



دولة فلسطين
وزارة التربية والتعليم

الكيمياء

فرع الإقتصاد المنزلي

الفترة الأولى

جميع حقوق الطبع محفوظة ©

دولة فلسطين
وزارة التربية والتعليم



مركز المناهج

moehe.gov.ps | mohe.pna.ps | mohe.ps

[.com/MinistryOfEducationWzartAltrbytWaltlym](https://www.facebook.com/MinistryOfEducationWzartAltrbytWaltlym)

فكس +970-2-2969377 | هاتف +970-2-2969350

حي الماصيون، شارع المعاهد

ص. ب 719 - رام الله - فلسطين

pcdc.edu.ps | pcdc.mohe@gmail.com

الروابط الكيميائية

Chemical Bonds

المحتويات

3	1.1 الروابط الكيميائية وأنواعها
4	2.1 الروابط الأولية
10	3.1 الكهروسالبية وقطبية الرابطة
12	4.1 أشكال الجزيئات
16	5.1 قطبية الجزيء
17	6.1 الروابط الثانوية
21	أختبر نفسي
22	اختبار الفترة الأولى

تتفاوت المواد في خصائصها الفيزيائية والكيميائية، فما الذي يجعل المواد من حولنا تمتاز بخصائصها المتنوعة؟

يتوقع من الطلبة بعد دراسة هذه الوحدة المتمازجة، والتفاعل مع أنشطتها أن يكونوا قادرين على تفسير خصائص المركبات والمواد، اعتمادًا على مفهوم الروابط الكيميائية، من خلال تحقيق الآتي:

- تمثيل الرابطة التساهمية، باستخدام تركيب لويس.
- المقارنة بين قطبية الروابط، اعتمادًا على قيم الكهروسالبية.
- توظيف أشكال لويس، ونظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ؛ لتحديد أشكال الجزيئات الفراغية.
- تصميم أشكال فراغية لبعض الجزيئات، باستخدام نماذج الذرات، ومواد من البيئة.
- توظيف الرسم للتوصل إلى قطبية الجزيء، اعتمادًا على قطبية الرابطة، وشكل الجزيء.
- التمييز بين قوى التجاذب الرئيسة بين الجزيئات بالرسم.
- الربط بين قوى التجاذب والخصائص الفيزيائية للمادة.

(1.1): الروابط الكيميائية وأنواعها (Types of Chemical Bonds)

تتواجد الغازات النبيلة على شكل ذرات مستقلة؛ لأن تركيبها الإلكتروني مستقر، بينما ترتبط ذرات العناصر الأخرى بعضها مع بعض أو مع غيرها؛ بهدف الوصول إلى حالة أكثر استقراراً من تواجدها بشكل منفرد. فما علاقة التوزيع الإلكتروني باستقرار الذرة؟ وكيف تتكوّن الروابط؟ وما أنواعها؟ لتتمكن من الإجابة عن هذه التساؤلات، نَقِّدِ النِّشَاطِ الآتِي:

نشاط (1): التوزيع الإلكتروني، واستقرار الذرة:

لديك رموز العناصر الآتية: $_{11}\text{Na}$ ، $_{8}\text{O}$ ، $_{10}\text{Ne}$.

- 1- اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة كل عنصر.
- 2- ارسم إلكترونات التكافؤ على شكل نقاط حول رمز كل عنصر.
- 3- أيّ من ذرات العناصر تركيبها الإلكتروني مستقر، وأيها غير مستقر؟
- 4- كيف يمكن أن تصل ذرات العناصر غير المستقرة إلى توزيع إلكتروني مستقر؟

إلكترونات التكافؤ:

هي إلكترونات المستوى الأخير.

لعلك لاحظت أنّ لإلكترونات التكافؤ دوراً مهماً في تحديد مدى استقرار الذرات، وأنّ الذرات

تسعى للوصول إلى تركيب إلكتروني يشبه تركيب الغاز النبيل بتكوين روابط، عن طريق فقد الإلكترونات أو كسبها، أو المشاركة بها.

قاعدة الثمانية (Octet Rule):

تسعى الذرة لملء مستواها الأخير بثمانية إلكترونات؛ من أجل الوصول إلى حالة الاستقرار.

وتسمّى الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات أو الأيونات **الروابط الأولية**، بينما تسمّى الروابط التي تتكوّن بين ذرات الغازات النبيلة أو بين الجزيئات **الروابط الثانوية**، وهي قوى ربط ضعيفة، مقارنة بالروابط الأولية.

رمز لويس:

تسمّى الطريقة التي مُثِّلت بها إلكترونات التكافؤ حول رموز العناصر في النشاط السابق رمز لويس لذرات العناصر، حيث يمثّل رمز العنصر النواة والإلكترونات الداخلية للذرة، بينما تمثّل النقاط حول رمز العنصر إلكترونات التكافؤ، والجدول (1 - 1) يوضح رمز لويس لذرات بعض العناصر وأيوناتها.

الجدول (1 - 1): رمز لويس لذرات بعض العناصر وأيوناتها

العنصر	رمز لويس للعنصر	أيون العنصر	رمز لويس لأيون العنصر
${}_{3}\text{Li}$	$\text{Li}\cdot$	Li^+	Li^+
${}_{7}\text{N}$	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	N^{3-}	$[\ddot{\text{N}}:]^{3-}$
${}_{12}\text{Mg}$	$\cdot\text{Mg}\cdot$	Mg^{2+}	Mg^{2+}
${}_{9}\text{F}$	$:\ddot{\text{F}}\cdot$	F^-	$[\ddot{\text{F}}:]^{1-}$

سؤال: ارسم رمز لويس لكل من الآتية: ${}_{15}\text{P}$ ، ${}_{19}\text{K}$ ، ${}_{13}\text{Al}^{3+}$ ، ${}_{16}\text{S}^{2-}$

(2.1): الروابط الأولية (Primary Bonds):

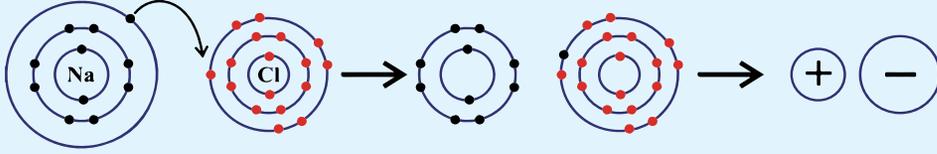
يعتمد نوع الرابطة الأولية على التوزيع الإلكتروني للذرات المرتبطة، حيث تُصنّف الروابط الأولية إلى ثلاثة أنواع، هي: الأيونية، والتساهمية، والفلزية.

أولاً: الرابطة الأيونية (The Ionic Bond):

تعدّ عملية انتقال الإلكترونات بين الذرات المكوّنة للرابطة المبدأ الأساسي في فهم الرابطة الأيونية، ولمعرفة كيفية تكوّن الرابطة الأيونية؟ نفذ النشاط الآتي:

نشاط (2): تكوين كلوريد الصوديوم:

تأمل الشكل الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- 1- أيّ من الذرتين تفقد إلكترونات؟ وما الأيون المتكوّن؟
- 2- أيّ من الذرتين تكسب إلكترونات؟ وما الأيون المتكوّن؟
- 3- كيف يرتبط أيون الصوديوم مع أيون الكلور؟

تفقد بعض ذرات العناصر الفلزية، كالصوديوم أثناء تفاعلاتها إلكترونات تكافئها، مكونة أيونات موجبة (Cations)، شحنتها مساوية لعدد الإلكترونات التي تفقدها، في حين تميل بعض ذرات العناصر اللافلزية، كالكلور إلى كسب الإلكترونات، مكونة أيونات سالبة (Anions)، شحنتها مساوية لعدد الإلكترونات التي تكسبها، وبما أنّ الشحنات المختلفة تتجاذب، فإنّ أيون الصوديوم الموجب (Na^+) يتجاذب كهربائياً مع أيون الكلور السالب (Cl^-)، فيتكون المركّب الأيوني كلوريد الصوديوم NaCl . وتُعرف الرابطة الأيونية: بأنها رابطة كيميائية تنشج عن التجاذب الكهروستاتيكي بين أيونات موجبة وأيونات سالبة.

صيغ المركّبات الأيونية:

يُعبّر عن المركّبات الأيونية بصيغ رمزية، تُبين أنواع الأيونات المكوّنة لها، وأعدادها بأبسط نسبة عددية، ويُراعى عند كتابة الصيغة الكيميائية للمركّب الأيوني أن يكون متعادلاً كهربائياً.

وتتكون الأيونات من ذرة واحدة فقط (أيونات العناصر)، كما في الجدول (1 - 2)، أو من ذرات متعددة تُسمّى مجموعات أيونية، كما في الجدول (1 - 3).

الجدول (1 - 3): رموز بعض المجموعات الأيونية وأسمائها

الاسم	الشحنة	المجموعة
أمونيوم	1+	NH_4^+
بيرمنغنات	1-	MnO_4^-
سيانيد	1-	CN^-
نترات	1-	NO_3^-
نترت	1-	NO_2^-
كربونات هيدروجينية	1-	HCO_3^-
إيثانوات (أسيتات)	1-	CH_3COO^-
هيدروكسيد	1-	OH^-
كلورات	1-	ClO_3^-
كبريتيت	2-	SO_3^{2-}
كبريتات	2-	SO_4^{2-}
كرومات	2-	CrO_4^{2-}
دايكرومات	2-	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
أوكسالات	2-	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
كربونات	2-	CO_3^{2-}
فوسفات	3-	PO_4^{3-}

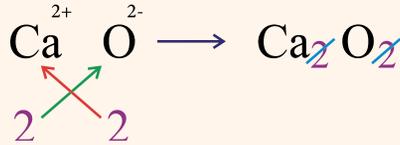
الجدول (1 - 2): رموز أيونات بعض العناصر وأسمائها

الاسم	الشحنة	الأيون
ليثيوم	1+	Li^+
صوديوم	1+	Na^+
بوتاسيوم	1+	K^+
مغنيسيوم	2+	Mg^{2+}
كالسيوم	2+	Ca^{2+}
باريوم	2+	Ba^{2+}
ألومنيوم	3+	Al^{3+}
فلوريد	1-	F^-
كلوريد	1-	Cl^-
بروميد	1-	Br^-
أيوديد	1-	I^-
هيدريد	1-	H^-
أكسيد	2-	O^{2-}
كبريتيد	2-	S^{2-}
فوسفيد	3-	P^{3-}
نيتريد	3-	N^{3-}

مثال: اكتب الصيغة الكيميائية للمركبين الأيونيين: أكسيد الكالسيوم، وهيدروكسيد الباريوم.

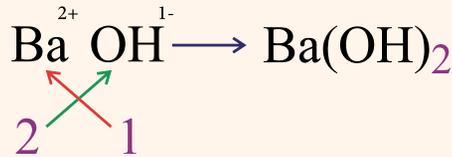
الحل:

- أكسيد الكالسيوم يتكون من: أيون الأكسجين O^{2-} ، وأيون الكالسيوم Ca^{2+} .
ولكتابة صيغة المركب الأيوني لأكسيد الكالسيوم بأبسط نسبة عددية، بحيث يكون متعادلاً كهربائياً،
نستخدم طريقة الضرب التبادلي للقيم العددية التي تمثل الشحنات بأبسط نسبة عددية.



وبالتالي، تكون صيغة أكسيد الكالسيوم هي: CaO

- الصيغة الكيميائية لهيدروكسيد الباريوم:



العناصر التي لها أكثر من شحنة (رقم تأكسد)، كما في الحديد، والكروم...
يشار إلى رقم تأكسدها برقم روماني بعد اسم العنصر، فمثلاً أكسيد النحاس (I) صيغته Cu_2O .

الأرقام الرومانية

1	=	I
2	=	II
3	=	III
4	=	IV
5	=	V
6	=	VI
7	=	VII
8	=	VIII
9	=	IX
10	=	X

اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية الآتية:

سؤال؟

1- كبريتيد الصوديوم.

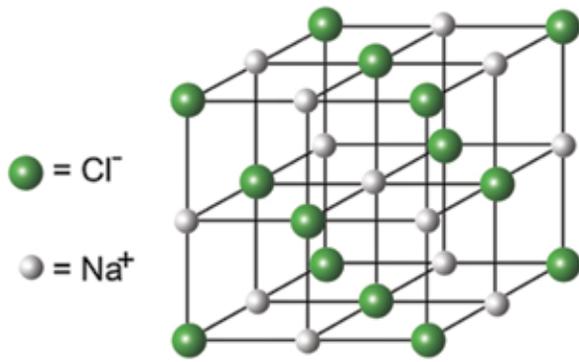
2- نترات الكروم (III).

3- بيرمنغنات البوتاسيوم.

4- كرومات الأمونيوم.

خصائص المركبات الأيونية:

توجد المركبات الأيونية عادة على شكل بناء بلوري يضم عدداً كبيراً من الأيونات الموجبة والسالبة في نظام هندسي دقيق، والشكل (1 - 1) يوضح البناء البلوري لكلوريد الصوديوم $NaCl$.



الشكل (1 - 1): البناء البلوري لكلوريد الصوديوم

وتُستخدم المركبات الأيونية في تطبيقات عدة، منها: تحضير بعض العناصر، والطلاء الكهربائي، وصناعة الملابس وفي التجميل لامتلاكها مجموعة من الخصائص، من أهمها أنها تذوب في الماء مكونة محاليل أيونية توصل التيار الكهربائي.

ثانيًا: الرابطة التساهمية (The Covalent Bond):

عرفت أنّ الرابطة الأيونية تنشأ من تجاذب أيونات الفلزات الموجبة بأيونات اللافلزات السالبة الناتجة عن فقد الإلكترونات أو كسبها، فكيف ترتبط ذرات العناصر اللافلزية بعضها مع بعض؟ للإجابة عن هذا التساؤل، نفضّل النشاط الآتي:

نشاط (3): الرابطة التساهمية:

- 1- اكتب رمز لويس لكل من ذرات العناصر الآتية: ${}_{7}\text{N}$ ، ${}_{8}\text{O}$ ، ${}_{9}\text{F}$.
- 2- إذا علمت أنّ العناصر السابقة تتواجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة، بين كيف تصل كل ذرة في الجزيء لوضع الاستقرار؟
- 3- باستخدام النماذج الذرية، مثّل الرابطة في كل جزيء.
- 4- ما عدد أزواج الإلكترونات المشتركة بين الذرتين في كل جزيء؟
- 5- صنّف الرابطة بين كل ذرتين في الجزيء الواحد، وفقًا لعدد أزواج الإلكترونات المشتركة بينهما.

لعلك لاحظت أنّ الرابطة المتكونة بين الذرتين في الجزيء الواحد تتم عن طريق مشاركة كل ذرة بعدد متساو من الإلكترونات، وبناءً على عدد أزواج الإلكترونات المكوّنة للرابطة، تم تصنيف الرابطة التساهمية إلى أحادية، وثنائية، وثلاثية، ويمثّل عدد أزواج الإلكترونات المشتركة بين الذرتين رتبة الرابطة. فالرابطة التساهمية في جزيء H_2 رابطة أحادية، رتبته $= 1$ ؛ لأنها تتكون من زوج من الإلكترونات الرابطة التي يمكن تمثيلها بنقطتين (:)، أو بخط قصير (-)، كما هو مبين أدناه.



شكل لويس لبناء الجزيئات:

تعلّمت طريقة لويس في تمثيل رموز ذرات العناصر وأيوناتها، فكيف يمكن تمثيل المركّبات الجزيئية بطريقة لويس؟
للإجابة عن هذا التساؤل، تمعّن المثال الآتي:

مثال: ارسم شكل لويس للجزيء CHCl_3 .
الحل:

$\begin{array}{r} 1 = 1 \times 1 \quad \text{H} \\ 4 = 4 \times 1 \quad \text{C} \\ 21 = 7 \times 3 \quad \text{Cl} \\ \hline 26 \quad \text{المجموع} \end{array}$	1- نحسب مجموع إلكترونات التكافؤ لجميع ذرات العناصر المكوّنة للجزيء.
$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \text{H} \quad \text{C} \quad \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{array}$	2- نحدد الذرة المركزية في الجزيء، وهي ذرة الكربون في هذه الحالة، ونوزّع الذرات الأخرى (الطرفية) حولها. <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; text-align: center; color: red;">الذرة المركزية: هي الذرة التي تشكل أكبر عدد من الروابط التساهمية مع الذرات الطرفية.</div>
$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \text{H} : \ddot{\text{C}} : \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{array}$	3- نربط الذرة المركزية بكل ذرة طرفية، بزوج من الإلكترونات، وبذلك نحتاج إلى $8 = 2 \times 4$ إلكترونات.
4- نحسب عدد الإلكترونات المتبقية، بطرح عدد الإلكترونات التي استخدمت في الروابط من المجموع الكلي لإلكترونات التكافؤ $18 = 8 - 26 = 8$ إلكترونًا.	
$\begin{array}{c} : \ddot{\text{Cl}} : \\ \text{H} : \ddot{\text{C}} : \ddot{\text{Cl}} : \\ : \ddot{\text{Cl}} : \end{array}$	5- نُوزّع الإلكترونات المتبقية على الذرات الطرفية، بحيث يصل عدد الإلكترونات حول كل ذرة إلى ثمانية إلكترونات، ويُستثنى من ذلك ذرة الهيدروجين التي تكتفي بإلكترونين فقط.
6- نحسب ما تبقى من مجموع إلكترونات التكافؤ، ونضعها على الذرة المركزية على شكل أزواج من الإلكترونات غير الرابطة، وفي المركّب الحالي لم يتبقّ أية إلكترونات.	

7- نتأكد أنّ كل ذرّة في الجزيء مُحاطة بثمانية إلكترونات، تبعًا لقاعدة الثمانية، كما هو الحال في هذا الجزيء، وبذلك يكون الشكل المبيّن أعلاه هو المطلوب.

8- إذا بقيت الذرّة المركزية تحوي أقل من ثمانية إلكترونات، نُكوّن روابط إضافية بينها وبين ذرّة أو أكثر من الذرّات الطرفية القادرة على تكوين أكثر من رابطة أحادية؛ للوصول إلى قاعدة الثمانية ما أمكن. وقد تشدّ الذرّة المركزية عن قاعدة الثمانية، كما في الجزيئات: PCl_5 ، BeCl_2 .



سؤال؟ أزواج الإلكترونات غير الرابطة:

هي أزواج إلكترونات التكافؤ التي لم تستخدمها الذرّة في تكوين الروابط.

لديك الجزيئات الآتية: BH_3 ، NF_3 ، CO_2 ، HCN .

- 1- ارسم شكل لويس لكل منها.
- 2- ما رتبة الرابطة التساهمية بين الذرّات في كل من CO_2 و HCN ؟
- 3- ما عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة حول الذرّة المركزية في كل من: BH_3 و NF_3 ؟

(3.1): الكهروسالبية، وقطبية الرابطة (Electronegativity and Polarity of Bond)

درست سابقًا أنّ الرابطة التساهمية تتكون بين ذرتين، تُساهم كل منهما بالعدد نفسه من الإلكترونات. فهل إلكترونات الرابطة التساهمية تنجذب نحو نواتي الذرتين المكونتين لها في آن واحد بالمقدار نفسه، أم أنّ إحدى الذرتين لها مقدرة أكبر على جذب إلكترونات الرابطة من الذرّة الأخرى؟

لقد وُجِدَ عمليًا أنّ السحابة الإلكترونية للرابطة التساهمية قد تنزاح نحو ذرّة أكثر من الأخرى، وتُعرّف القدرة النسبية لذرّة ما في جزيء على جذب الإلكترونات المشاركة في الرابطة نحوها بالكهروسالبية، حيث أُعطي لعنصر الفلور (F) أعلى رقم للكهروسالبية وهو (4)، وباقي العناصر أُعطيت أرقامًا؛ نسبة إلى عنصر الفلور، والشكل (1 - 2) الآتي يبيّن القيم النسبية لكهروسالبية بعض العناصر في الجدول الدوري.

IA	IIA		IIIB										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA		
H 2.1	Li 1.0	Be 1.6	Na 0.9	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
K 0.8	Rb 0.8	Cs 0.7	Mg 1.2	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
															Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
															In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
															Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.1

الشكل (1 - 2): القيم النسبية لكهروسالبية بعض العناصر

وللتعرّف إلى أثر كهروسالبيّة الذرّات المكوّنة للرابطة التساهمية على توزيع إلكترونات الرابطة فيما بينها، نَفِّذِ النِّشاط الآتي:

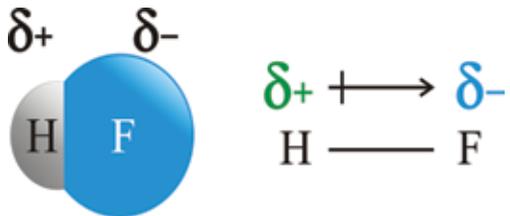
نشاط (4): قطبية الرابطة:

تأمل الشكل الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- 1- ما عدد الإلكترونات التي شاركت بها كل ذرّة عند تكوين الرابطة؟
- 2- بالرجوع إلى جدول قيم الكهروسالبيّة، جدّ الفرق في الكهروسالبيّة بين الذرّتين المرتبطتين. ماذا تلاحظ؟
- 3- فسّر انحياز إلكترونَي الرابطة في جزيء HCl نحو إحدى الذرّتين، بخلاف جزيء H_2 .

لعلك توصلت - من خلال النشاط السابق - إلى أنّ إلكترونَي الرابطة في جزيء الهيدروجين منجذبان نحو نوّاتي الذرّتين بالتساوي، وبالتالي تكون شحنة كل ذرّة تساوي صفرًا، وتوصّف الرابطة في هذه الحالة بأنّها رابطة غير قطبية، وعند اختلاف قيم الكهروسالبيّة للذرّتين، كما في جزيء كلوريد الهيدروجين HCl، فإنّ إلكترونَي الرابطة ينجذبان أكثر نحو الذرّة الأعلى كهروسالبيّة، فيظهر عليها شحنة جزئية سالبة (δ^-)، في حين يظهر على الذرّة الأقل كهروسالبيّة شحنة جزئية موجبة (δ^+)، وتوصّف الرابطة بأنّها رابطة تساهمية قطبية، وينشأ حول الرابطة القطبية عزم يُسمّى عزم الازدواج القطبي، وتمثّل القطبية بسهم فوق الرابطة يتجه رأسه نحو الذرّة الأعلى كهروسالبيّة، ويدلّ على اتجاه عزم الازدواج القطبي، وتزداد قطبية الرابطة بزيادة الفرق في الكهروسالبيّة بين الذرّتين المرتبطتين، والشكل (1 - 3) يوضّح تمثيل الرابطة القطبية لجزيء HF.



الشكل (1 - 3): تمثيل الرابطة القطبية في جزيء H-F

سؤال لديك الروابط الآتية: (S-H ، C-O ، B-F ، Br-Br)، بالرجوع إلى جدول قيم الكهروسالبية، أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أيّ الروابط السابقة قطبية، وأيها غير قطبية؟

2- عبّر عن قطبية الروابط بسهم.

3- أيّ الروابط أعلى قطبية؟

(4.1): أشكال الجزيئات (Molecular Geometry):

تعلّمت كيفية رسم شكل لويس لبعض الجزيئات، والذي يُبيّن عدد الروابط التساهمية، وعدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة حول الذرات في الجزيء، إلا أنه لم يُقدم طريقة لرسم الشكل الفراغي المُتوقَّع للجزيء. فما الذي يحدد الشكل الفراغي للجزيء؟ وكيف يمكن توقُّعه؟ للإجابة عن هذه التساؤلات، نفضّ النشاط الآتي:

نشاط (5): الشكل الفراغي للجزيء:

باستخدام نماذج الذرات، توقَّع الشكل الفراغي للجزيئات الآتية:

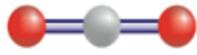
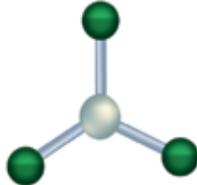
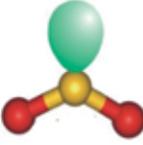
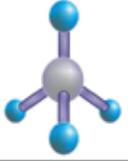
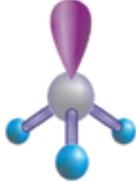
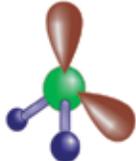
الشكل الفراغي المُتوقَّع	شكل لويس	الجزيء
		BeH ₂
		BH ₃
		CH ₄

من المعلوم لديك أنّ الشحنات المتشابهة تتنافر بعضها مع بعض، وبما أنّ الإلكترونات سالبة الشحنة، فإن أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الجزيء تتنافر، بحيث تكون المسافة بينها أبعد ما يمكن، والتنافر أقل ما يمكن، لينتج عن ذلك الشكل الأكثر ثباتاً للجزيء، وهذا ما نصّت عليه نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ، والجدول (1 - 4) الآتي يوضّح أشكال الجزيئات حسب النظرية.

نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ
(Valence-Shell Electron-Pair Repulsion (VSEPR) theory)

تنوزع أزواج الإلكترونات (الرابطة وغير الرابطة) في الفراغ حول الذرة المركزية للجزيء، بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن؛ لينتج الشكل الأكثر ثباتاً للجزيء.

الجدول (1 - 4): أشكال الجزيئات حسب نظرية (تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ)

أمثلة	الزاوية المتوقعة	شكل الجزيء	شكل أزواج الإلكترونات	تمثيل الشكل بناء على التنافر بين أزواج الإلكترونات	الصيغة العامة	عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية
CO ₂ , BeF ₂	180°	خطي	خطي		MX ₂	2
SO ₃ , BF ₃	120°	مثلث مستو	مثلث مستو		MX ₃	3
O ₃ , SO ₂	120°	منحن	مثلث مستو		MX ₂ E	3
CCl ₄ , CH ₄	109.5°	رباعي الأوجه	رباعي الأوجه		MX ₄	4
NF ₃ , NH ₃	109.5°	هرم ثلاثي القاعدة	رباعي الأوجه		MX ₃ E	4
OF ₂ , H ₂ O	109.5°	منحن	رباعي الأوجه		MX ₂ E ₂	4

في الجدول أعلاه، تُمثل (M) الذرة المركزية، وتُمثل (X) الذرة الطرفية، وتُمثل (E) زوج الإلكترونات غير الرابطة.

يشمل شكل أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية على جميع المجموعات الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة، أما شكل الجزيء فيشمل فقط ترتيب الذرات حول الذرة المركزية، وتُعامل إلكترونات الرابطة الواحدة، سواء كانت أحادية أو ثنائية أو ثلاثية على أنها مجموعة واحدة من الإلكترونات، كما هو موضَّح في الجدول (1 - 5).

الجدول (1 - 5): عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية لبعض الجزيئات

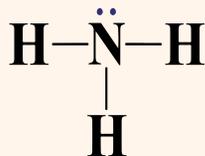
$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}-\text{B}-\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{:}\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}\text{:}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{S} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$	شكل لويس لبعض الجزيئات
3	4	4	2	3	عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية

مثال: لديك الجزيئان الآتيان: NH_3 ، OF_2 .

- 1- ارسم شكل لويس لكل منهما.
- 2- ما شكل أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية؟
- 3- ارسم الشكل الفراغي لكل جزيء، وسمِّه.
- 4- ما مقدار الزاوية المتوقعة بين الروابط؟

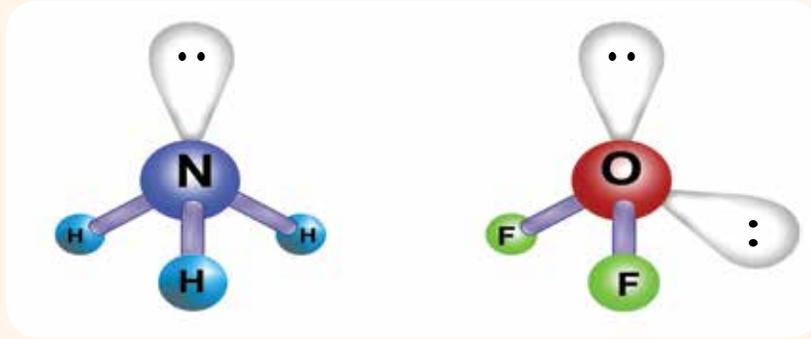
الحل:

1- شكل لويس لكل جزيء هو:



2- يتضح من شكل لويس وجود أربع مجموعات إلكترونية حول الذرة المركزية في كلا الجزيئين، حيث يوجد في جزيء OF_2 مجموعتان من الإلكترونات الرابطة، ومجموعتان من الإلكترونات غير الرابطة، بينما يوجد في جزيء NH_3 ثلاث مجموعات إلكترونية رابطة، ومجموعة إلكترونية واحدة غير رابطة، وحسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ، فإن شكل الأزواج الإلكترونية في كل منهما رباعي الأوجه.

3- الشكل الفراغي لكل جزيء، واسمه هو:



هرم ثلاثي القاعدة

منحنٍ

4 - الزاوية المتوقعة بين الروابط في كلا الجزيئين 109.5° .

سؤال؟ لديك الجزيئان الآتيان: O_3 ، PH_3 .

1- ارسم شكل لويس لكل جزيء.

2- ما عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية؟

3- ما عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية؟

4- ما اسم شكل أزواج الإلكترونات الناتج؟

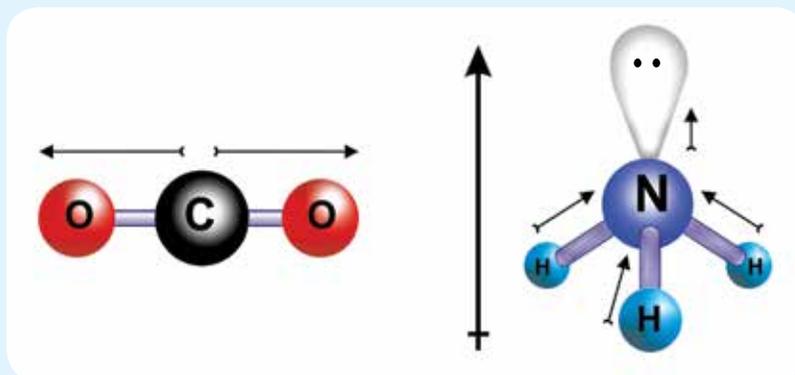
5- ارسم شكل الجزيء الفراغي لكل منهما، وسمّه.

(5.1): قطبية الجزيء (Molecule Polarity):

تعلّمت سابقًا أنّ الرابطة التساهمية القطبية ينشأ حولها عزم يُسمى عزم الازدواج القطبي، وهو كمية متجهة، فهل وجود روابط قطبية في الجزيء يعني بالضرورة أن يكون الجزيء قطبيًا؟ للإجابة عن هذا التساؤل، نفضّ النشاط الآتي:

نشاط (6): قطبية الجزيء:

لديك الجزيئان الآتيان: CO_2 ، NH_3 .



جزيء CO_2

جزيء NH_3

- 1- ما الذرة الأكثر كهروسالبية في كل جزيء؟
- 2- أيّ من الجزيئين تكون محصلة عزوم الازدواج القطبي عنده تساوي صفرًا؟

لعلك توصلت - من النشاط السابق - أنّ مُحصلة عزم الازدواج القطبي في بعض الجزيئات تُساوي صفرًا، وفي هذه الحالة، تكون الجزيئات غير قطبية، بينما يكون الجزيء قطبيًا إذا تحقق فيه الشرطان الآتيان:

- 1- أن يحوي الجزيء رابطة قطبية واحدة على الأقل، أو يحوي زوجًا غير رابط من الإلكترونات على الذرة المركزية.
- 2- ألا تكون مُحصلة عزوم الازدواج القطبي للجزيء تُساوي صفرًا.

سؤال؟ وضح، أيًا من الجزيئات الآتية قطبي: CH_4 ، BH_3 ، BeCl_2 ، NF_3 ؟

(6.1): الروابط الثانوية (قوى التجاذب بين الجزيئات) (Intermolecular Forces):



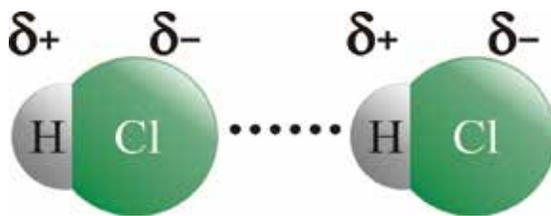
أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات

- 1- قوى التجاذب بين جزيئات ثنائيات القطب.
- 2- الترابط الهيدروجيني.
- 3- قوى لندن.

تتشابه كثير من جزيئات المادة في أشكالها البنائية، لكنها تختلف في سلوكها الكيميائي، وصفاتها الفيزيائية، فمثلاً: يتشابه كلٌّ من (H_2O و H_2S) في الشكل الفراغي، وعدد الروابط التساهمية الأحادية، إلا أنّ هناك اختلافاً كبيراً في صفات كل منهما، فالماء في الظروف الطبيعية يكون في الحالة السائلة، في حين يكون كبريتيد الهيدروجين في الحالة الغازية، فما القُوى التي تربط بين جزيئات كل منهما؟

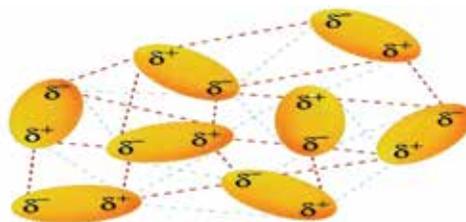
أولاً: قوى التجاذب بين الجزيئات ثنائيات القطب (Dipole-Dipole Forces):

تعلّمت أنّ الجزيء القطبي يملك قطبين كهربائيين دائمين مختلفين في الشحنة، فكيف تعمل هذه الأقطاب المختلفة على ربط الجزيئات القطبية بعضها ببعض؟ ترتب الجزيئات القطبية، بحيث يكون التجاذب بين الأقطاب المختلفة أكبر ما يُمكن؛ ما يقلل طاقتها، ويجعلها أكثر استقراراً، كما هو موضّح في الشكل (1 - 4).



الشكل (1 - 4): تمثيل قوى التجاذب بين الجزيئات القطبية لجزيئات HCl

وتزداد قُوى التجاذب بين الجزيئات القطبية بزيادة قطبية الجزيئات ونقص المسافة بينها، وتكون المادة القطبية أكثر ثباتاً في الحالة الصلبة عنها في الحالتين السائلة والغازية؛ لأنّ جزيئاتها تتخذ ترتيباً منتظماً، انظر الشكل (1 - 5).



شكل (1 - 5): ترتيب الجزيئات القطبية لمركّب في الحالة السائلة الشكل (1 - 5): ب): ترتيب الجزيئات القطبية لمركّب في الحالة الصلبة

ثانيًا: الترابط الهيدروجيني (Hydrogen Bond):

لمعرفة هذا النوع من قوى التجاذب، وتمييزه عن قوى التجاذب ثنائي القطب، تأمل الجدول

(1 - 6) الذي يُبين درجات غليان بعض المركبات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

الجدول (1 - 6): درجات غليان هيدريدات عناصر المجموعة السادسة (VIA) والسابعة (VIIA)

مركبات مجموعة VIA			مركبات مجموعة VIIA		
الكتلة المولية (غم/مول)	درجة الغليان (س°)	المركب	الكتلة المولية (غم/مول)	درجة الغليان (س°)	المركب
18	100	H ₂ O	20	19.5	HF
34	61-	H ₂ S	36.5	85 -	HCl
81	41-	H ₂ Se	81	66.7 -	HBr
129.6	2-	H ₂ Te	128	35.6 -	HI

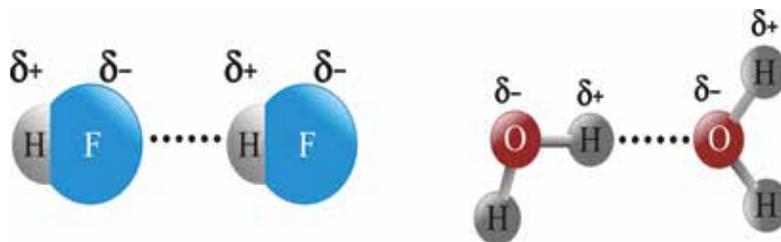
1- مثل بيانيًا درجة غليان هيدريدات المجموعة السادسة (VIA)، والمجموعة السابعة (VIIA)

مقابل كتلتها المولية. ماذا تستنتج؟

2- برأيك، لماذا درجة غليان كل من HF و H₂O أعلى بكثير من مثيلاتها في المجموعة نفسها،

على الرغم من أن لهما أقل كتلة مولية؟

لعلك توصلت من خلال الإجابة عن التساؤلات السابقة أن قوى التجاذب بين جزيئات كل من H₂O و HF أعلى من مثيلاتها ثنائيات القطب ضمن المجموعة نفسها؛ ويعود ذلك إلى قوى التجاذب الكهروستاتيكي العالية بين الشحنة الجزئية الموجبة الموجودة على ذرة الهيدروجين المرتبطة أصلاً بذرة عالية الكهروسالبية (F، O، N) في جزيء معين، وبين الشحنة الجزئية السالبة الموجودة على ذرة صغيرة الحجم وعالية الكهروسالبية (F، O، N) في الجزيء المقابل، ويُسمى هذا النوع من الترابط الترابط الهيدروجيني، كما في الشكل (1 - 6).



الشكل (1 - 6): تمثيل الترابط الهيدروجيني بين جزيئات H₂O، والترابط الهيدروجيني بين جزيئات HF

فكر:

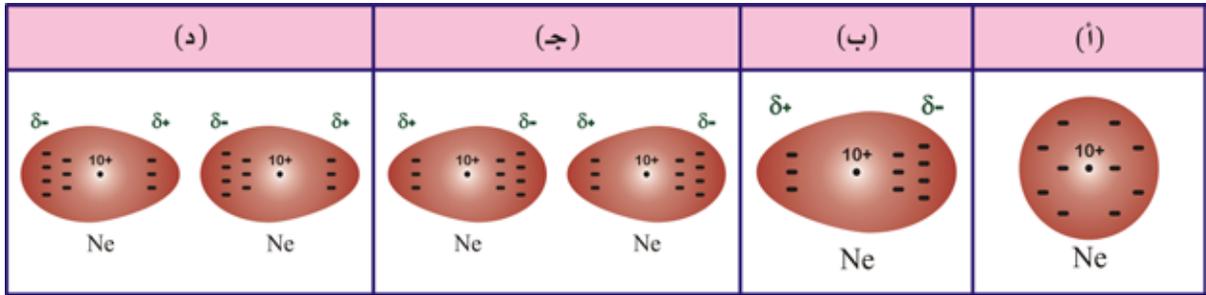
ما أسباب ارتفاع درجة غليان H_2O مقارنةً مع HF ؟

وغالبا ما يحدث الترابط الهيدروجيني بين الجزيئات، إلا أنه يمكن أن يحدث داخل الجزيء الواحد، مثل جزيء الـ (DNA).

سؤال: وضح بالرسم كيفية ارتباط جزيئات HF بجزيئات H_2O .

ثالثاً: قوى لندن (London Forces):

وهي قوى ضعيفة تتواجد بين الجزيئات كافة، سواء أكانت قطبية أم غير قطبية، وبين ذرات الغاز النبيل، وهي قوى لحظية ناتجة عن استقطاب لحظي في الجزيء بسبب الحركة العشوائية للإلكترونات حول أنوية الذرات، وهذا بدوره يحدث قطبية لحظية في جزيء آخر؛ نتيجة تقاربهما من بعضهما بعضاً، فيؤدي ذلك إلى قوى تجاذب لحظية فيما بينها، كما تلاحظ في الشكل (1 - 7) الآتي:



الشكل (1 - 7): تمثيل قوى لندن بين ذرتي نيون

ومع أن قوى لندن موجودة في جميع الجزيئات قطبية كانت أم غير قطبية، إلا أن أهميتها في الجزيئات غير القطبية أكبر؛ كونها القوى الوحيدة التي تعمل على تجاذب الجزيئات بينها. وللتعرف إلى العوامل المؤثرة في قوى لندن، نفضّل النشاط الآتي:

نشاط (7): العوامل المؤثرة في قوى لندن:

تأمل الجدول الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية	الكتلة المولية (غم / مول)	درجة الغليان (س°)	قوى التجاذب الرئيسية بين الجزيئات
C_3H_8 البروبان	$CH_3CH_2CH_3$		42-	
C_5H_{12} البنتان العادي	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$		36	
C_5H_{12} النيوبتان	$\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ H_3C-C-CH_3 \\ \\ CH_3 \end{array}$		9.5	

- 1- أكمل الجدول السابق.
- 2- رتب الجزيئات الموجودة في الجدول حسب درجة غليانها، موضِّحًا السبب.
- 3- برأيك، ما العوامل التي تعتمد عليها قوى لندن؟

سؤال ما نوع قوى التجاذب الرئيسية بين جزيئات كل من المواد الآتية:
 NH_3 ، $CHCl_3$ ، SiH_4 ، CH_3OH ؟



خليط الزيت والماء

سؤال بعد دراستك لقوى التجاذب بين الجزيئات، فسّر الظاهرة التي تشاهدها في الصورة المجاورة.

إختبر نفسي

السؤال الأول: وضح المقصود بالمفاهيم الآتية:

الرابطة الأولية، والكهروسالبية، والجزئية القطبية.

السؤال الثاني: ارسم رمز لويس أو شكله لكل من الآتية: F_2 ، H_2S ، PCl_3 ، H^- ، B .

السؤال الثالث: عند وضع كميتين متساويتين من الماء H_2O والبتتان C_5H_{12} في وعاءين متماثلين، وتعريضهما للهواء الجوي تحت الظروف نفسها، أيهما يتبخر بشكل أسرع؟ لماذا؟

السؤال الرابع: أكمل الجدول الآتي الذي يحوي بعض المعلومات عن أربعة مركبات افتراضية، علماً أنّ (H) تمثل ذرة الهيدروجين، وعلى اعتبار أنّ الذرات في الجزيئات مختلفة في الكهروسالبية:

الزاوية المتوقعة	قطبية الجزيء	شكل الجزيء	شكل أزواج الإلكترونات	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	المركب الافتراضي
				لا يوجد	XH_2
				زوجان	YH_2
			مثلث مستوٍ		MH_3
		هرم ثلاثي القاعدة			ZH_3

السؤال خامس: علّل ما يأتي:

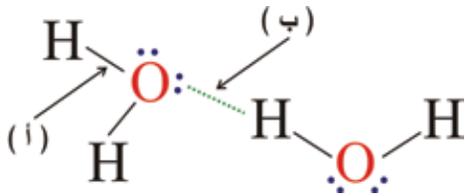
- المحلول المائي لـ KI يوصل التيار الكهربائي، في حين المحلول المائي للسكر لا يوصل التيار الكهربائي.
- درجة غليان $SiCl_4$ أعلى من درجة غليان CH_4 ، على الرغم من أنّ كليهما غير قطبي.

اختبار الفترة الأولى

السؤال الأول: اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

- 1 ما نوع الرابطة الناتجة عن اتحاد ذرتي عنصر، عدده الذري 17؟
 (أ) تساهمية. (ب) قوى لندن. (ج) أيونية. (د) الترابط الهيدروجيني.
- 2 ما شكل الجزيء الفراغي الناتج من وجود أربع مجموعات إلكترونية حول الذرة المركزية، إحداها زوج إلكترونات غير رابط؟
 (أ) هرم ثلاثي القاعدة. (ب) مثلث مستوي. (ج) منحني. (د) رباعي الأوجه.
- 3 ما رتبة الرابطة بين ذرة الكربون وإحدى ذرتي الأكسجين في جزيء CO_2 ؟
 (أ) 1 (ب) 2 (ج) 3 (د) 4
- 4 بالاعتماد على جدول قيم الكهروسالبية، ما الرابطة الأكثر قطبية فيما يأتي؟
 (أ) O-F (ب) N-F (ج) C-F (د) F-F
- 5 بالرجوع إلى جدولي رموز أيونات بعض العناصر والمجموعات الأيونية وأسمائها، ما الصيغة الكيميائية لمركب فوسفات الكالسيوم؟
 (أ) $\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_3$ (ب) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (ج) Ca_3P_2 (د) Ca_3PO_4

السؤال الثاني: تأمل الشكل المجاور، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- 1 ما نوع الرابطة (أ)، والرابطة (ب)؟
- 2 أيهما أقوى الرابطة (أ) أم الرابطة (ب)؟
- 3 ما تأثير وجود الرابطة (ب) على درجة غليان H_2O ؟

السؤال الثالث: قطبية الجزيء NH_3 أعلى من قطبية الجزيء NF_3 فسر العبارة.

السؤال الرابع: لديك الجزيئان الآتيان: CCl_4 ، PCl_3 .

علماً بأن الأعداد الذرية للعناصر (C ، P ، Cl) (6 ، 15 ، 17)

- 1- ارسم شكل لويس لكل جزيء.
- 2- ما عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية؟
- 3- ما عدد المجموعات الإلكترونية حول الذرة المركزية؟
- 4- ما اسم شكل أزواج الإلكترونات الناتج؟
- 5- ارسم شكل الجزيء الفراغي لكل منهما، وسمِّه.