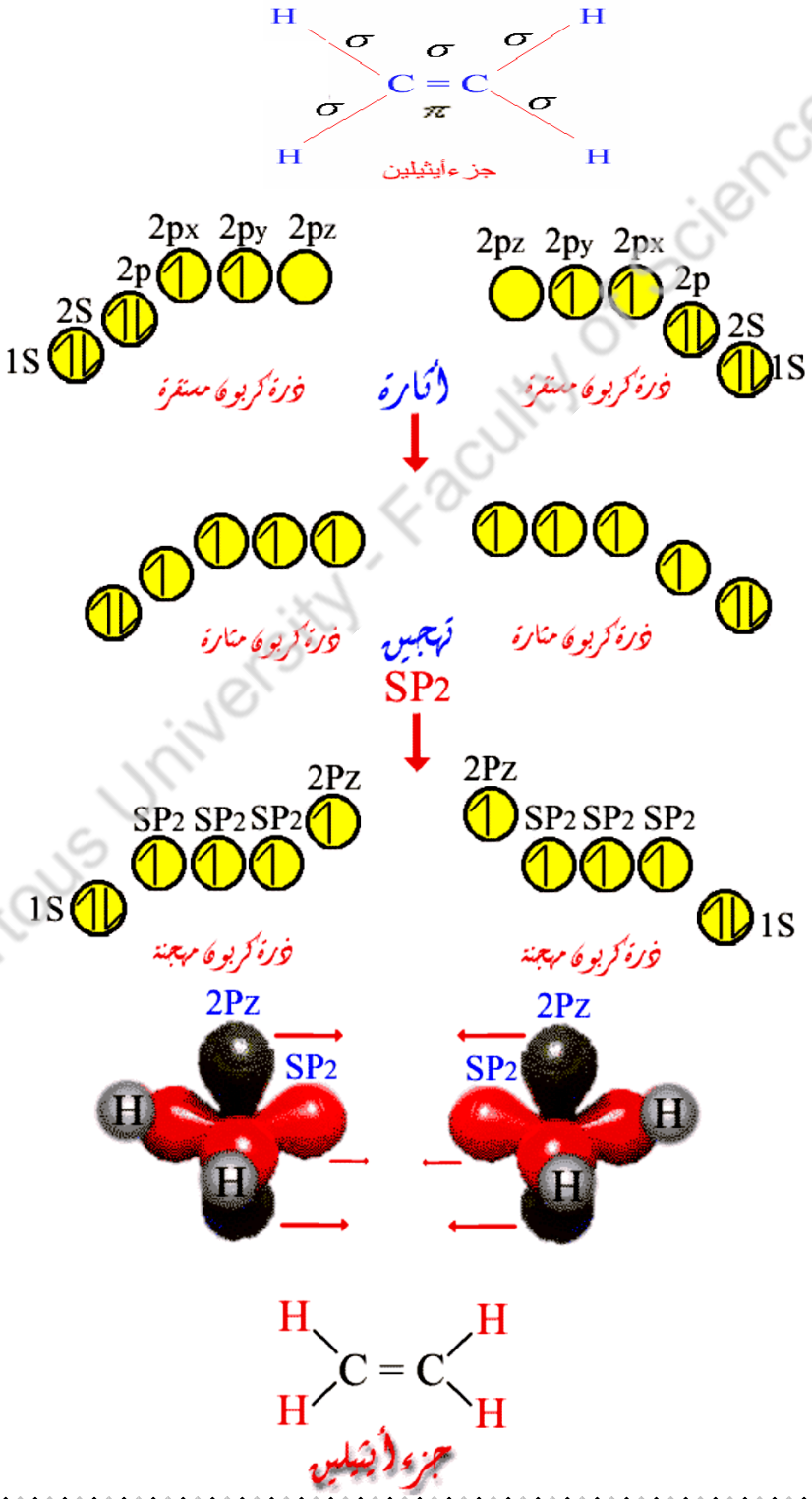
Tartous University - Faculty of Science

3-ثم يحدث التداخل بين أوربيتالات ذرتي الكربون وذرات الهيدروجين كالآتي:

أ-تداخل أوربيتالين من نوع SP^2 من كل ذرة كربون مع الأوربيتالين 1S من ذرتي الهيدروجين ؛ لتكوين الرابطتين H- C – H .

ب- تداخل بين الأوربيتالين المهجنين SP^2 بين ذرتي الكربون لتنتج الرابطة C-C تداخل رأسي .

ج- تداخل بين الأوربيتالين غير المهجنين 2Pz بين ذرتي الكربون لتنتج رابطة ثانية C-C تداخل بالجانب (وتكون عمودية على الروابط السابقة) ويصبح شكل جزيء الإيثيلن على الشكل الاتي:



Tartous University - Faculty of Science

شروط التهجين :

1- **يحدث التهجين في الذرة نفسها ، وأحياناً يحدث بعد اثارة الذرة.**
2- **يحدث التهجين بين أوربيتالات مختلفة و متقاربة في الطاقة .**
3- **عدد الأوربيتالات المهجنة يساوي عدد الأوربيتالات النقية الداخلة في التهجين .**
4- **الأوربيتالات المهجنة متساوية في الطاقة .**
5- **الاوربيتالات المهجنة أكثر بروزاً من الأوربيتال العادي؛ مما يسهل عملية التداخل.**

تفسير قيم الزوايا بين الروابط :

الأوربيتال المهجن هو إلكترون سالب ، ولكي يُخفض التنافر بين الأوربيتالات لأقل قدر ممكن فإن الأوربيتالات تأخذ أشكالاً فراغية لتشكل زوايا محددة فيما بينهما وتحدد الشكل الفراغي للجزيء.

ملاحظة: هناك عدة أنواع من المدارات الهجينة ، مثل:

- **التهجين من نوع SP (تهجين مدارين ذريين) ويكون الجزيء خطي بزاوية (^{0} 180) مثل جزيء الاستلين C_2H_2 .**
- **التهجين من النوع SP^2(تهجين ثلاثة مدارات ذرية) ويكون للجزيء بنية زاوية بقياس (^{0} 120) مثل جزيء الايتلن C_2H_4 .**
- **التهجين من النوع SP^3 (تهجين أربعة مدارات ذرية) وتكون البنية الفراغية للجزيء على شكل هرم رباعي وجوه مثل جزيء الميثان CH4 .**
- **التهجين من النوع SP^3d (تهجين خمسة مدارات ذرية) وتكون البنية الفراغية للجزيء على شكل هرم مثلث مضاعف مثل جزيء PCl_5 .**
- **التهجين من النوع SP^3d^2 (تهجين ستة مدارات ذرية) وتكون البنية الفراغية للجزيء على شكل ثماني وجوه مثل جزيء SF_6 .**

Tartous University - Faculty of Science

ثالثاً : نظرية الاوربيتالات الجزيئية:

اعتبرت هذه النظرية الجزيء وحدة واحدة ، يحدث فيها تداخل بين جميع الاوربيتالات الذرية لتكوين الاوربيتالات الجزيئية.

يرمز للاوربيتالات الذرية بالرموز S , P , d ,f..... ويرمز للاوربيتالات الجزيئية بالرموز σ (سيكما) و π (باي) و δ (دلتا)

- الرابطة سيكما σ:

تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها البعض بالرأس (أي على خط واحد) وتكون الرابطة سيجما أقوي من الرابطة باي.

- الرابطة باي π :

تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالجنب (بالتوازي) وهي أضعف من الرابطة سيجما.

ينتج عن تداخل المدارات الذرية مدارات جزيئية رابطة حيث تبلغ كثافة الشحنة الإلكترونية بين نوى الذرات المرتبطة قيمتها العظمى مما يقلل من التنافر بين نواتي الذرتين الموجبتين، والذي يؤدي إلى تجاذب الذرتين وتشكيل الجزيء، وهذا يؤدي إلى انخفاض الطاقة واستقرار الجزيء، ويُطلق على هذا التداخل بالتداخل البناء (لإتحاد). أما في المدارات جزيئية المضادة للربط فتتركز الكثافة الإلكترونية خارج المنطقة الواقعة بين النواتين حيث توجد عقدة بينهما، وبالتالي لا تحجب الكثافة الإلكترونية النواتين بعضهما عن بعض مما يزيد التنافر الكهربائي بين النواتين وهذا يجعل المدار المضاد للربط أعلى طاقياً من طاقة المدارات الذرية، وبالآتي عدم استقرار الجزيء، ويطلق على التداخل بين المدارات التداخل غير البنَاء بين نوى ذراته، يمكن التعبير عن ذلك كما يأتي:

$$ {}^1AO + {}^1AO \rightarrow {}^1MO + {}^1MO^* $$

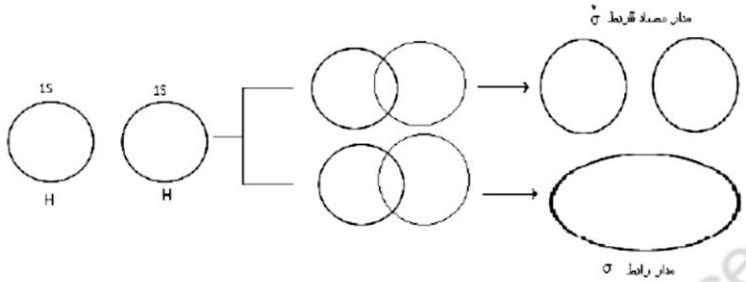
مدار جزيئي مضاد مدار جزيئي رابط مدار ذري مدار ذري

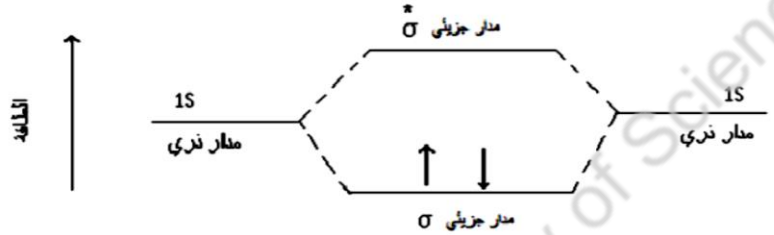
للربط σ^* أو π^* σ أو π

Tartous University - Faculty of Science

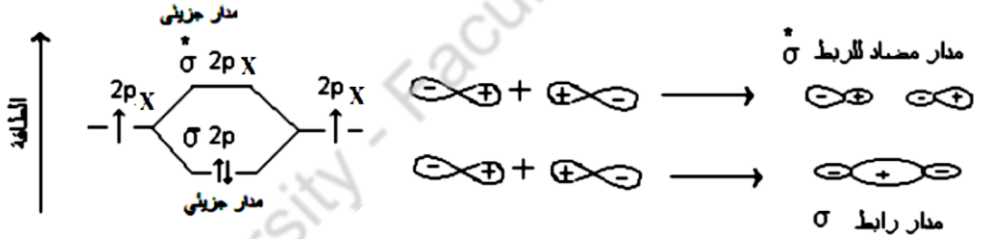
ملاحظة : عدد المدارات الذرية AO الداخلة في التفاعل يساوي عدد المدارات الجزيئية الناتجةMO .

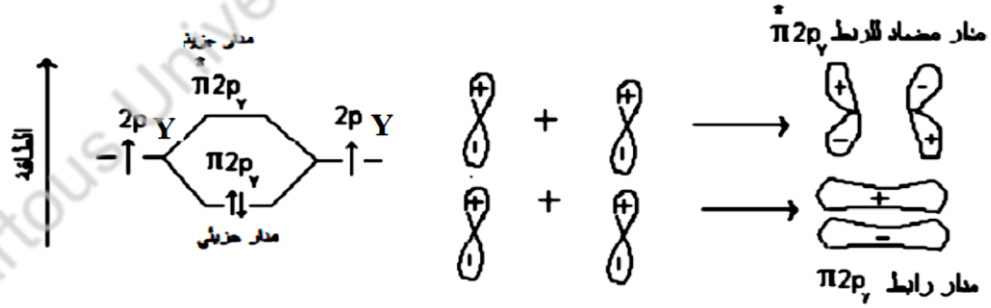
1- مخطط MO لجزيء الهيدروجين:





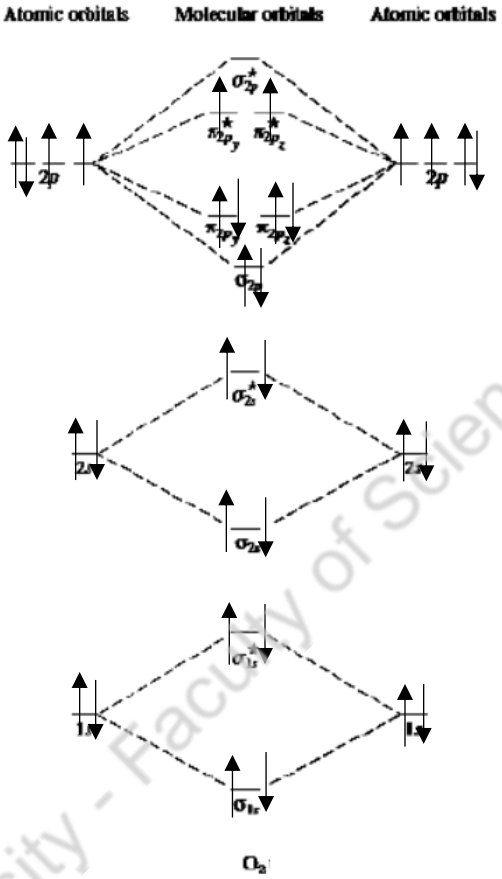
2- مخطط MO لبعض مدارات P الذرية:





Tartous University - Faculty of Science

مثال: مخطط المدارات الجزيئية لجزيء الأكسجين:



Tartous University - Faculty of Science

خصائص المركبات التساهمية:

1- الذوبان : لا تذوب في المذيبات القطبية كالماء لعدم وجود أيونات وإنما تذوب في المذيبات العضوية.

2- درجات الانصهار والغليان : منخفضة لسهوله كسر الروابط الضعيفة في المركب.

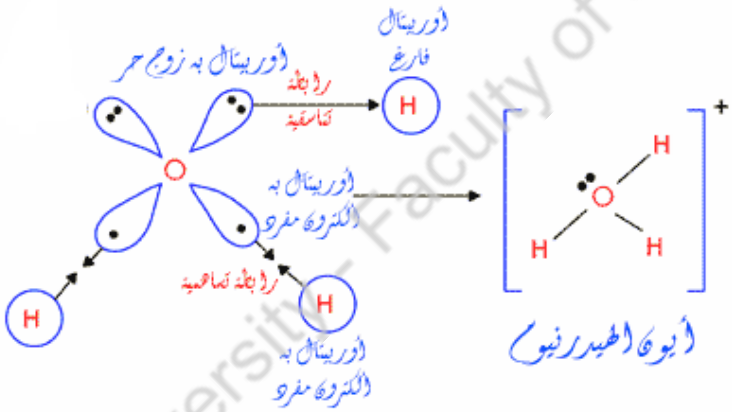
3- التوصيل الكهربائي : لا توصل التيار لعدم تأين جزئياتها (لا تُشكل أيونات) .

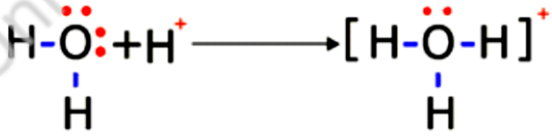
الرابطة التناسقية :

هي نوع من الروابط التساهمية، إلا أن مصدر إلكتروني الرابطة هو إحدي الذرتين.

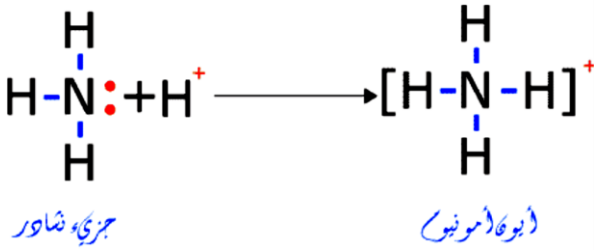
- تنشأ الرابطة عندما تمنح أحدى الذرتين (الذرة المانحة) زوجاً من الإلكترونات الحرة إلي ذرة أخرى (ذرة مستقبلة) فيها أوربيتال فارغ لتصل للتركيب الإلكتروني الثابت

مثال : أيون الهيدرونيوم H_3O^+ تحتوي ذرة الأكسجين في جزئ الماء على زوج من الإلكترونات الحرة أما أيون الهيدروجين الموجب (بروتون) والناتج عن ذوبان الأحماض في الماء ، فإنه يحتوي على أوربيتال فارغ ،تمنح ذرة الأكسجين هذا الزوج الالكتروني إلي أيون الهيدروجين الموجب و يتكون أيون هيدرونيوم H_3O^+ موجب .





مثال: أيون الأمونيوم NH_4^+ تحتوي ذرة النيتروجين في جزئ النشادر على زوج من الإلكترونات الحرة تمنحه لأيون الهيدروجين الموجب ، ويتكون أيون الامونيوم الموجب .



Tartous University - Faculty of Science

الرابطة الهيدروجينية :

هي قوى جذب كهربائي ضعيفة تحدث عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبية كهربائية عالية ترتبط مع احداهما برابطة تساهمية قطبية وتنجذب الي الاخري برابطة هيدروجينية مما يسبب تقارب وترابط الجزيئات معا.

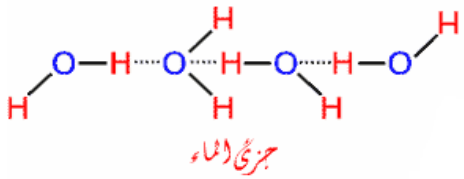
نلاحظ أن الماء H_2O يغلي عند الدرجة (100) درجة مئوية وكتلته الجزيئية 18 ،بينما يغلي كبريتيد الهيدروجين H_2S عند الدرجة (61) درجة مئوية وكتلته الجزيئية 34 ، فما السبب؟
يرجع السبب إلى وجود روابط هيدروجنية بين جزيئات الماء. ولكسر هذه الروابط يلزم طاقة حرارية كبيرة.
نلاحظ أن السالبية الكهربائية للهيدروجين 2.1 و للأكسجين 3.5 فالماء جزيء قطبي حيث تحمل ذرة الأكسجين شحنة سالبة جزئية وذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية ،وتصبح ذرة الهيدروجين بين ذرات الأكسجين ذات السالبية الكهربائية الكبيرة؛ وتشكل رابطة هيدروجينية فتعمل على جذب جزيئات الماء وترابطها معاً.
إن الرابطة الهيدروجنية أطول من الرابطة التساهمية وأضعف منها.

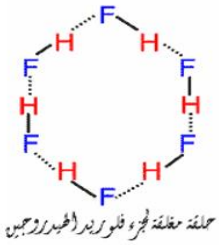
أشكال الرابطة الهيدروجينية :

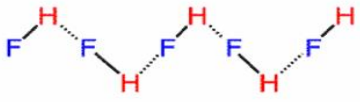
1- على شكل خط مستقيم مثل جزئ الماء

2- على شكل حلقة مغلقة جزئ فلوريد الهيدروجين

3-على شكل شبكة مفتوحة جزئ فلوريد الهيدروجين


جزئ الماء

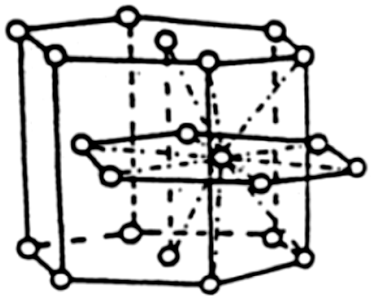

حلقة مغلقة لجزء فلوريد الهيدروجين


شبكة مفتوحة لجزء فلوريد الهيدروجين

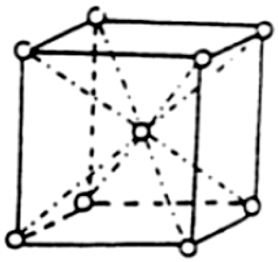
Tartous University - Faculty of Science

الرابطة الفلزية :

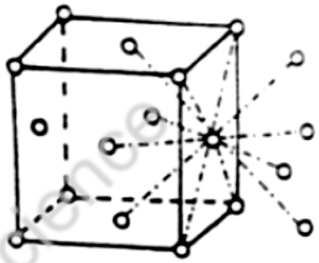
تشكل المعادن القسم الأكبر من عناصر الجدول الدوري ، وقد أثبتت التجارب التي أُجريت على المعادن باستخدام أشعة X بأنها أجسام صلبة ذات بنية بلورية ولها ثلاثة أشكال.



الشكل السداسي المتراص



المكعب المتمركز الجسم



المكعب المتمركز الوجه المتراص

في الشبكة البلورية تترتب أيونات المعدن الموجبة ، أما إلكترونات المدار التكافؤي (الخارجي) لكل ذرة فتجتمع معاً لتشكل سحابة إلكترونية حرة الحركة تربط هذا التجمع الكبير من أيونات المعدن الموجبة . لا تنتمي هذه الالكترونات لذرة معينة من ذرات المعدن ولكنها تنتقل بين الأيونات الموجبة

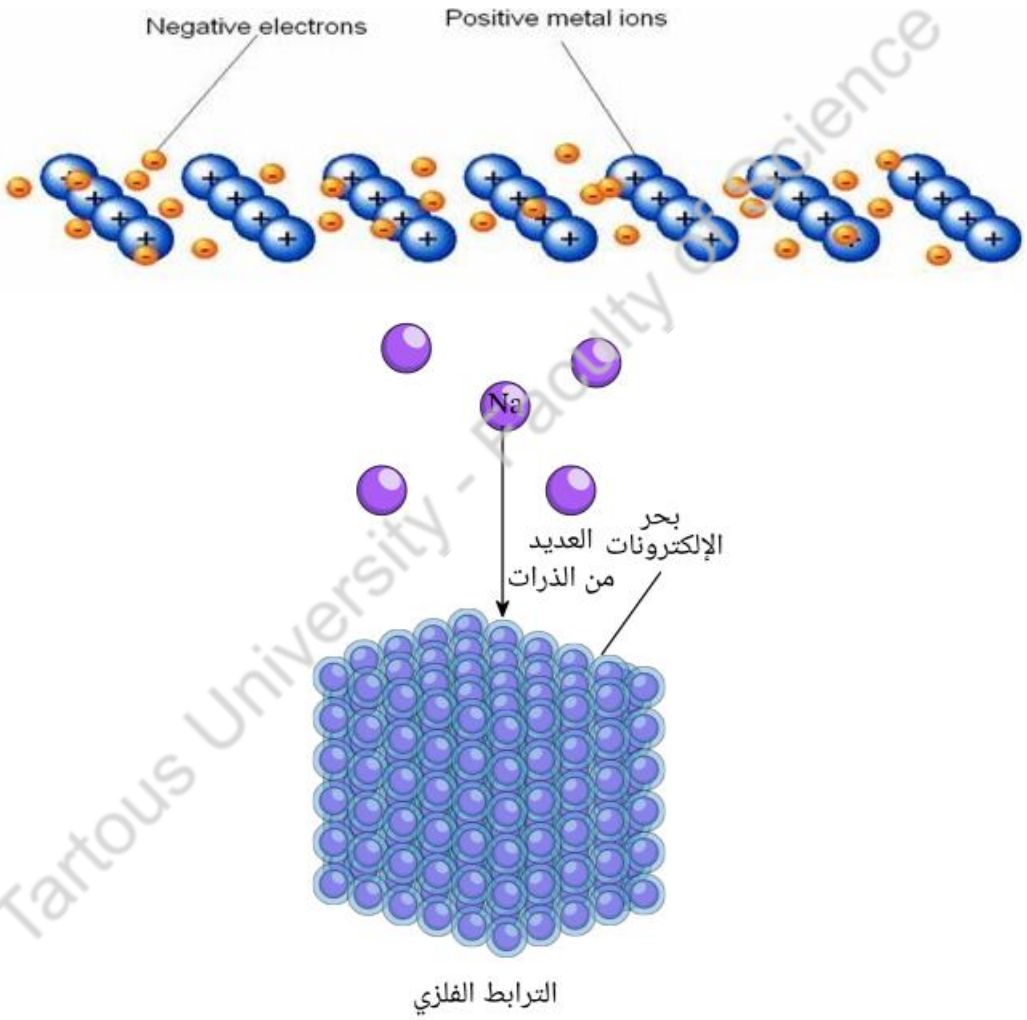
وبالتالي فإن الرابطة الفلزية هي رابطة تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ التي تقلل من قوى التنافر بين أيونات المعدن الموجبة في الشبكة البلورية.

- تُعزى الناقلية الكهربائية والحرارية في المعادن إلى الكترونات التكافؤ الحرة .
- كلما ازداد عدد إلكترونات التكافؤ ،ازدادت قوة الرابطة الفلزية وأصبح الفلز أكثر صلابة وتماسكاً ، وارتفعت درجة انصهاره وغليانه.

Tartous University - Faculty of Science

- **مثال:**

الفلز	عدده الذري	توزيعه	التكافؤ	الصلابة	درجة الانصهار
الصوديوم	11	1-8-2	1	لين	98مْ
الماغنسيوم	12	2-8-2	2	طري	150مْ
الألومنيوم	13	3-8-2	3	صلب	660مْ



تشكل الرابطة المعدنية

Tartous University - Faculty of Science