

# الكيمياء العامة

## الروابط الكيميائية



### الجدارة:

القدرة على تصنيف المواد الكيميائية المختلفة حسب نوع الرابطة و من ثم التنبؤ ببعض خواص هذه المواد.

### الأهداف:

تمكين الطالب من:

- فهم و ادراك الرابطة الكيميائي، أنواع الروابط الكيميائية و أساس هذا التنوع.
- فهم و ادراك العلاقة بين نوع الرابطة الكيميائي الموجود في المادة و خواص تلك المادة.
- التعبير عن هذه الروابط المتنوعة بأشكال و مخططات مختلفة.
- فهم و ادراك الفرق بين الروابط الكيميائية و الروابط غير الكيميائية.

### الوقت المتوقع للدراسة:

٥ ساعات.

### متطلبات الجدارة:

لا يحتاج الطالب إلى متطلب سابق لدراسة هذه الوحدة.

## Preface تمهيد ١-٢

عدد كبير من ذرات العناصر تميل إلى الاتحاد مع ذرة أخرى أو أكثر من نفس العنصر أو من عناصر أخرى، وذلك للوصول إلى الحالة التي تكون فيها الذرات المتحدة أكثر استقراراً، تسمى قوى الجذب (Attractive Forces) التي تساعد على بقاء واستمرار هذا الاتحاد بالروابط الكيميائية. تقسم الروابط الكيميائية إلى الأنواع التالية:

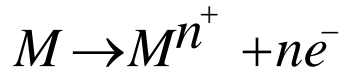
(أ) الرابط الأيوني.

(ب) الرابط التساهمي.

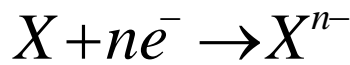
(ج) الرابط المعدني.

## Ionic Bond الرابط الأيوني ٢-٢

يُعرف الرابط الأيوني بأنه قوة جذب كهربائي بين ذرتين مختلفتين أو أكثر. يتكون هذا الرابط نتيجة لانتقال إلكترون واحد أو أكثر من غلاف تكافؤ ذرة [غالباً ما تكون ذرات طاقة تأين وسالبة كهربائية واطنيتين] إلى غلاف تكافؤ ذرة مختلفة أخرى [غالباً ما تكون ذات طاقة تأين وسالبة كهربائية عاليتين]، بعد الانتقال يسمى ما ينتج عن الذرة الفاقدة للإلكترون أو أكثر بالأيون الموجب أو كاتيون (Cation)



أما ما نتج عن استلام الذرة للإلكترون أو أكثر فيسمى بالأيون السالب أو الأيون Anion



يحمل كل من الأيون الموجب والأيون السالب شحنة كهربائية مساوية لعدد إلكترونات المفقودة أو المكتسبة.

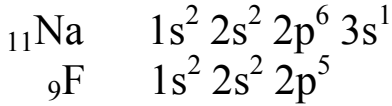
تسمى المركبات الناتجة عن هذا النوع من الروابط بالمركبات الأيونية (Ionic Compounds). ولفهم كيفية تكون الرابط الأيوني بين الذرات المختلفة فسوف نستعين بالترتيب الإلكتروني للذرات المتحدة لتفسير ذلك.

مثال:

## فلوريد الصوديوم NaF

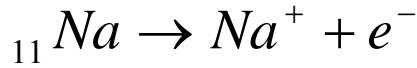
يتكون هذا المركب الأيوني من اتحاد عنصر الفلور مع عنصر الصوديوم.

الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الصوديوم وذرة الفلور هو

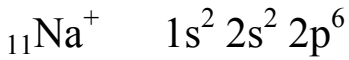


يلاحظ من الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الصوديوم أنها تحتاج إلى فقدان إلكترون واحد فقط

للوصول للترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارا.

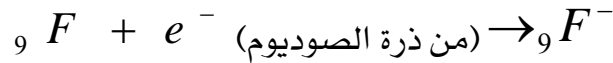


حيث أن الترتيب الإلكتروني لأيون الصوديوم

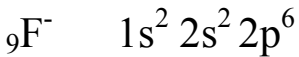


بينما يلاحظ من الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الفلور أنها تحتاج إلى اكتساب إلكترون واحد فقط

للوصول للترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارا.



حيث ان الترتيب الإلكتروني لأيون الفلور

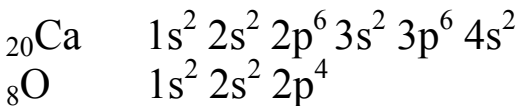
بعد هذا يحصل تجاذب كهربائي [أو الكترولستاتيكي] بين الأيونين الموجب  $\text{Na}^+$  والسالب  $\text{F}^-$ ,

وينتج عن هذا التجاذب تكوين المركب الأيوني المسمى فلوريد الصوديوم.

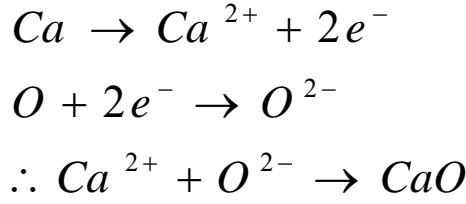
ولمزيد من التوضيح واتباع نفس الخطوات في المثال أعلاه ندرس عملية تكون الرابطة الأيونية في

المركبات الأيونية التالية:

## أكسيد الكالسيوم CaO

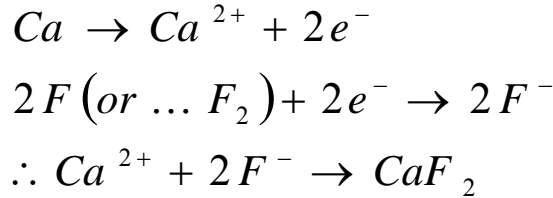
من الواضح من الترتيب الإلكتروني للذرتين أعلاه أن ذرة الكالسيوم هي التي تفقد  $2e^-$  وذرة

الأكسجين تكتسب هذا الإلكترونات للوصول إلى حالة الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارا.



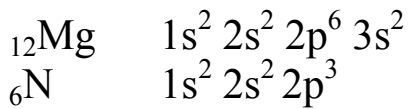
### فلوريد الكالسيوم $CaF_2$

من خلال الأمثلة السابقة يمكن التعرف على الترتيب الإلكتروني لذرتي الكالسيوم والفلور. لما كانت ذرة الكالسيوم تفتقد إلكترونين وذرة الفلور تميل إلى اكتساب إلكترون واحد فقط - أصبح من الضروري ارتباط ذرتي فلور ومن خلال رابطتين أيونين منفصلين مع ذرة كالسيوم واحدة.

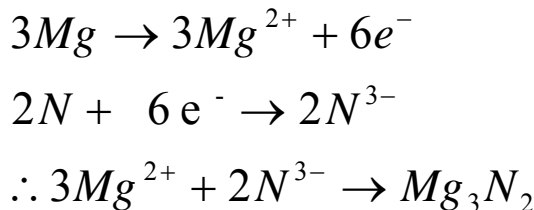


### نتريد المغنيسيوم $Mg_3N_2$

توضح الصيغة الكيميائية للمركب أن ثلاث ذرات مغنيسيوم ترتبط مع ذرتين مع النيتروجين. يمكن تصور ذلك إذا ما نظرنا إلى الترتيب الإلكتروني لكل من ذرة عنصر المغنيسيوم وذرة عنصر النيتروجين.



يلاحظ من الترتيب الإلكتروني أن ذرة عنصر المغنيسيوم تميل إلى فقدان إلكترونين فقط وذلك للوصول إلى الترتيب الإلكتروني للحالة الأكثر استقرارا بينما ذرة عنصر النيتروجين تميل إلى اكتساب ثلاث إلكترونات للوصول إلى الحالة الإلكترونية الأكثر استقرارا، لذا أصبح من الضروري أن ترتبط ثلاث ذرات مغنيسيوم (تفقد ست إلكترونات) مع ذرتي نيتروجين (تكتسب ست إلكترونات).



## Properties of Ionic Compounds

## ٢- ٢- ١: خواص المركبات الأيونية

(أ) درجات انصهار و غليان عالية.

على الرغم من التنوع الكبير في درجات انصهار و غليان المركبات الأيونية إلا أنه يمكن وصفها بالعالية نسبياً، يعزى في ذلك إلى التركيب الداخلي للمركبات الأيونية حيث تنظم مكونات المركب بشكل يكون فيه الأيون الواحد محاطاً بأكثر من أيون معاكس له بالشحن. مثلاً في ملح الطعام يحاط أيون الصوديوم بست أيونات كلور وكل أيون كلور يحاط بست أيونات صوديوم. لهذا السبب فإن عملية تفكك هذه الروابط يتطلب طاقة أعلى مما لو كان كل أيون محاطاً بأيون واحد معاكس له بالشحن أو بتعبير آخر تتواجد المادة على شكل جزيئات منفردة أو تجمعات جزيئية صغيرة. ولنفس السبب تستخدم عبارة وحدة الصيغة (Formula Unit) بدلاً من الصيغة الجزيئية (Molecular Formula) لوصف الصيغة NaCl.

(ب) محاليلها و منصهراتها موصلات جيدة للكهربائية.

المركبات الأيونية الصلبة ليست موصلات جيدة للتيار الكهربائي إلا أن لمحاليلها المائية و منصهراتها ايصالية كهربائية جيدة، وتعزى الخاصية الأخيرة إلى الحرية على الحركة التي تمتلكها الأيونات الموجبة والسالبة في المحاليل و المنصهرات تحت تأثير التيار الكهربائي. أما في الحالة الصلبة فإن ترابط الأيونات القوي المكون للشبكة البلورية يعيق أو يقيد حركتها مما يجعل من المواد الصلبة غير موصلة للكهربائية، على كل حال الإيصالية الكهربائية للمواد الأيونية هو اقل بكثير من الإيصالية الكهربائية للمواد المعدنية.

(ج) الذوبان في المذيبات القطبية

تذوب المواد الأيونية في المذيبات القطبية (مثل الماء) بشكل جيد. وتعزى قابلية المذيبات القطبية على إذابة المواد الأيونية إلى قدرة المذيب القطبي على الاتحاد بأيونات المركب الأيوني حيث يساعد هذا الاتحاد على تفكك الشبكة البلورية للمركب الأيوني إلى أيونات صغيرة الحجم تختفي بين جزيئات الماء أو المذيب القطبي.

(د) معظم المركبات الأيونية مواد صلبة إلا أنها سهلة التكسر (أو التهشم).

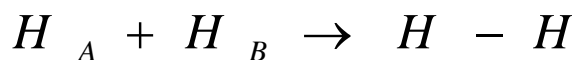
(هـ) مركبات غير متطايرة وذات ضغوط بخارية ومخفضة (Low vapour pressures) بتعبير آخر لا تتبخر بسهولة عند درجة حرارة الغرفة (Room Temperature).

## 3-2 : الرابطة التساهمية Covalent Bond

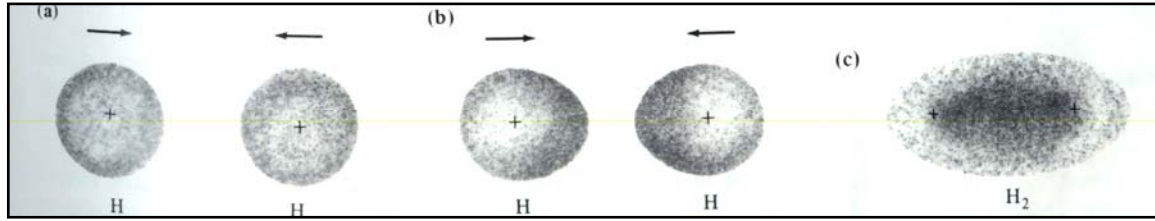
عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتين أو أكثر اقل من الفرق اللازم (1.7) لحصول الرابطة الأيوني، تميل الذرات إلى أن تتشارك فيما بينهما بإلكترونات أغلفتها التكافئية، قوة الجذب الناشئة عن هذه المشاركة الإلكترونية تسمى بالرابطة التساهمي، إذن يمكن تعريف الرابطة التساهمي على أنه قوة الجذب الناشئة عن اشتراك ذرتين أو أكثر بزواج أو أكثر من الإلكترونات. من الحقائق المعروفة أن وجود واستمرار النظام الذري يعزى إلى قوة الجذب بين نواة الذرة والإلكترونات السابحة حول النواة، لذا فإن الرابطة التساهمي يعمل على جمع نظامين ذريين (أو ذريتين) في نظام جديد يدعى الجزيئة له خواص مميزة تختلف عن خواص الذرات المكونة له. ولتوضيح كيف ينشأ هذا النظام الجزيئي- ندرس تكوين جزيء الهيدروجين من ذرتي هيدروجين، في حيز محدود تقترب ذرتا هيدروجين في أدنى حالات الطاقة من بعضهما وذلك نتيجة لقوة الجذب الناشئة بين نواة ذرة وإلكترون ذرة أخرى، يرافق هذا التقارب بين الذرتين فقدان تدريجي للطاقة الكامنة (Potential Energy) لكل من الذرتين.

استمرار هذا التقارب يتوقف على اتجاه الحركة البرمية للإلكترون في كل من الذرتين، إذا كانت حركة برم الإلكترون في إحدى الذرتين تعاكس من حيث الاتجاه حركة برم الإلكترون في الذرة الأخرى- استمر التقارب بين الذرتين حتى اندماج المدارين الذريين من نوع 1s وتكوين مدار جزيئي يحتوي على إلكترونين يعمل على ربط الذرتين، توصف القوى الناشئة عن هذا الاندماج وربط الذرتين بالرابطة التساهمي. تتوزع كثافة هذا الرابطة بشكل متجانس حول النواتين، بالإضافة إلى ذلك فإن طاقة الجزيئ الناتج هي اقل من مجموع الطاقة الكامنة لكل من الذرتين، وهذا ما يسبب استقرارية النظام الجزيئ الناتج.

أما إذا كانت حركة برم إلكترون في كل من الذرتين باتجاه واحد فهذا سوف يؤدي إلى زيادة قوى التنافر بين الذرتين وبالتالي منع حصول الاندماج الذي يؤدي إلى نشوء الرابطة التساهمي. يمكن وصف تكون الرابطة التساهمي بواحد من الأشكال التالية:







تكون الرابط التساهمي بين ذرتي هيدروجين (المصدر رقم ١).

### 1-3-2 : الرابط التساهمي المستقطب وغير المستقطب Polar and Non-polar Covalent Bonds

يوصف الرابط التساهمي في جزيء الهيدروجين (وكذلك الجزيئات الناشئة من ذرات متشابهة مثل

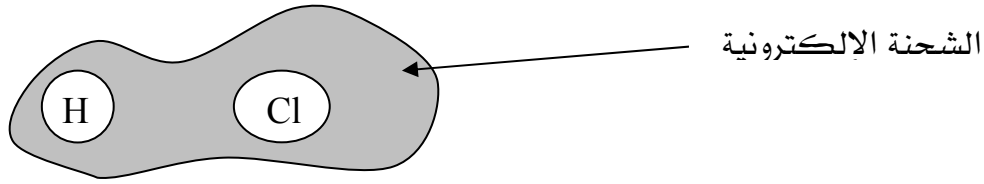
Non-Polar Covalent Bond  $Cl_2, Br_2, F_2, O_2, N_2$  ... إلخ) بالرابط التساهمي غير المستقطب

حيث يقع المزدوج الإلكتروني أو المزدوجات الإلكترونية (كما في  $O_2, N_2$ ) في منتصف المسافة بين نوى الذرتين أو بتعبير آخر تتوزع الكثافة الإلكترونية المكونة للرابط بشكل متجانس حول نوى الذرتين. يعزى هذا التوزيع إلى تساوي السالبة الكهربائية للذرات المشتركة في الرابط - أي أن الفرق في السالبة الكهربائية بين الذرات المتشابهة يساوي صفراً.

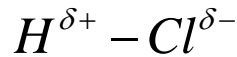
لذا يمكن القول أن الرابط التساهمي غير المستقطب يتكون عندما يكون الفرق في السالبة

الكهربائية بين الذرات المشتركة في الرابط يتراوح بين صفر و 0.5 ، إما إذا زاد الفرق بالسالبة الكهربائية عن 0.5 وقل عن 1.7 ، فإن المزدوج الإلكتروني أو المزدوجات الإلكترونية الواقعة بين الذرات سوف تقع تحت تأثير كبير من قبل نواة الذرة ذات السالبة الكهربائية العالية، مما يؤدي إلى سحب الكثافة الإلكترونية باتجاهها أو بتوزيع غير متجانس (Unsymmetrical) للشحنة الإلكترونية بين الذرات المشتركة في الرابط، حيث نسبة كبيرة من الشحنة الإلكترونية تحيط بنواة الذرة ذات السالبة الكهربائية العالية، مما تتسبب بشحنها بالحث بشحن كهربائية جزيء سالبة (Partial Negative Charge) حيث يرمز لها بـ  $\delta^-$  ، إما نواة الذرة ذات السالبة الكهربائية الواطئة فتحاط بشحنة إلكترونية قليلة توصف بالشحنة الإلكترونية الجزيئة الموجبة (Partial Positive Charge) حيث يرمز لها بـ  $\delta^+$  عندئذ يوصف الرابط الكيميائي بين الذرتين بالرابط التساهمي المستقطب كما في  $H_2O$  و  $HCl$  .

يظهر التوزيع غير المتجانس للشحنة الإلكترونية في المركب  $HCl$  كما في الشكل أدناه



أو يمكن إظهار القطبية كما في الشكل أدناه



في حالة ازدياد الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين عن 1.7 يوصف الرابط الكيميائي بالرابط الأيوني.

الجدول أدناه يوضح الفرق بالسالبية الكهربائية بين ذرات الجزيئات الموجودة في الجدول.

| الفرق بالسالبية الكهربائية | رمز الجزيء |
|----------------------------|------------|
| 0.9                        | HCl        |
| 0.7                        | HBr        |
| 0.4                        | HI         |
| صفر                        | H-H        |

### 2-3-2: الرابط التساهمي وصيغ لويس النقطية Covalent Bond and Lewis dot Formulas

يتضح مما تقدم أهمية إلكترونات غلاف التكافؤ في تكوين الرابط الكيميائي، ولتبسيط كتابة الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر المختلفة - اقترح العالم جلبرت لويس (G.Lewis) ما يسمى برموز لويس (Lewis Symbols) والتي عبارة عن رمز ذرة عنصر محاط بنقطة واحدة أو أكثر تدل على إلكترون أو إلكترونات غلاف التكافؤ.

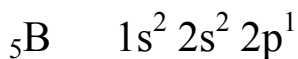
ترسم هذه النقاط على شكل نقاط منفردة أو مزدوجة بحيث تطابق توزيع الإلكترونات في مدار

أو مدارات الغلاف التكافؤي. ولتوضيح كيفية كتابة رموز لويس- نأخذ المثال التالي:

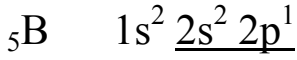
مثال: اكتب رمز لويس لذرة عنصر البورون  $5B$ .

لكتابه رمز لذرة عنصر ما اتبع الخطوات التالية:

(أ) اكتب الترتيب الإلكتروني للذرة مستخدماً السلسلة الطاقية للأغلفة الثانوية.



(ب) عين غلاف التكافؤ وذلك على سبيل المثال بوضع خط تحته.

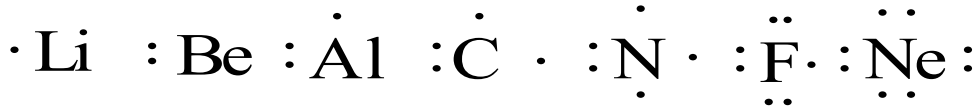


(ج) اكتب الرمز الكيميائي للذرة محاطا بنقاط تدل على عدد وطريقة توزيع الإلكترونات في الغلاف التكافؤ.

$\dot{\text{B}}$ :

: تدل على المزدوج الإلكتروني الموجود في الغلاف الثانوي  
: تدل على الإلكترون المفرد في الغلاف الثانوي .

في حالة وجود أكثر من إلكترون في الغلاف التكافؤي أو استعمال أكثر من نقطة منفردة أو مزدوج من النقاط يفضل توزيعها بالتساوي على الجهات الأربعة للرمز الكيميائي وكما موضح أدناه.



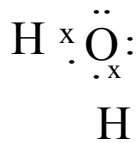
يلاحظ أن مجموع النقاط التي تحيط بذرة العنصر تدل على المجموعة أو الزمرة التي ينتمي إليها العنصر.

طور لويس طريقة لرسم الصيغة التركيبية أو البنائية للمركبات التساهمية وبشكل يظهر فيها إلكترونات التكافؤ لمكونات المركب التساهمي، وذلك باستخدام رموز لويس لذرات العناصر الداخلة في تكوين الجزيئ أو الأيون متعدد الذرات التساهمي.

تسمى هذه الصيغ أو التراكيب بتراكيب لويس النقطية.

هذه الصيغ أو التراكيب مع تعديل طفيف لا تزال تستخدم في كتابة الصيغة التركيبية للمركبات والأيونات التساهمية.

تتكون صيغة لويس النقطية لجزيئ الماء من رمز لويس لذرة الأوكسجين وكذلك رمز لويس لذرة الهيدروجين.

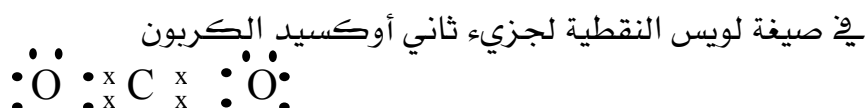


يظهر من الشكل أعلاه أن جزيء الماء يحتوي على:

(أ) اثنين من المزدوجات الإلكترونية (•X) المشاركة حيث يمثل كل منها رابطاً تساهمياً مستقطب. لاحظ موقع المزدوجات الإلكترونية.

(ب) تحاط ذرة الأوكسجين باثنين من المزدوجات الإلكترونية (: ) غير المشتركة في تكوين رابط.

(ج) عدد الإلكترونات التي تحيط بذرة الأوكسجين يساوي ثمانية إلكترونات.

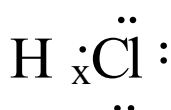


هناك (أ) أربعة أزواج إلكترونية (x) مشتركة (رابطان).

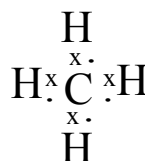
(ب) ذرة الكربون المركزية لا تحتوي على أزواج إلكترونية غير مشتركة بينما كل ذرة من ذرات

الأوكسجين تحتوي على زوجين إلكترونيين غير مشتركين في رابط.

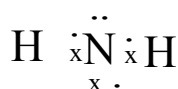
أدناه صيغ أو تركيب لويس لبعض الجزيئات المعروفة.



كلوريد الهيدروجين HCl

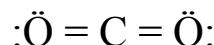
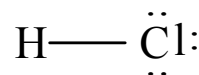
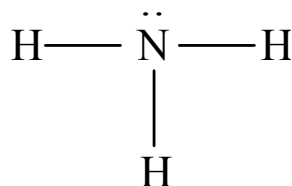
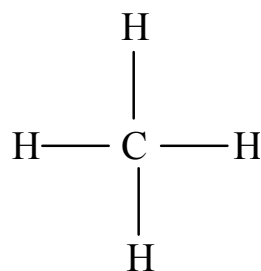


غاز الميثان CH<sub>4</sub>



غاز الأمونيا NH<sub>3</sub>

يمكن استبدال المزدوج الإلكتروني المشترك بخط قصير كما هو موضح في الأمثلة التالية:



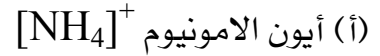
تسمى هذه الصيغة بصيغة الخط القصير (Dash Formula)

### Coordinate or Dative Bond (أو التساندي) ٢-٣-٢: الرابطة التناسقية

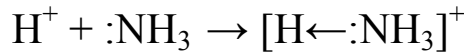
يعتبر الرابطة التناسقية أو التساندي حالة خاصة من الرابطة التساهمي المتكون من مساهمة كل ذرة بإلكترون في المزدوج الإلكتروني الرابطة، يختلف الرابطة التناسقية في كون الزوج الإلكتروني الرابطة قادم من إحدى الذرتين، تسمى الذرة التي تهب أو تمنح الزوج الرابطة بالذرة المانحة (Donor Atom) بينما الذرة التي تستلم أو تستقبل الزوج الرابطة بالذرة المستلمة (Acceptor Atom).

غالبا ما يرمز للرابطة التناسقية بالسهم ( $\leftarrow$ ) تشير بداية السهم إلى الذرة المانحة ونهاية السهم إلى الذرة المستقبلة.

أمثلة:

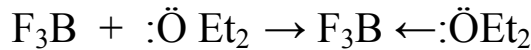


يتكون أيون الامونيوم وفقا للمعادلة



يلاحظ أن الذرة المانحة هي ذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا أما بروتون الهيدروجين فيستقبل الزوج الرابطة.

(ب) المركب  $\text{F}_3\text{B}:\text{OEt}_2$

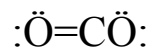
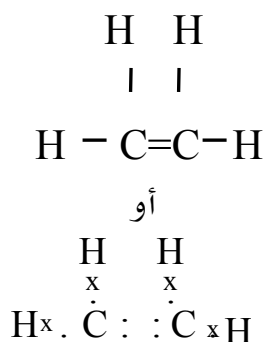


### Double and Triple Bonds

### 4-3-2 : الروابط الثنائية والثلاثية

من أجل الوصول إلى حالة الاستقرار قد يتطلب ذلك وجود أكثر من زوج الكتروني رابطة أو رابطة

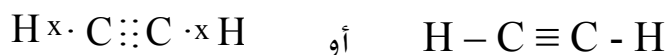
تساهمي بين الذرات، هذه الأنواع من الروابط شائعة في مركبات الكربون العضوية.



أو



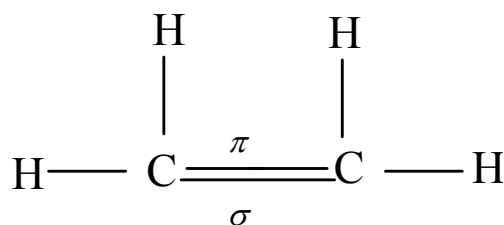
رابط ثلاثي:



### Sigma and Pi Bonds

### ٢-٣-٥: روابط سيجما و باي

يصنف الرابط التساهمي وحسب نوع المدارات المتداخلة إلى رابط سيجما (ويرمز له بـ  $\sigma$ ) ورابط باي (يرمز له بـ  $\pi$ ) رابط سيجما ناتج عن تداخل مدارين من نوع S أو مدار من نوع S وآخر من نوع p كما في جزيء الهيدروجين وجزيء غاز الميثان على التوالي. أما الرابط باي فينشئ عن تداخل مدارات من نوع p كما في جزيء غاز الإيثين



مع العلم أن الرابط بين ذرة الكربون والهيدروجين هو من نوع سيجما.

### Properties of Covalent Compounds

### ٢-٣-٦: خواص المركبات التساهمية

- ١- غير موصلة للتيار الكهربائي بشكل جيد أو رديئة التوصيل.
- ٢- عدد كبير منها يوجد على شكل غاز عند درجة حرارة الغرفة والضغط الجوي الاعتيادي، أما المواد الصلبة والسائلة فتمتاز بكونها مركبات متطايرة.
- ٣- درجة انصهار المواد الصلبة التساهمية واطئة.
- ٤- درجة غليان المواد السائلة التساهمية واطئة.
- ٥- تكسر المركبات التساهمية إلى مركبات أبسط يتطلب طاقة عالية نسبياً.
- ٦- المواد الصلبة تمتاز بكونها ناعمة الملمس ذات قوام لزج.

## Metallic Bond

## 4-2 : الرابطة المعدني

نتيجة لقوى الجذب الضعيفة جدا بين نوى وإلكترونات الغلاف التكافئي لذرات العناصر المعدنية (الفلزات) فإن ذرة المعدن تكاد تكون متآنية- أي تكاد تكون الإلكترونات التكافئية منفصلة عن الذرة. تشكل الإلكترونات التكافئية الحرة سحابة الكترونية فيما بينها وأما أيونات ذرات المعدن فتشكل أيونا موجبا كبير الحجم. قوى الجذب الناشئة بين السحابة الإلكترونية والأيون الموجب تسمى بالرابطة المعدني. تعمل قوى الربط هذه على تماسك ذرات المعدن. تزداد قوة الرابطة المعدني بازدياد عدد الإلكترونات المكونة للسحابة الإلكترونية. زيادة قوة الرابطة المعدني تزيد من صلابة المعدن ومن ثم درجة انصهاره. يعزى التوصيل الكهربائي للمعادن ، التوصيل الحراري الجيد للمعادن ، بريق المعادن ، والقابلية على التمدد عن الطرق إلى حرية حركة السحابة الإلكترونية.

## Intermolecular Forces of Attraction

## ٢-٥ : قوى الجذب بين الجزيئات

بالإضافة إلى الرابطة الكيميائية سابقة الذكر والتي تعمل بين الذرات أو الذرات في الجزيئات أو الأيونات هناك قوى جذب أخرى تعمل بين الجزيئات التساهمية، اصطلاح عليها بـ Intermolecular Forces) بينما النوع الآخر (Intramolecular Forces) ، كما يسمى النوع الأول أحيانا بقوى فان دير فالز (Van der waals). فيما يلي وصف لبعض هذه القوى وبعض تأثيراتها على بعض خواص المواد.

## Dipole-Dipole Attraction

## ٢-٥-١ : قوى الجذب بين الجزيئات ثنائيات الاقطاب

أن الرابطة التساهمي المستقطب ينشأ عن توزيع غير متجانس (Unsymmetrical Distribution) للشحنة الإلكترونية المكونة للرابطة، هذا النوع من التوزيع أو الانتشار للشحنة الإلكترونية يؤدي إلى تكوين نهاية موجبة وأخرى سالبة في الجزيئة التساهمية، تسمى هذه النهايات بالأقطاب (Dipoles) والجزيئات بالجزيئات التساهمية المستقطبة. فتتظم هذه الجزيئات بشكل حيث فيه تتجاذب النهاية الموجبة (Positive Pole) في جزيئة مع النهاية أو القطب السالبة (Negative Pole) في جزيئة أخرى. تسمى قوة التجاذب بين الجزيئات بقوة تجاذب ثنائيات الأقطاب. يعتمد مقدار هذه القوة على عدة عوامل يأتي في مقدمتها المسافة بين الأقطاب المتجاذبة، أثر هذه القوة يتلاشى تدريجيا مع ازدياد المسافة بين الأقطاب ولا يكون أثرها مهما إلا في الحالة التي تكون فيها الجزيئات التساهمية المستقطبة متقاربة من

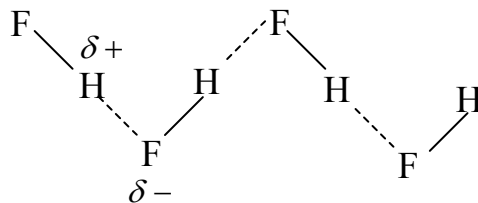
بعضها كما هو الحال في الحالة الصلبة (Solid State) للمادة. معدل قيمة طاقات تجاذب الجزيئات التساهمية المستقطبة ( ٤ كيلو جول/مول ) هو اقل بكثير من معدل قيمة طاقات الروابط الكيميائية التساهمية والأيونية ( ٤٠٠ كيلو جول/مول )، لذلك توصف قوة التجاذب ثنائيات الأقطاب بالضعيفة، بالإضافة إلى ما تقدم، توصف هذه القوة بالقوة الاتجاهية (Directional) أي مقدارها يعتمد على اتجاه الأقطاب المتجاذبة، لذلك ارتفاع درجة حرارة المواد التساهمية المستقطبة يتسبب في إضعاف أو تقليل أثر مثل هذه القوى، حيث ارتفاع درجة الحرارة يزيد الحركة العشوائية (غير المنتظمة) للجزيئات وذلك من خلال زيادة الحركة الدورانية، الانتقالية والتذبذبية للجزيئات. لهذه الأسباب فإن المركبات التساهمية المستقطبة الصلبة تمتاز بسهولة تطايرها مقارنة بالمركبات الأيونية.

## Hydrogen Bond

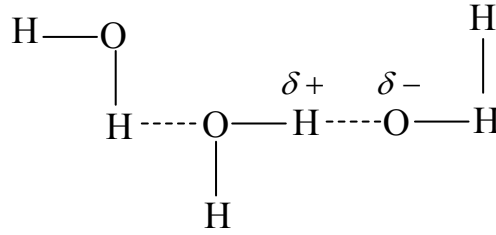
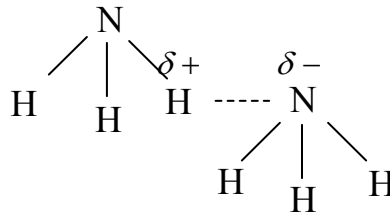
## 2-5-2 : الرابط الهيدروجيني

يوجد هذا النوع من الروابط غير الكيميائية (قوى فان دير فالز) في الجزيئات التساهمية المستقطبة والتي تحتوي على ذرة عنصر الهيدروجين ذي السالبية الكهربائية 2-2 وذرة عنصر صغير الحجم ذي سالبية كهربائية عالية مثل الفلور، و الأكسجين، والنيتروجين ذي السالبية الكهربائية 3,304,4 على التوالي. كما في قوة تجاذب ثنائيات الأقطاب، الرابط الهيدروجيني ينشأ من تجاذب ذرة عنصر الهيدروجين (القطب الموجب  $\delta^+$ ) في جزيئة مع إحدى الذرات ذوات السالبية الكهربائية العالية والمذكورة أعلاه (القطب السالب  $\delta^-$ ) في جزيئة أخرى. لذلك يعتبر هذا الرابط حالة خاصة من حالة قوة تجاذب ثنائيات الأقطاب، غالبا ما يتم تمثيل هذا النوع من القوى بخط مستقيم متقطع بين ذرة عنصر الهيدروجين في جزيئة وذرة أحد العناصر السابقة الذكر في جزيئة أخرى وكما هو موضح في الأمثلة أدناه.

### جزيئة فلوريد الهيدروجين HF



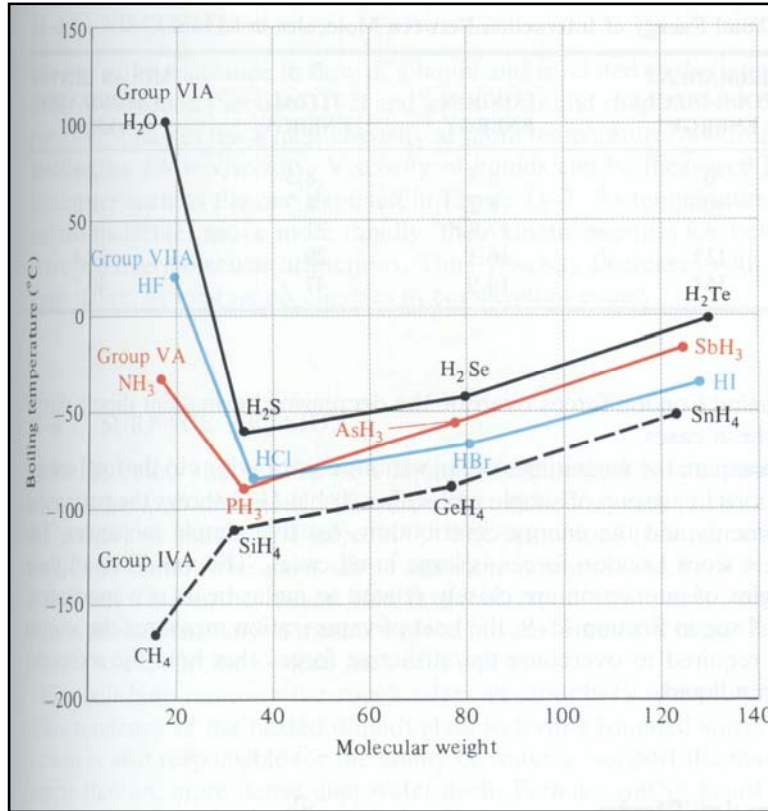


جزيئية الماء  $H_2O$ جزيئية غاز الأمونيا  $NH_3$ 

كلما كانت الجزيئية التساهمية أكثر قطبية كان الرابط الهيدروجيني أكثر تأثيراً في ربط جزيئات المادة التساهمية المستقطبة مع بعضها وتكون وحدات جزيئية كبيرة، نتيجة لهذا فإن درجة غليان مثل هذه المواد تكون عالية نسبياً مقارنة مع تلك المواد التي لها وزن جزيئي وشكل هندسي مطابق. من الأمثلة الجيدة التي توضح ما تقدم هو الماء وحمض الهيدروفلوريك.

يلاحظ في الشكل أدناه أن درجة غليان المشتقات الهيدروجينية لبعض عناصر المجموعة أو الزمرة السادسة ( $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ) تتناقص تدريجياً (ما عدا الماء) بتناقص الوزن الجزيئي للمركب. نفس الظاهرة أو اتجاه التناقص يمكن ملاحظته بالنسبة للمشتقات الهيدروجينية لبعض عناصر المجموعة السابعة ( $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ) ماعدا حمض الهيدروفلوريك أو فلوريد الهيدروجين، ( $HF$ ).

أن الزيادة غير المتوقعة وغير الاعتيادية في درجة غليان الماء وفلوريد الهيدروجين مقارنة مع مثيلتهما من المشتقات الهيدروجينية لعناصر المجموعة السادسة وعناصر المجموعة السابعة أعلاه وعلى التوالي تعزى إلى قوة الرابط الهيدروجيني في هذه المركبات ( $H_2O$ ,  $HF$ ) بينما في المركبات الأخرى يكون الرابط الهيدروجيني مفقوداً أو ضعيفاً جداً.



(المصدر رقم ١)

الرابط الهيدروجيني يمكن أن يكون مسؤولاً عن الحرارة العالية للتبخير

(High Heat of Vaporisation) وكذلك درجات الانصهار العالية (High Melting Points)

لبعض المواد الكيميائية حيث إن تبخر أو انصهار المواد يتطلب بذل أو استخدام طاقة لكسر الروابط غير الكيميائية بما في ذلك الرابط الهيدروجيني. مثال: للماء السائل درجة غليان عالية نسبياً وكذلك للماء في

الحالة الصلبة ( الثلج ) درجة انصهار عالية نسبياً مقارنة مع المشتقات الهيدروجينية لعناصر المجموعة

السادسة.

## Dispersion Forces

## 3-5-2 : قوى التشتيت

من المعلوم أن إلكترونات الذرات في حالة حركة دائمة لذلك في التجمعات الذرية أو الجزيئية قد

تتأثر هذه الإلكترونات ببعض مما يؤدي إلى أن تمتلك هذه الذرات أو الجزيئات توزيعاً إلكترونياً غير

متجانس ولفترة زمنية قصيرة، نتيجة لحصول مثل هذا التوزيع الإلكتروني غير المتجانس غير الدائم

(وقتي) ستكتسب الذرة عزمًا قطبياً مؤقتاً أي تصبح الذرة ولفترة زمنية قصيرة قطبية طبيعية ذات

نهایتين مختلفتين، هذه القطبية قد تتسبب وفي لحظة زمنية معينة في حث استقطاب في ذرة قريبة أخرى،

محصلة ذلك نشوء قوى تجاذب بين الأقطاب المختلفة داخل التجمعات الذرية أو الجزيئية، تسمى هذه القوى الجذبية بقوى التشتيت أو بقوى لندن (London Forces) نسبة إلى العالم الفيزيائي الألماني فرتز لندن (Fritz London) الذي أثبت وجود هذا النوع من قوى الجذب من خلال استخدامه لنظرية ميكانيكا الكم.

وقتية أو لحظية هذا النوع من القوى ناتجة عن الحركة الدائمة للإلكترونات الذرية والتي قد تقود وفي لحظة زمنية معينة إلى توزيع الكتلون متجانس وبالتالي إلى زوال القطبية المؤقتة والتي بدورها تؤدي إلى تلاشي قوى الجذب التشتيتية.

لما كانت درجة الحرارة الواطئة تساعد على خفض معدل الحركة الإلكترونية فإن تبريد المواد التي تحتوي على مثل هذه القوى الجذبية يساعد على تقوية تأثير مثل هذه القوى على خواص المادة. لذلك نلاحظ المواد غير القطبية مثل الغازات المثالية والهالوجينات (الفلور والكلور) تتكاثف وتتجمد عند خفض درجة الحرارة بشكل كبير.

توصف هذه القوى بالضعيفة حيث إنها تساوي 0.1 قوى تجاذب ثنائيات الأقطاب، إلا أن هذا النوع من قوى الجذب غير الكيميائية قد يلعب دورا مؤثرا ومهما في حالة زيادة الاستقطاب وقصر المسافة بين الذرات. يزداد الاستقطاب بزيادة عدد الإلكترونات وكبر حجم الذرة أو الجزيئية. وهذا ما يفسر لنا الازدياد المنتظم في درجة غليان  $CH_4$ ,  $SiH_4$ ,  $GeH_4$ ,  $SnH_4$  على الرغم من غياب الرابط الهيدروجيني في مثل هذه الجزيئات. لاحظ الشكل على صفحة ٦٣.

نفس الظاهرة أو الاتجاه يمكن ملاحظته بالنسبة لمجاميع المركبات التساهمية المستقطبة التي لا تحتوي على الرابط الهيدروجيني  $HI < HBr < HCl$  وكذلك في  $H_2S < H_2Se < H_2Te$ ، لاحظ الشكل على ص ٦١، مع العلم أن قوى تجاذب ثنائيات الأقطاب يلعب دورا غير مهم في الارتفاع المنتظم لدرجة غليان المركبات أعلاه وذلك لتضائل الفرق بالسالبية الكهربائية بين عنصر الهيدروجين والعناصر الأخرى بزيادة حجم الذرة الأخرى أو الوزن الجزيئي للمركب.

يوجد هذا النوع من قوة الجذب في جميع أنواع المواد ( الأيونية، التساهمية، والتساهمية المستقطبة ) تعتبر هذه القوى هي القوى الوحيدة الموجودة في المركبات التساهمية غير المستقطبة المتناظرة ( Symmetrical non polar Substances) مثل  $H_2, Br_2, N_2, O_2, CO_2, SO_3$  وكذلك بين ذرات المواد أحادية الذرة (Monatomic Substances) مثل الغازات المثالية.

المركبات التساهمية الصلبة التي تحتوي فقط على مثل هذا النوع من القوى الجذبية غير الكيميائية تمتاز بلمس ناعم وسهولة تغير شكلها وكذلك سهولة تساميتها عند درجة حرارة الغرفة او درجة قريبة منها كما هو الحال بالنسبة لتسامي بلورات اليود.

## أسئلة

س١: اذكر ثلاثة أمثلة لكل مما يلي:

(أ) الروابط الكيميائية (ب) الروابط غير الكيميائية.

س٢: ما الفرق بين الروابط الكيميائية والروابط غير الكيميائية؟

س٣: ما المقصود بالرابط التساهمي التناسقي؟ اذكر مثلاً يوضح اجابتك؟

س٤: ما الفرق بين المركبات الأيونية والمركبات التساهمية؟

س٥: ما نوع الرابط بين ذرتين إذا كان الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين يساوي

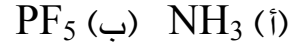
(أ) 2.0 (ب) 0.4 (ج) 0.6 (د) 0.0 .

س٦: ما نوع الرابط بين ذرات عناصر الفلزات ( مثل الحديد )؟ اشرح كيف يتكون هذا الرابط؟

س٧: اكتب رمز لويس النقطي لكل مما يلي:



س٨: اكتب صيغة لويس النقطية لكل مما يلي:



س٩: توجد جزيئات الماء على شكل تجمعات جزيئية، لماذا؟ وضح ذلك بالرسم؟

س١٠: ما هو نوع الرابط بين عنصر الكلور Cl وعنصر الصوديوم في ملح الطعام NaCl؟ وضح طريقة

تكوين هذا الرابط باستخدام سلسلة الأغلفة الثانوية؟

س١١: المركبات الأيونية الصلبة موصل رديء للكهرباء بينما محاليل المركبات موصل جيد للكهرباء،

وضح ذلك؟

س١٢: أي من المواد التالية تكون قوة جذب لندن ( او التشتتية ) هي القوة المهيمنة في تحديد درجة الغليان



س١٣: HF, H<sub>2</sub>O توصف بكونها مركبات تساهمية مستقطبة. أي تحتوي على قطب موجب وآخر

سالب. أي العنصرين في هذه المركبات يكون القطب الموجب وأيها يكون القطب السالب؟ ولماذا؟

س١٤: أي المركبات التالية سهلة التطير؟ ولماذا؟

(أ) كلوريد الصوديوم ( مركب أيوني ) (ب) اليود ( مركب تساهمي).

س١٥: بين لماذا يمتاز C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> بدرجة غليان اعلى من CH<sub>4</sub> ولكن اقل من CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH؟

س١٦: أي من المركبات التالية يمتاز بوجود الرابط الهيدروجيني؟ ولماذا؟

