دوسية أوكسجين في شرح وحل اسئلة

مادة الكيمياء

الصف العاشر

الوحدة الثالثة: المركبات والروابط الكيميائية

الفصل الدراسي الأول

إعداد : م. مريم السرطاوي

تلاخيص منهاج أردني

منهاجي
متعة التعليم الهادف

المنهاج الجديد
2020

من نحن

تلاخيص منهاج أردني - سؤال وجواب

- أول وأكبر منصة تلاخيص مطبوعة بشكل إلكترونيّ و مجانية.
- تعنى المنصة بتوفير مختلف المواد الدراسية بشكل مميز ومناسب للطالب وتهتم بتوفير كل ما يخص العملية التعليمية للمنهاج الأردني فقط.
- تأسست المنصة على يد مجموعة من المعلمين والمتطوعين في عام ٢٠١٨ م وهي للإنتفاع الشخصي من قبل الطلاب أو المعلمين.
- لمنصة تلاخيص فقط حق النشر على شبكة الإنترنت ومواقع التواصل سواء ملفاتها المصورة PDF أو صور تلك الملفات ويُسمح بمشاركتها أو نشرها من المواقع الأخرى بشرط حفظ حقوق الملكية للملخصات من اسم المعلم وشعار الفريق.

إدارة منصة فريق تلاخيص

يمكنكم التواصل معنا من خلال

تلاخيص منهاج أردني – سؤال وجواب

talakheesjo@gmail.com

المنسق الإعلامي أ. معاذ أمجد أبو يحيى 0795360003

شكر وتقدير

بسم الله الرحمن الرحيم

أحمد الله وأشكره على إنجاز هذا العمل فله الحمد أولا وآخرا،

ثم أشكر كل من دعمني لإنجازه، والداي .. زوجي .. إخوتي .. أبنائي

وأخيرا تصميم الغلاف من الأستاذ الفيزيائي المبدع: معاذ أمجد أبو لحيى

له كل الشكر والتقدير

طلابي الأعزاء لا بد أن نعي جميعا أن أي عمل بشري لا يخلو من نقص أو عيب؛

فإن الكمال لله وحده، لذا عليكم تجربة الحساب بأنفسكم للتأكد من النتائج ولتتقوا بقدراتكم العظيمة

بقدر الكد تكتسب المعالي ومن طلب العلا سهر الليالي

ومن رام العلا من غير كد أضاع العمر في طلب المحال

تروم العز ثم تنام ليلا يغوص البحر من طلب اللآلي

ما هي دوسية أوكسجين؟

دوسية شاملة للمادة فهي كالأوكسجين تنعش التفكير وتحيي الكيمياء في الروح ، يفترض أن تشمل التالي:

١ شرح الدرس الأول: الروابط الكيميائية وأنواعها وحل أسئلته

٢ شرح الدرس الثاني: الصيغ الكيميائية وخصائص المركبات وحل أسئلته

٣ حل أسئلة الوحدة الثالثة

٤ أمثلة وتطبيقات محلولة تعلم الطالب نمط الأسئلة للامتحان

٥ أوراق عمل يتمرن عليها الطالب

٦ الفقرات التي عليها إشارة **vi p**، هي مهمة جدا ويلزم إتقانها

تابع معنا كل جديد مع طلاب مدرسة الكيمياء الإلكترونية

https://cutt.us/SCHOOLofCHEMISTRY

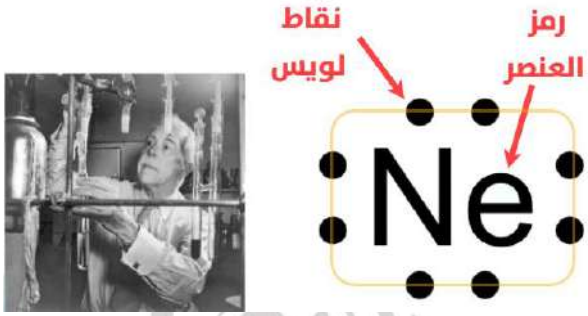
مقاطع الشرح المرئية تتوفر على قناة اليوتيوب

https://www.youtube.com/mariamsartawi

الدرس الأول: الروابط الكيميائية وأنواعها

تركيب لويس

✓ تعريف تركيب لويس: هو التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ، وفيه يُرمز إلى كل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر



✓ قام العالم "جيليبرت لويس" عام 1902م باختراع طريقة لتمثيل أشكال الجزئيات وأسماها "تركيب لويس"

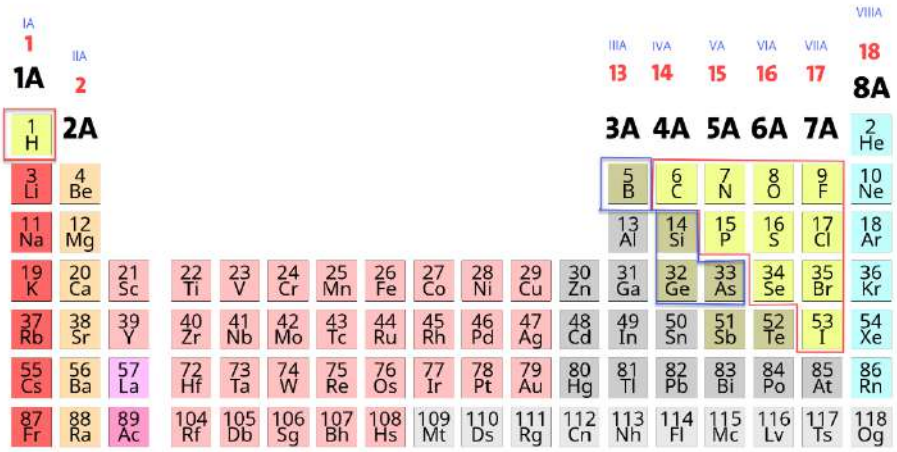
✓ **كيفية رسم تركيب أو نقاط لويس:**

1- يُكتب رمز العنصر في المنتصف

2- تُحسب إلكترونات التكافؤ للعنصر الممثل بطريقتين:

- من رقم مجموعته [1A – 8A] إلكترونات التكافؤ = رقم المجموعة للعنصر الممثل
- من عدد الذري: نقوم بالتوزيع الإلكتروني، ونحسب إلكترونات التكافؤ على المستوى الخارجي "أكبر n"، إن كان العنصر من قطاع s أي انتهى بـ s فنحسب الإلكترونات عليه فقط، وإن كان من قطاع p أي انتهى توزيعه بـ p، فنحسب إلكترونات p و s التي معه من نفس رقم n
- نوزع الإلكترونات من أي جهة حول رمز العنصر، بشرط رسم إلكترون واحد على شكل نقطة واحدة، نستمر برسم الإلكترونات على شكل نقاط على الجهات الأربع متخيلين مربع افتراضي حول رمز العنصر، ثم نعاود مزاوجة الإلكترونات بشرط لا نزيد عن نقطتين في أي جهة

✓ إلكترونات التكافؤ: هي إلكترونات المستوى الخارجي للذرة



مثال بالاستعانة بالجدول الدوري، أرسم تركيب لويس للعناصر التالية: Na – Mg – Al – Si

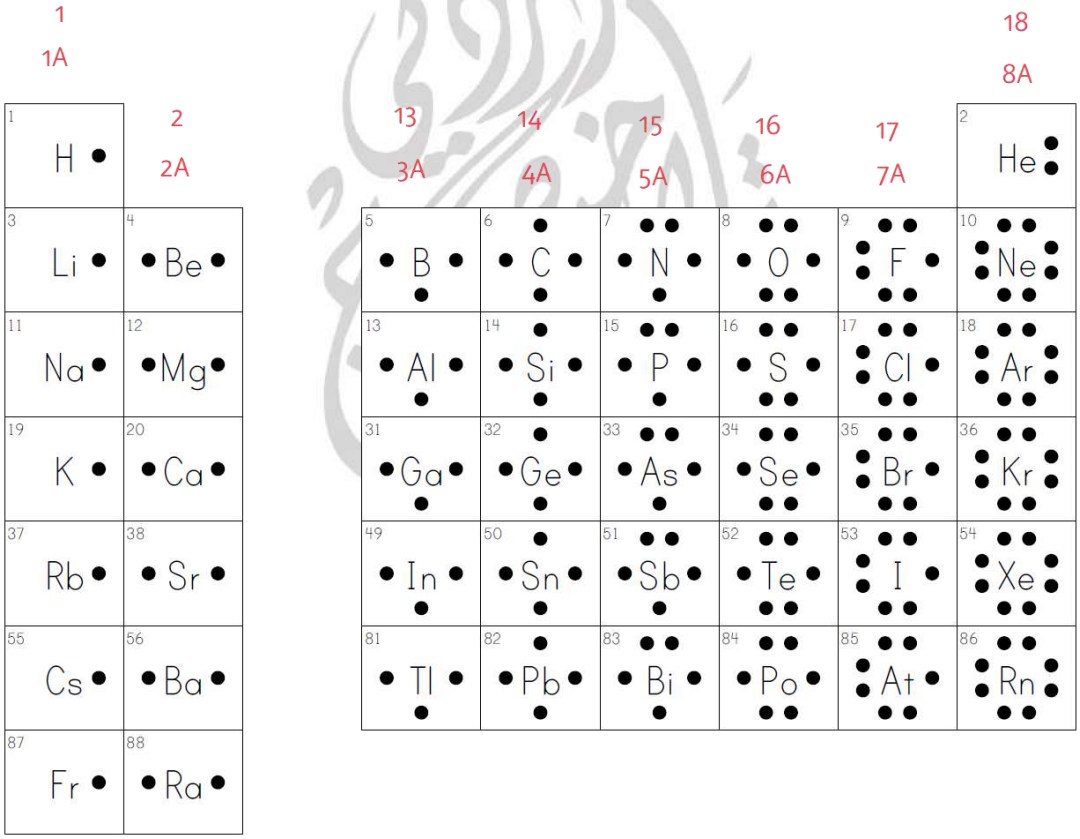
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ	تركيب لويس
Na	1A (1)	1	Na•
Mg	2A (2)	2	•Mg•
Al	3A (13)	3	•Al•
Si	4A (14)	4	•Si•

مثال أرسم تركيب لويس للعناصر التالية $_{35}Br$ – $_{19}K$ – $_{18}Ar$ – $_{17}Cl$ – $_{16}S$ – $_{15}P$:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	تركيب لويس
$_{15}P$	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^3}$	2 + 3 = 5	P
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^4}$	2 + 4 = 6	S
$_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^5}$	2 + 5 = 7	Cl
$_{18}Ar$	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^6}$	2 + 6 = 8	Ar
$_{19}K$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{4s^1}$	1	K•
$_{35}Br$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{4s^2} 3d^{10} \mathbf{4p^5}$	2 + 5 = 7	Br

أتحقق ص62: أكتب تركيب لويس لكل من $_4Be$ – $_7N$ – $_5B$ – $_9F$ – $_3Li$:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	تركيب لويس
$_3Li$	$1s^2\mathbf{2s^1}$	1	Li •
$_9F$	$1s^2\mathbf{2s^2 2p^5}$	2 + 5 = 7	• F • (2 dots top, 1 left, 1 right, 2 bottom)
$_5B$	$1s^2\mathbf{2s^2 2p^1}$	2 +1 = 3	• B • (1 left, 1 right, 1 bottom)
$_7N$	$1s^2\mathbf{2s^2 2p^3}$	2 + 3 = 5	• N • (2 top, 1 left, 1 right, 1 bottom)
$_4Be$	$1s^2\mathbf{2s^2}$	2	• Be •



استنتاجات

في الجدول الدوري أعلاه العناصر الممثلة مرسوم لها تركيب لويس، عناصر المجموعة الواحدة لها نفس تركيب لويس وعدد نقاط لويس هو بنفس رقم المجموعة = إلكترونات التكافؤ

ورقة عمل [1]

أتدرب

أرسم تركيب لويس للعناصر التالية:

الحل

العنصر	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ
$_{20}Ca$		
$_{1}H$		
$_{50}Sn$		
$_{16}Se$		
$_{53}I$		
$_{2}He$		
$_{32}Ge$		
$_{6}C$		
$_{8}O$		
$_{36}Kr$		

20 Ca	1 H	50 Sn	16 Se	53 I
2 He	32 Ge	6 C	8 O	36 Kr

مقدمة في الروابط الكيميائية

✓ لولا الروابط بين الذرات لما وُجدت الجزيئات والمركبات الكيميائية المختلفة

✓ تعريف: الروابط الكيميائية ⇦ قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر عند ارتباط بعضها ببعض

سؤال **ما أنواع الروابط الكيميائية؟**

1- الروابط الأيونية

2- الروابط التساهمية

3- الروابط الفلزية

قبل أن نبدأ برسم تركيب لويس للمركبات وقبل التعرف على طبيعة الروابط بين العناصر لا بد من:

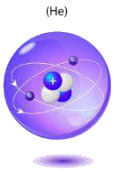
1- تصنيف العناصر في الجدول الدوري

2- التعرف على قاعدة الثمانية

العنصر – الجزيء - المركب

✓ لا تتوافر عناصر الجدول الدوري في الطبيعة بشكل ذرات منفردة إلا العناصر النبيلة لأنها في العادة مستقرة ولا ترتبط بذرات أخرى في الوضع الطبيعي، بينما العناصر الأخرى في الطبيعة تسعى للتفاعل دائمًا سواء بظروف طبيعية أو بوجود طاقة معينة حتى تصل إلى الاستقرار فتتكون بذلك جزيئات ومركبات

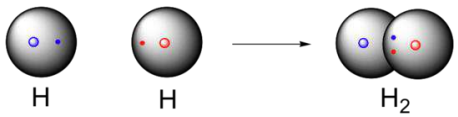
سؤال **ما الفرق بين العنصر، الجزيء، المركب؟**



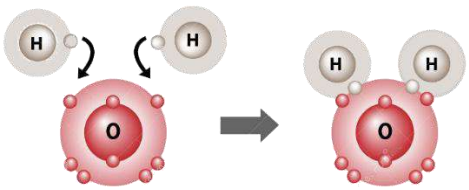
✓ العنصر: هو المادة النقية التي لا يمكن تفكيكها إلى مواد أبسط منها، مثال: He غاز الهيليوم أحادي الذرات، هكذا يتواجد في الطبيعة، وأي عنصر في الجدول الدوري مثال: Na

✓ الجزيء، عند ارتباط الذرات ببعضها برابطة كيميائية: ينقسم الجزيء إلى:

1- جزيء نقي: يتكون من ارتباط ذرات نفس العنصر، مثال: غاز الهيدروجين H_2



2- جزيء غير نقي: [مركب] يتكون من ارتباط ذرات عناصر مختلفة، مثال: H_2O، ذرتين H وذرة O

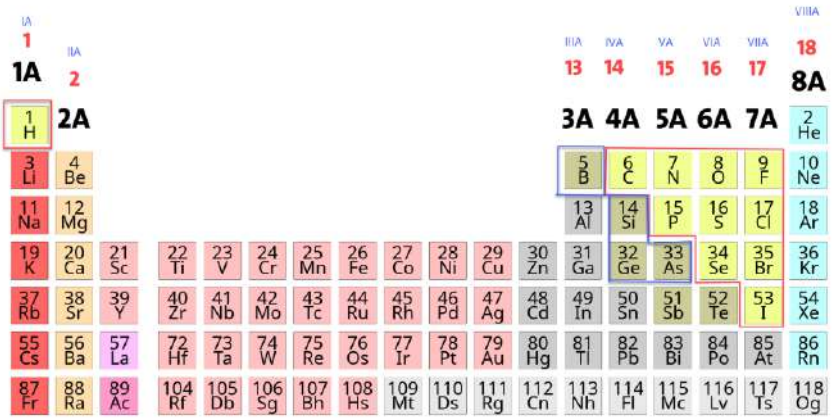


كل مركب هو جزيء، وليس كل جزيء يُعدُّ مركَّبًا؛ لأن المركب يتكون من عناصر مختلفة

مثال صنِّف المواد التالية إلى عنصر، جزيء، مركب

العنصر	عنصر	جزيء	مركب
O2		☑	
CO2		☑	☑
Ne	☑		
NaCl		☑	☑

أقسام العناصر في الجدول الدوري



VIP

✓ **تنقسم العناصر الممثلة والانتقالية في الجدول:**

1- **الفلزات**: تقع يسار الجدول الدوري، ومنها المجموعة الأولى والثانية والثالثة في الممثلة، والعناصر الانتقالية

تنبيهات: - الهيدروجين لافلز، تم تصنيفه في المجموعة 1A لأن لديه إلكترون تكافؤ واحد

- البورون B يقع ضمن شبه الفلزات لكنه في المجموعة الثالثة ويميل للخصائص الفلزية بفقد الإلكترونات

2- **اللافلزات**: تقع أعلى يمين الجدول الدوري [اللون الأصفر]، بعض عناصر المجموعة الخامسة والسادسة والسابعة ويُضاف لها العناصر النبيلة- والهيدروجين والكربون:

H – C – N – O – F – P – S – Cl- Se – Br – I

تُحفظ تلك العناصر من خلال جملة الطالبة الرائعة: هبة محمود ناصر

3- **شبه الفلزات**: تجمع بين خصائص الفلز واللافلز، تتعامل حسب العنصر المتفاعلة معه، أهمها: B – Si – Ge – As ويضاف لها Sb – Te

سؤال

من المعلومات السابقة حدِّد تصنيف العناصر التالية:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم المجموعة	فلز/ لا فلز
$_{1}H$	$1s^1$	1	لا فلز
$_{20}Ca$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	2	فلز
$_{10}Ne$	$1s^2 2s^2 2p^6$	8	لا فلز
$_{35}Br$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4s^5$	7	لا فلز
$_{5}B$	$1s^2 2s^2 2p^1$	3	شبه فلز
$_{6}C$	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	لا فلز
$_{3}Li$	$1s^2 2s^1$	1	فلز
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6	لا فلز

قاعدة الثمانية والتكافؤ

- ✓ تعريف قاعدة الثمانية: ميل ذرات العناصر إلى فقد الإلكترونات أو اكتسابها أو المشاركة فيها ليكتمل مستواها الخارجي بثمانية إلكترونات تكافؤ مثل العناصر النبيلة
- ✓ قاعدة الثمانية تنطبق على معظم العناصر التي نتعامل معها خاصة عناصر الدورة الثانية: Na , Mg , C , N , O , F
- ✓ هناك استثناءات كثيرة من قاعدة الثمانية، مثل:

  - الهيدروجين H يحتاج فقط إلكتروني تكافؤ ليستقر مستواه الخارجي
  - الليثيوم Li، البريليوم Be ، البورون B لا يحتاج أي منهم لـ 8 إلكترونات تكافؤ
  - الفسفور P والكبريت S قد يصلان أحيانًا لأكثر من 8 إلكترونات تكافؤ
  - عناصر الدورة الثالثة وما بعدها تستطيع حمل أكثر من 8 إلكترونات تكافؤ

سنتعرف كيف يصل العنصر إلى الاستقرار مع أهمية معرفة المصطلحات التالية:

- ✓ التكافؤ: هو عدد صحيح مطلق لمقدار الفقد أو الكسب أو المشاركة للإلكترونات
- ✓ الشحنة: هي نفس التكافؤ لكن مع الإشارة الموجبة أو السالبة

مثال

كيف يصل الليثيوم والصوديوم والألمنيوم للاستقرار مثل العنصر النبيل؟

وضح إلكترونات التكافؤ، التكافؤ، الشحنة على العنصر بعد التأين

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
$_{3}Li$	$1s^2 2s^1$ $[He]\ 2s^1$	يفقد 1e	1	1	1+
$_{12}Mg$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ $[Ne]\ 3s^2$	يفقد 2e	2	2	2+
$_{13}Al$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ $[Ne]\ 3s^2 3p^1$	يفقد 3e	3	3	3+

استنتاجات

1- الليثيوم [فلز] يفقد مستواه الثاني ليستقر مثل الهيليوم، وهو حالة مستثناة من قاعدة الثمانية، والتكافؤ له نفس عدد إلكترونات التكافؤ له

2- المغنيسيوم والألمنيوم [فلزات] يفقد كل منهما مستواه الثالث ليستقرا مثل النيون ويصبح لديهما ثمانية إلكترونات تكافؤ في المستوى الثاني $2s^2 2p^6$ وهذه هي قاعدة الثمانية وأيضا التكافؤ لهما نفس عدد إلكترونات التكافؤ المفقودة

نفهم من ذلك أن الفلزات تفقد إلكتروناتها التكافؤ لتصبح مستقرة
وهذا هو حال المجموعة 1 - 2 -3 [ويستثنى الهيدروجين لأنه لا فلز]

مثال

كيف يصل النيتروجين والأكسجين والكلور إلى الاستقرار مثل العنصر النبيل؟
وضح إلكترونات التكافؤ، التكافؤ، الشحنة على العنصر بعد التأين

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$	يكسب 3e [Ne]	5	3	3-
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$	يكسب 2e [Ne]	6	2	2-
$_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	يكسب 1e [Ar]	7	1	1-

استنتاجات

1- كل العناصر [لافلز] تكسب على مستواها الخارجي المزيد من الإلكترونات لتصل إلى قاعدة الثمانية $ns^2 np^6$ فتشبه العنصر النبيل وتستقر

2- التكافؤ لهذه العناصر هو مقدار ما كسبته وهو المكمل لإلكترونات التكافؤ لتصل إلى 8

نفهم من ذلك أن اللافلزات تكسب إلكترونات لتصبح مستقرة
وهذا هو حال المجموعة 5 - 6 -7

مثال

كيف يصل الكربون إلى الاستقرار مثل العنصر النبيل؟

وضح إلكترونات التكافؤ، التكافؤ، الشحنة على العنصر بعد التأين

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$	يشارك العنصر الآخر بـ 4 [Ne]	4	4	لا توجد

استنتاجات

الكربون لا يستطيع أن يفقد 4 إلكترونات لأن ذلك يحتاج طاقة عالية، لأنه يصعب أن يصبح لديه إلكترونين في مستواه مقابل 6 بروتونات، ولا يستطيع أن يكسب 4 إلكترونات لأنه سيزيد ذلك عن طاقة النواة التي فيها 6 بروتونات مقابل 10 إلكترونات وبالتالي هو يفضل المشاركة

نفهم من ذلك أن الكربون في المجموعة الرابعة مشارك لغيره، ومثله السيليكون في نفس مجموعته

المجموعة	نوع الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
1 2 3	يفقد	1 2 3	1 2 3	1+ 2+ 3+
5 6 7	يكسب	5 6 7	3 2 1	3- 2- 1-
4	يشارك	4	4	----

قاعدة الثمانية

مثال

وضح قاعدة الثمانية عند تفاعل الكلور $_{17}Cl$ مع الهيدروجين $_{1}H$؟

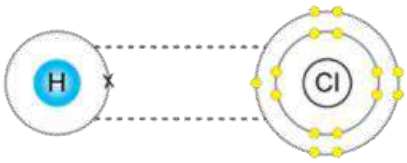
الهيدروجين لافلز: وهو يستقر بإلكترونين ليشبه الهيليوم،

يصبح حوله إلكترون منه وإلكترون من الآخر أي ستكون هناك مشاركة

الكلور لافلز: ويحتاج إلكترون ليكتمل مستواه إلى الثمانية، لا يستطيع كسب إلكترون الهيدروجين

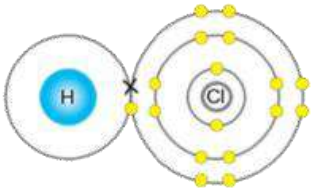
لأن الهيدروجين لا فلز، واللافلزات عادة تكسب لا تفقد، فهنا

تحدث مشاركة أيضا



فيصبح حول الكلور ثمانية إلكترونات، وحول الهيدورجين

إلكترونان



بحيث كل منهما شارك إلكترون التكافؤ للآخر

فيكون رقم تكافؤ الهيدروجين: 1

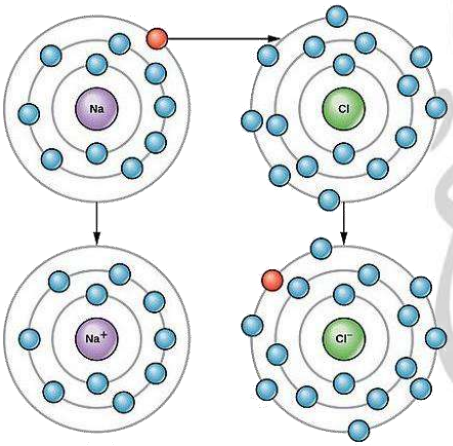
رقم تكافؤ الكلور: 1

نفهم من ذلك أن اللافلز + لافلز = يحدث بينهما مشاركة إلكترونات عند التفاعل

مثال

وضح قاعدة الثمانية عند تفاعل الكلور $_{17}Cl$ مع الصوديوم $_{11}Na$؟

الصوديوم فلز: يميل دائمًا إلى فقد إلكترونات التكافؤ،



فيعطي إلكترونه التكافؤ إلى الكلور ويصبح موجب أحادي

الشحنة

الكلور لافلز: وهنا سيكسب ذلك الإلكترون لأن المشارك له

فلز، وبالتالي يصبح سالب أحادي الشحنة، فيستقر كلاهما

بثمانية إلكترونات تكافؤ في مستواهما الخارجي

نفهم من ذلك أن الفلز + لافلز = يحدث بينهما فقد

وكسب عند التفاعل

سؤال

كيف ترتبط الذرات ببعضها بعضًا؟

حسب العناصر المتفاعلة:

1- يفقد إلكترونات التكافؤ، مثل الفلزات

2- يكسب إلكترونات على إلكتروناته التكافؤ، مثل اللافلزات

3- مشاركة الإلكترونات ويكون بين لافلز + لافلز

ورقة عمل [2]

أتدرب

حدِّد تصنيف العناصر التالية:

تذكر دائمًا:

الفلزات: العناصر الانتقالية والمجموعة 3A -2A -1A إلا الهيدروجين H والبورون B

شبه الفلزات: B – Si – Ge – As - Sb – Te

اللافلزات: H – C – N – O – F – P – S – Cl – Se – Br – I

بالإضافة للعناصر النبيلة لكننا نهملها لأنها في الظروف الطبيعة لا تتفاعل

إن علمت اللافلزات وشبه الفلزات فعليك اعتبار ما تبقى من الفلزات

الحل

العنصر	فلز - لا فلز - شبه فلز
Si	
O	
Na	
Ar	
Mg	
N	
F	
I	
C	
Cl	

أتدرب

بيِّن كيف يصل كل عنصر من العناصر التالية إلى الاستقرار

الحل

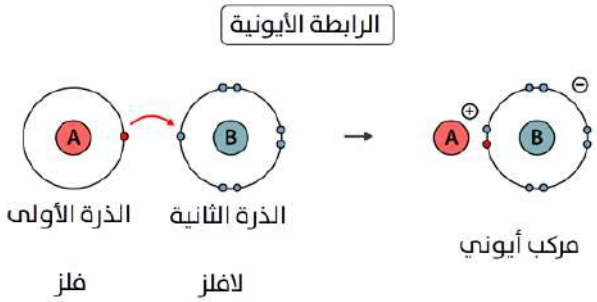
العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الشحنة
$_{9}F$					
$_{11}Na$					
$_{6}C$					

الرابطة الأيونية

✓ تعريف الرابطة الأيونية: القوة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات

سؤال **من الذي ارتبط، كيف تم الارتباط، ما نتيجة ذلك الارتباط؟**

- من؟ ارتبط: فلز + لا فلز
- كيف؟ الفلز يفقد الإلكترونات فيصبح أيون موجب، اللافلز هنا سيكسب الإلكترونات فيصبح أيون سالب ثم يحدث التجاذب بين الشحنات المختلفة لتتكون الرابطة الأيونية، وهي قوة كهروستاتيكية قوية
- النتيجة؟ مركب أيوني



مثال **وضح كيف يرتبط الكلور $_{17}Cl$ بالصوديوم $_{11}Na$ لتكوين مركب كلوريد الصوديوم NaCl؟**

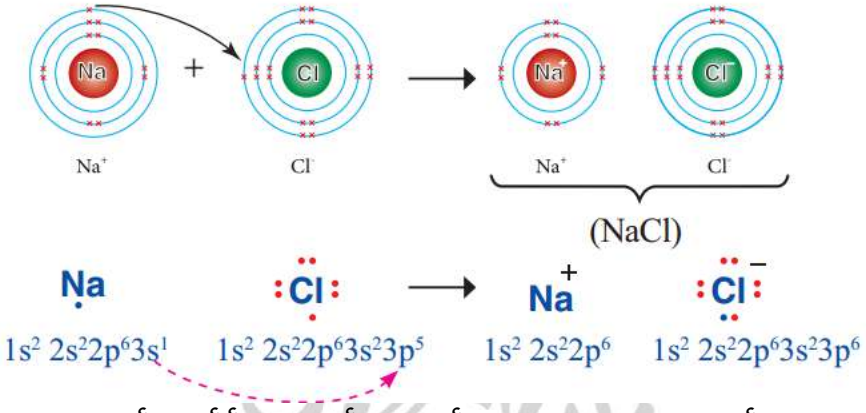
خطوات الحل:

- نحدد تصنيف العنصر لنعرف نوع المركب: الصوديوم فلز + الكلور لافلز ⇦ مركب أيوني
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والشحنة والتكافؤ، ونتذكر أن الفلز يفقد بنفس مقدار رقم مجموعته ويصبح أيون موجب بينما اللافلز يكسب بمقدار يكمل رقم مجموعته إلى 8 ويصبح أيون سالب

هنا الصوديوم مجموعته 1A فيفقد 1 إلكترون ويصبح Na^{1+} بينما الكلور مجموعته 7A فيكسب 1 إلكترون ليصل ويكمل طريقه إلى المجموعة 8A ويصبح Cl^{1-}
ممكن عدم وضع رقم 1 بجانب الشحنة والاكتفاء بالإشارة [فقد في حالة الفقد والكسب 1]

- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم
- إذا كان التكافؤ نفسه فالعناصر تكون بنسبة 1 : 1 في المركب، أما إذا اختلف التكافؤ فإننا نستبدل الأرقام لكل عنصر ونكتبه بعد كل رمز

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{11}Na$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	يفقد 1 إلكترون حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	Na^{1+}	1	NaCl
$_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	يكسب 1e حتى يشبه [Ar] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $3s^2 3p^6$	Cl^{1-}	1	



يتضح مما سبق أن الرابطة أيونية والناتج مركب أيوني، لأنه ينشأ أيون أحادي موجب وأيون أحادي سالب فيحدث تجاذب قوي بين الأيونين وباقتراب الأيونات من بعضها يتكون المركب الأيوني كلوريد الصوديوم

تعزيز: عندما يفقد الفلز فإن اسمه يبقى كما هو سواء كان متعادل الشحنة أو أيون، بينما عندما يكسب اللافلز ويتحول إلى أيون سالب فإنا نسميه بغير اسمه وذلك بإضافة (يد) إليه

أمثلة:

- الأكسجين بعد التأين يصبح أيون الأكسيد O^{2-}
- الكلور بعد التأين يصبح أيون الكلوريد Cl^{1-}
- الفلور بعد التأين يصبح أيون الفلوريد F^{1-}
- الكبريت بعد التأين يصبح أيون الكبريتيد S^{2-}
- النيتروجين بعد التأين يصبح أيون النتريد N^{3-}

سؤال

أفسر ص64: أثر طاقة تأين ذرة $_{11}Na$ وذرة $_{17}Cl$ في تكوين الأيون الموجب و الأيون السالب

- أثر طاقة تأين ذرة Na منخفضة فيسهل أن تفقد إلكترونًا واحدًا وينتج Na^{1+}
- بينما طاقة تأين ذرة Cl عالية لذا لا تميل للفقد إنما تميل إلى كسب إلكترون فينتج Cl^{1-}

تذكير: طاقة التأين تزداد كلما ازداد العدد الذري في الدورة الواحدة فيكون الصوديوم أقل طاقة تأين من الكلور

مثال

كيف يرتبط المغنيسيوم $_{12}Mg$ بالأكسجين $_{8}O$ لتكوين مركب أكسيد المغنيسيوم MgO؟

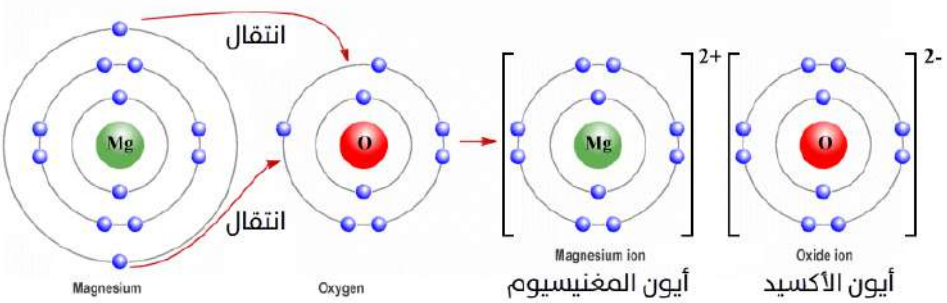
خطوات الحل:

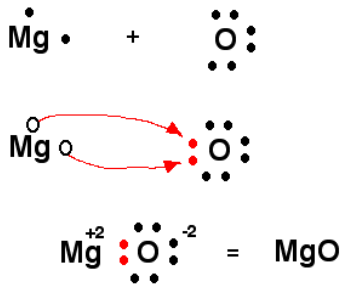
- تصنيف العناصر ⇦ المغنيسيوم فلز + الأكسجين لا فلز ⇦ مركب أيوني
- بعد التوزيع ومعرفة المجموعة وطريقة الاستقرار

نبدأ بالفلز: المغنيسيوم مجموعته 2A فيفقد 2 إلكترون ويصبح Mg^{2+} بينما الأكسجين مجموعته 6A فيكسب 2 إلكترون ليصل ويكمل طريقه إلى المجموعة 8A ويصبح O^{2-}

- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم
- التكافؤ نفسه وهو 2 فالذرات تكون بنسبة 1 : 1 في المركب ولا داعي لأن نكتبه بهذا الشكل Mg_2O_2

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{12}Mg$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	يفقد 2 إلكترون حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	Mg^{2+}	2	MgO
$_{8}O$	$1s^2 2s^2 2p^4$	يكسب 2e حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	O^{2-}	2	





يتضح مما سبق أن الرابطة أيونية والناتج مركب أيوني، لأنه ينشأ أيون ثنائي موجب وأيون ثنائي سالب فيحدث تجاذب قوي بين الأيونين وباقتراب الأيونات من بعضها يتكون المركب الأيوني أكسيد المغنيسيوم

تنبيه: خطأ كتابته بهذا الشكل Mg_2O_2

سؤال

أفكر ص64: كيف يرتبط الألمنيوم $_{13}Al$ بالكبريت $_{16}S$ لتكوين مركب Al_2S_3؟

خطوات الحل:

- تصنيف العناصر ⇦ الألمنيوم فلز + الكبريت لافلز ⇦ مركب أيوني
- بعد التوزيع ومعرفة المجموعة وطريقة الاستقرار

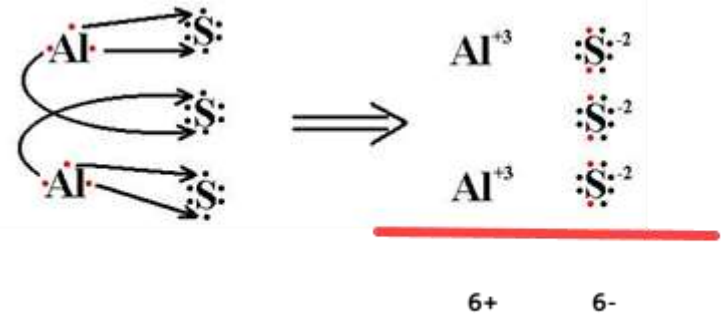
نبدأ بالفلز: الألمنيوم مجموعته 3A فيفقد 3 إلكترون ويصبح Al^{3+} بينما الكبريت مجموعته 6A فيكسب 2 إلكترون ليصل ويكمل طريقه إلى المجموعة 8A ويصبح S^{2-}

- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم ونوجه السهام

مهم:

- ما زالت هناك إلكترونات زائدة على ذرة الفلز، وقتها نضيف ذرة لافلز
- لم تبق إلكترونات على الفلز، وبقيت إلكترونات على اللافلز، نضيف ذرة فلز أخرى
- نستمر بالإضافة ونقل الإلكترونات من الفلز إلى اللافلز إلى أن تتعادل الشحنات النهائية
- نحتاج ذرتين ألمنيوم مجموع الشحنات لهما = $^{3+} + ^{3+} = ^{6+}$
- نحتاج ثلاث ذرات كبريت مجموع الشحنات لها = $^{2-} + ^{2-} + ^{2-} = ^{6-}$
- يجب أن يكون المركب الأيوني متعادل الشحنة = $^{6+} + ^{6-}$ = صفر
- التكافؤ مختلف وهنا نعكس التكافؤ لكل عنصر عند كتابة المركب ونضعه بعد رمز العنصر بالأسفل

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{13}Al$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	يفقد 3 إلكترون حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	Al^{3+}	3	Al_2S_3 كبريتيد الألمنيوم
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^4$	يكسب 2e حتى يشبه [Ar] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $3s^2 3p^6$	S^{2-}	2	



أتدرب

كيف يرتبط الفلور $_{9}F$ بالكالسيوم $_{20}Ca$ ؟

الحل

- تصنيف العناصر ⇦ الكالسيوم فلز + الفلور لافلز ⇦ مركب أيوني
- بعد التوزيع ومعرفة المجموعة وطريقة الاستقرار

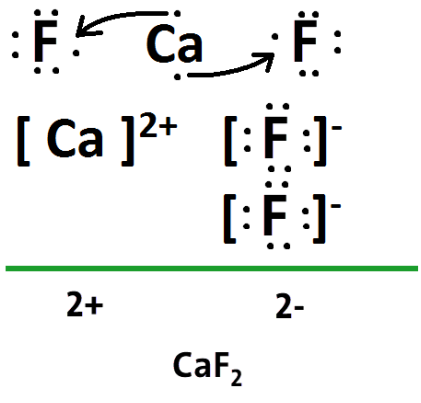
نبدأ بالفلز: الكالسيوم مجموعته 2A فيفقد 2 إلكترون ويصبح Ca^{2+} بينما الفلور مجموعته 7A فيكسب 1 إلكترون ليصل ويكمل طريقه إلى المجموعة 8A ويصبح F^{1-}

- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم ونوجه السهام

مهم:

- ما زالت هناك إلكترونات زائدة على ذرة الفلز Ca ، وقتها نضيف ذرة لافلز F
- لم تبق إلكترونات على الفلز، ولم تبق إلكترونات على اللافلز انتهينا ونتأكد من مجموع الشحنات
- ذرة كالسيوم واحدة شحنة الأيون الموجب لها $^{2+}$
- ذرتان فلور مجموع الشحنات لها = $^{1-}$ + $^{1-}$ = $^{2-}$
- يجب أن يكون المركب الأيوني متعادل الشحنة = $^{2+}$ + $^{2-}$ = صفر
- التكافؤ مختلف وهنا نعكس التكافؤ لكل عنصر عند كتابة المركب ونضعه بعد رمز العنصر بالأسفل ولا داعي لكتابة التكافؤ 1 عند الكالسيوم

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{20}Ca$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	يفقد 2 إلكترون حتى يشبه [Ar] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $3s^2 3p^6$	Ca^{2+}	2	CaF_2 فلوريد الكالسيوم
$_{9}F$	$1s^2 2s^2 2p^5$	يكسب 1e حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	F^{1-}	1	



أتدرب

كيف يرتبط الصوديوم $_{11}Na$ بالكبريت $_{16}S$ ؟

الحل

- تصنيف العناصر ⇦ الصوديوم فلز + الكبريت لافلز ⇦ مركب أيوني
- بعد التوزيع ومعرفة المجموعة وطريقة الاستقرار

نبدأ بالفلز: الصوديوم مجموعته 1A فيفقد 1 إلكترون ويصبح Na^{1+} بينما الكبريت مجموعته 6A فيكسب 2 إلكترون ليصل ويكمل طريقه إلى المجموعة 8A ويصبح S^{2-}

- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم ونوجه السهام

مهم:

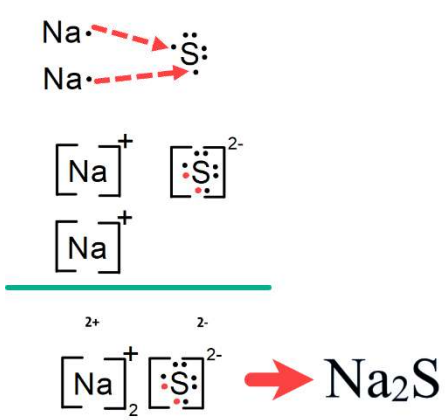
- ما زالت هناك إلكترونات زائدة على ذرة اللافلز S ، وقتها نضيف ذرة فلز Na
- لم تبق إلكترونات على الفلز، ولم تبق إلكترونات على اللافلز انتهينا ونتأكد من مجموع الشحنات

ذرتان من الصوديوم مجموع شحنات الأيون الموجب لها = $^{1+}$ + $^{1+}$ = $^{2+}$

ذرة واحدة من الكبريت شحنته السالبة = $^{2-}$

- يجب أن يكون المركب الأيوني متعادل الشحنة = $^{2+}$ + $^{2-}$ = صفر
- التكافؤ مختلف وهنا نعكس التكافؤ لكل عنصر عند كتابة المركب ونضعه بعد رمز العنصر بالأسفل ولا داعي لكتابة التكافؤ 1 عند الكبريت

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{11}Na$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	يفقد 1 إلكترون حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	Na^{1+}	1	Na_2S كبريتيد الصوديوم
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	يكسب 2e حتى يشبه [Ar] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $3s^2 3p^6$	S^{2-}	2	



أتدرب

وضح بالخطوات وبرسم نقاط لويس كيف يرتبط الليثيوم $_{3}Li$ بالفلور $_{9}F$ وما نوع المركب الناتج؟

الحل

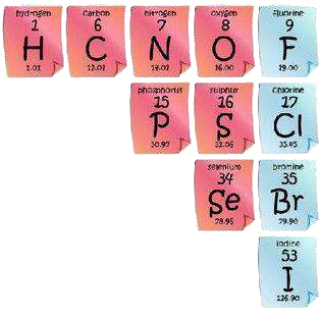
أتدرب

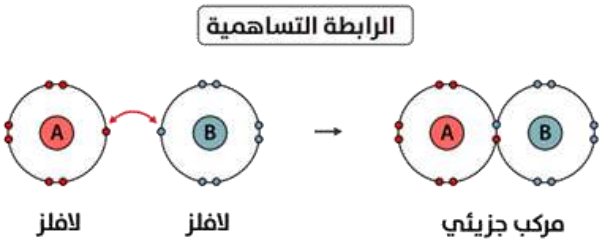
وضح بالخطوات وبرسم نقاط لويس كيف يرتبط المغنيسيوم $_{12}Mg$ بالكلور $_{17}Cl$ وما نوع المركب الناتج؟

الحل

الرابطة التساهمية وأنواعها

✓ تعريف الرابطة التساهمية: الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية بزوج أو أكثر من الإلكترونات



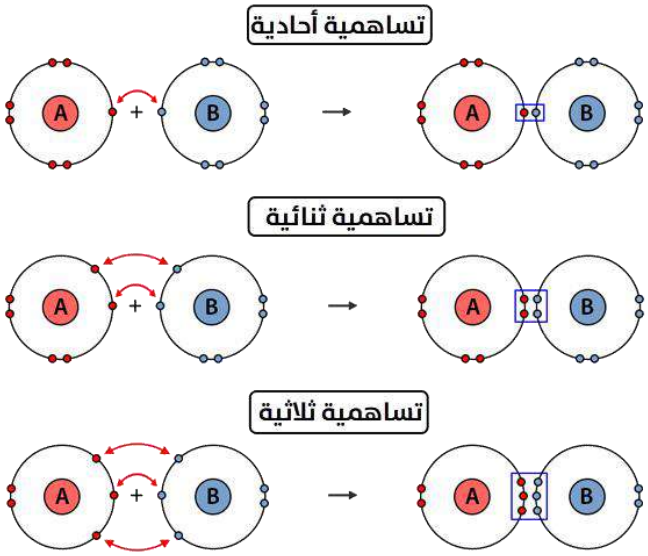


سؤال **من الذي ارتبط، كيف تم الارتباط، ما نتيجة ذلك الارتباط؟**

- من ارتبط؟ لافلز + لا فلز
- كيف؟ اللافلز يميل إلى الكسب أو المشاركة، فعندما يجتمع مع شبيهه فهنا تتم المشاركة فقط بإلكترونات كل منهما، وينجذب زوج إلكترونات الرابطة إلى نواتي الذرتين مكوِّنًا بذلك الرابطة التساهمية
- النتيجة؟ مركب تساهمي، أو نطلق عليه: مركب جزيئي

سؤال **ما أنواع الروابط التساهمية؟**

- الرابطة التساهمية الأحادية: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في زوج واحد من الإلكترونات
- الرابطة التساهمية الثنائية: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في زوجين من الإلكترونات
- الرابطة التساهمية الثلاثية: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في ثلاثة أزواج من الإلكترونات

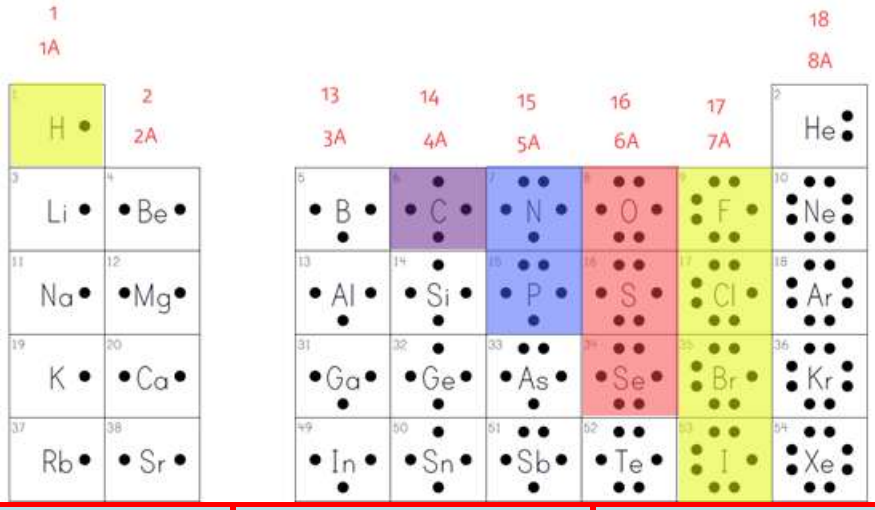


عدد الروابط الشائعة في التساهمية

معرفة عدد الروابط التي يلزم على اللافلز تكوينها يساعدنا في رسم المركب الجزيئي ونفس الرابطة الواحدة يشترك فيها زوجان من الإلكترونات، إلكترون من كل لافلز

سؤال **كم رابطة يلزم أن يكوِّنها العنصر اللافلزي ليصل إلى الاستقرار؟**

بالنظر إلى الجدول التالي، العناصر الفلزية تم تحديدها بالتظليل، كل العناصر يلزمها المشاركة بإلكترونات حتى يكتمل مستواها الخارجي إلى ثمانية إلكترونات فتشبه العناصر النبيلة في وتستقر، ما عدا الهيدروجين يلزمه فقط إلكترون مشارك ليكتمل مستواه بإلكترونين ليصبح شبيهًا بتوزيع الهيليوم ويستقر



رقم مجموعة العنصر	عدد نقاط لويس [إلكترونات التكافؤ]	عدد الروابط الشائع بالنظر إلى النقاط المنفردة	مثال
1A	1	1	H • اللافلز الوحيد في المجموعة الأولى
4A	4	4	• C •
5A	5	3	• N •
6A	6	2	• O •
7A	7	1	• F •

تعزيز:

- كل رابطة واحدة عبارة عن خط فيه إلكترونين [زوج من الإلكترونات]
- إذا تفاعل شبه الفلز مع لافلز فإن الرابطة تساهمية، مثال: تفاعل السيليكون مع الكلور

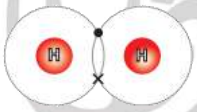
مثال **بيِّن نوع الرابطة في جزيء غاز الهيدروجين** H_2

خطوات الحل:

- نحدد تصنيف العنصر لنعرف نوع الرابطة: الهيدروجين لا فلز ⇦ وهو متشابه [ذرتان متشابهتان] فلا بد أن تكون الرابطة تساهمية في هذا الجزيء النقي
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والتكافؤ، ونتذكر أن اللافلز في الرابطة التساهمية يشارك فقط

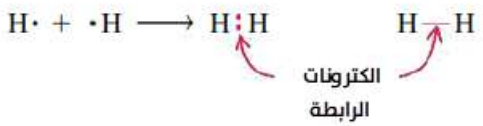
هنا الهيدروجين مجموعته 1A لكنه لا فلز فهو يشارك غيره بإلكترونه الوحيد ويحصل على مشاركة من غيره بإلكترون ثانٍ وهكذا يكتمل مستواه الخارجي بإلكترونين فيستقر لأن هذا التوزيع يشبه الهيليوم
تذكر: الهيدروجين مستثنى من قاعدة الثمانية

- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم بمد رابطة بين كل نقطة منفردة والأخرى [تذكر أن نقاط لويس هي إلكترونات]
- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية، الهيدروجين مستثنى فيستقر باكتماله بإثنين مثل الهيليوم

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$	H:H  H—H	1	H_2
$_1H$	$1s^1$		1	

يتضح مما سبق أن الرابطة تساهمية أحادية

سؤال **كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة في جزيء** H_2؟



زوج واحد من إلكترونات الرابطة

مثال

بيِّن نوع الرابطة في جزيء الماء H_2O

خطوات الحل:

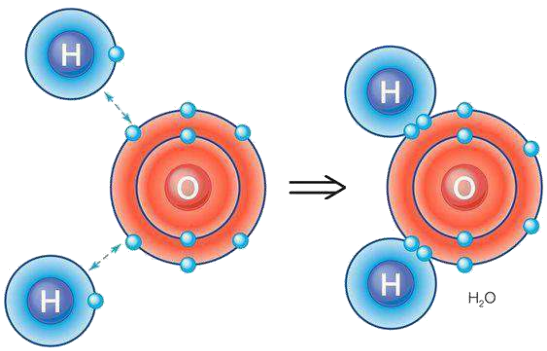
- نحدد تصنيف كل عنصر لنعرف نوع الرابطة: الهيدروجين لا فلز + الأكسجين لافلز ⇦ مركب تساهمي
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والتكافؤ، ونتذكر أن اللافلز في الرابطة التساهمية يشارك فقط
- نحدِّد الذرة المركزية بين الذرات، وتكون هي الأقل عدداً، الأكسجين ذرة، بينما الهيدروجين ذرتان، إذًا الأكسجين الذرة المركزية
- نرسم الذرة المركزية في المنتصف ونبدأ برسم تركيب لويس، وعمل مشاركة من كل نقطة منفردة مع النقاط المنفردة للذرات الأخرى

هنا الهيدروجين مجموعته 1A لكنه لا فلز فهو يشارك غيره بإلكترونه الوحيد ويحصل على مشاركة من غيره بإلكترون ثانٍ وهكذا يكتمل مستواه الخارجي بإلكترونين فيستقر لأن هذا التوزيع يشبه الهيليوم
تذكر: الهيدروجين مستثنى من قاعدة الثمانية
بينما الأكسجين من المجموعة 6A فيشارك غيره بإلكترونين، ويحتاج إلكترونين ليكتمل ويصل قاعدة الثمانية، ولذلك احتاج الأكسجين ذرتين هيدروجين

- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية، الهيدروجين مستثنى فيستقر باكتماله بإثنين مثل الهيليوم، بينما الأكسجين سيكتمل بثمانية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$		1	H_2O
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$		2	

يتضح مما سبق أن الرابطة تساهمية أحادية بين عنصر الهيدروجين والأكسجين في جزيء الماء



مثال

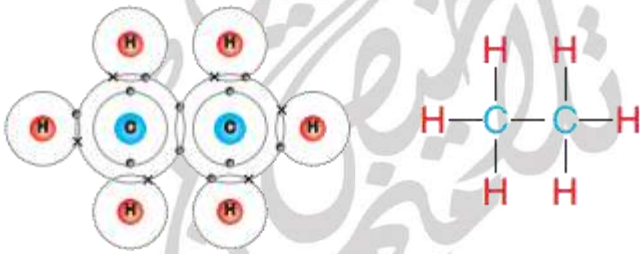
بيِّن نوع الرابطة في جزيء الإيثان C_2H_6

خطوات الحل:

- نحدد تصنيف كل عنصر لنعرف نوع الرابطة: الهيدروجين لا فلز + الكربون لافلز ⇦ مركب تساهمي
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والتكافؤ، ونتذكر أن اللافلز في الرابطة التساهمية يشارك فقط
- نحدِّد الذرة المركزية بين الذرات، وتكون هي الأقل عدداً، االكربون 2 ذرة، بينما الهيدروجين 6 ذرات ، إذًا ذرتي الكربون هما ذرتان مركزيتان
- نوزع باقي ذرات الهيدروجين الستة بالمناصفة حول ذرتي الكربون
- نبدأ برسم تركيب لويس، وعمل مشاركة من كل نقطة منفردة مع النقاط المنفردة للذرات الأخرى

الكربون من المجموعة 4A فيشارك غيره بأربعة إلكترونات، ويحتاج أربع إلكترونات ليكتمل ويصل قاعدة الثمانية

- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$		1	C_2H_6
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$		4	

يتضح مما سبق أن الرابطة تساهمية أحادية بين عنصر الهيدروجين والكربون وبين الكربون والكربون في جزيء الإيثان

مثال

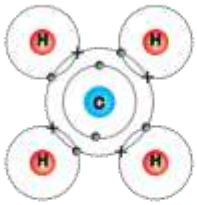
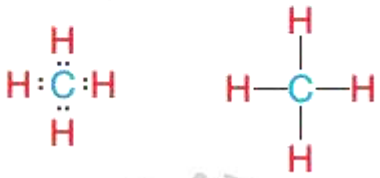
بيِّن نوع الرابطة في جزيء الميثان CH_4

خطوات الحل:

- نحدد تصنيف كل عنصر لنعرف نوع الرابطة: الهيدروجين لا فلز + الكربون لافلز ⇦ مركب تساهمي
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والتكافؤ، ونتذكر أن اللافلز في الرابطة التساهمية يشارك فقط
- نحدِّد الذرة المركزية بين الذرات، وتكون هي الأقل عدداً، الكربون هو الذرة المركزية
- نوزع باقي ذرات الهيدروجين الأربعة حوله
- نبدأ برسم تركيب لويس، وعمل مشاركة من كل نقطة منفردة مع الذرات الأخرى

الكربون من المجموعة 4A فيشارك غيره بأربعة إلكترونات، ويحتاج أربع إلكترونات ليكتمل ويصل قاعدة الثمانية

- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$		1	CH_4
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$		4	

يتضح مما سبق أن الرابطة تساهمية أحادية بين عنصر الهيدروجين والكربون

الرابطة التساهمية الثنائية

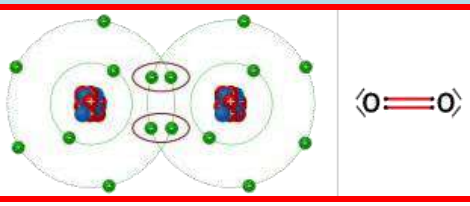
مثال **بيِّن نوع الرابطة في جزيء غاز الأكسجين O_2**

خطوات الحل:

- نحدد تصنيف العنصر لنعرف نوع الرابطة: الأكسجين لا فلز ⇦ وهو متشابه [ذرتان متشابهتان] فلا بد أن تكون الرابطة تساهمية في هذا الجزيء
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والتكافؤ، ونتذكر أن اللافلز في الرابطة التساهمية يشارك فقط

هنا الأكسجين مجموعته 6A لكنه لا فلز فهو يشارك غيره بإلكترونين ويحصل على مشاركة من غيره بإلكترونين فيستقر وتنطبق قاعدة الثمانية

- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم بمد رابطة بين كل نقطة منفردة والأخرى [تذكر أن نقاط لويس هي إلكترونات]
- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$		2	O_2
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$		2	

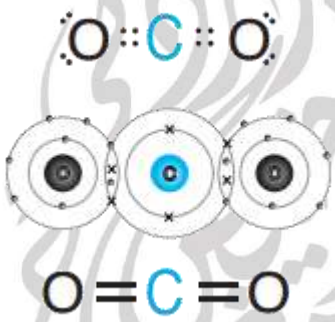
يتضح مما سبق أن الرابطة تساهمية ثنائية بين ذرتي الأكسجين

مثال

بيِّن نوع الرابطة في جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2

خطوات الحل:

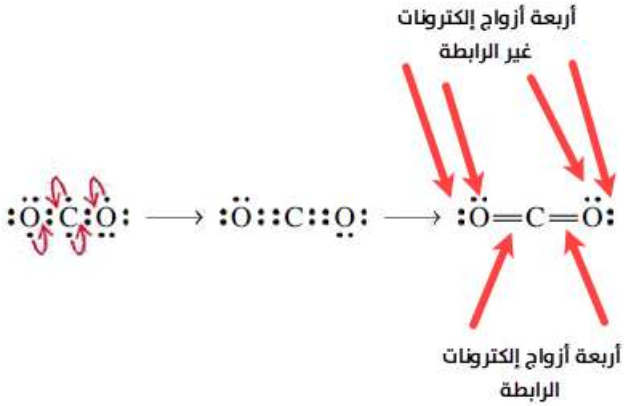
- نحدد تصنيف كل عنصر لنعرف نوع الرابطة: الكربون لا فلز + الأكسجين لافلز ⇦ مركب تساهمي
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والتكافؤ، ونتذكر أن اللافلز في الرابطة التساهمية يشارك فقط
- نحدِّد الذرة المركزية بين الذرات، وتكون هي الأقل عدداً، الكربون هو الذرة المركزية
- نرسم الذرة المركزية في المنتصف وحولها الذرات الأخرى ونبدأ برسم تركيب لويس، وعمل مشاركة من كل نقطة منفردة مع النقاط المنفردة في الذرات الأخرى
- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$		4	CO_2
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$		2	

يتضح مما سبق أن الرابطة تساهمية ثنائية في جزيء ثاني أكسيد الكربون

سؤال

كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة وغير الرابطة في جزيء CO_2؟



أربعة أزواج إلكترونات الرابطة، وأربعة أزواج إلكترونات غير الرابطة

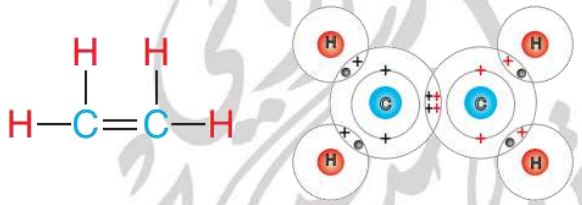
تنبيه: نعتبر كل خط زوج إلكترونات رابطة

مثال

بيِّن نوع الرابطة في جزيء الإيثين C_2H_4

خطوات الحل:

- نحدد تصنيف كل عنصر لنعرف نوع الرابطة: الكربون لا فلز + الهيدروجين لافلز ⇦ مركب تساهمي
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والتكافؤ، ونتذكر أن اللافلز في الرابطة التساهمية يشارك فقط
- نحدِّد الذرة المركزية بين الذرات، وتكون هي الأقل عددًا، الكربون هو الذرة المركزية
- نرسم الكربون ذرتين مركزيتين في المنتصف وحولهما الذرات الأخرى مناصفة ونبدأ برسم تركيب لويس، وعمل مشاركة من كل نقطة منفردة مع النقاط المنفردة في الذرات الأخرى
- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$		4	C_2H_4
$_1H$	$1s^1$		1	

يتضح مما سبق أن الرابطة تساهمية ثنائية بين ذرتي الكربون في جزيء الإيثين، وأحادية بين الكربون والهيدروجين

الرابطة التساهمية الثلاثية

مثال

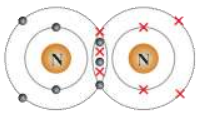
بيِّن نوع الرابطة في جزيء غاز النيتروجين N_2

خطوات الحل:

- نحدد تصنيف العنصر لنعرف نوع الرابطة: النيتروجين لا فلز ⇦ وهو متشابه [ذرتان متشابهتان] فلا بد أن تكون الرابطة تساهمية في هذا الجزيء
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والتكافؤ، ونتذكر أن اللافلز في الرابطة التساهمية يشارك فقط

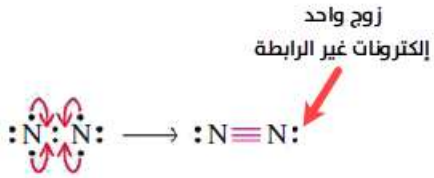
هنا النيتروجين مجموعته 6A5 لكنه لا فلز فهو يشارك غيره بثلاثة إلكترونات ويحصل على مشاركة من غيره بثلاثة فيستقر وتنطبق قاعدة الثمانية

- نرسم نقاط لويس ونحدد استقرار العناصر على الرسم بمد رابطة بين كل نقطة منفردة والأخرى [تذكر أن نقاط لويس هي إلكترونات]
- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$	:N⋮⋮N:  N≡N	3	N_2
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$		3	

يتضح مما سبق أن الرابطة تساهمية ثلاثية بين ذرتي النيتروجين

سؤال **كم عدد أزواج إلكترونات غير الرابطة على ذرة واحدة نيتروجين في جزيء N_2؟**



زوج واحد من إلكترونات غير الرابطة على ذرة نيتروجين واحدة

سؤال **كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة وغير الرابطة في جزيء Cl_2؟**

زوج واحد من إلكترونات الرابطة وستة أزواج من إلكترونات غير الرابطة

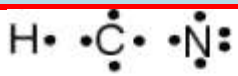
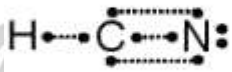
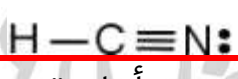
تذكر: أن تحسب عدد أزواج إلكترونات غير الرابطة على كل ذرة في الجزيء إلاّ إذا كان السؤال محدّدًا بذرة واحدة

سؤال

ص67: أوضح كيف تتكون الروابط في جزيء HCN

خطوات الحل:

- نحدد تصنيف كل عنصر لنعرف نوع الرابطة: الكربون لا فلز + الهيدروجين لافلز + النيتروجين لا فلز ⇦ مركب تساهمي
- نوزع العناصر إلكترونيًّا لنحدد طريقة الاستقرار والتكافؤ، ونتذكر أن اللافلز في الرابطة التساهمية يشارك فقط
- نحدِّد الذرة المركزية بين الذرات، وتكون هي الأقل عدداً، وإذا وجدنا الكربون في المركب فإنه الذرة المركزية؛ لأنه يستطيع إنشاء أكثر عدد من الروابط [4 روابط]
- نرسم الذرة المركزية في المنتصف وحولها الذرات الأخرى ونبدأ برسم تركيب لويس، وعمل مشاركة من كل نقطة منفردة مع النقاط المنفردة في الذرات الأخرى
- نحسب النقاط حول كل ذرة لنتأكد من استقرارها من خلال قاعدة الثمانية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	التكافؤ	الناتج
$_1H$	$1s^1$		1	HCN
$_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$		4	
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$		3	

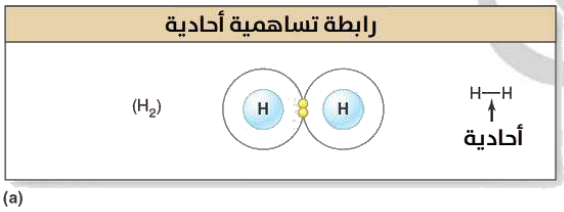
الرابطة تساهمية ثلاثية بين الكربون والنيتروجين وأحادية بين الكربون والهيدروجين

مهم أن تتذكر أن الغازات ثنائية الذرة، كل منها مثال على رابطة تساهمية مختلفة:

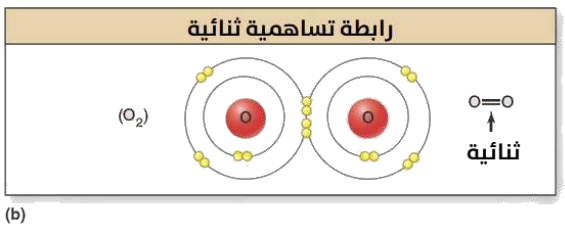
غاز الهيدروجين ⇦ رابطة أحادية [مشاركة زوج e]

غاز الأكسجين ⇦ رابطة ثنائية [مشاركة زوجين e]

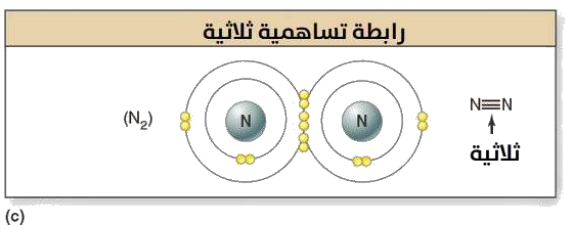
غاز النيتروجين ⇦ رابطة ثلاثية [مشاركة ثلاثة أزواج e]



(a)



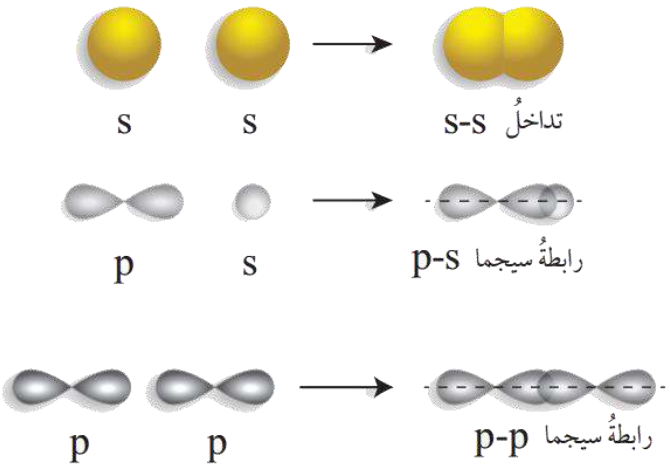
(b)



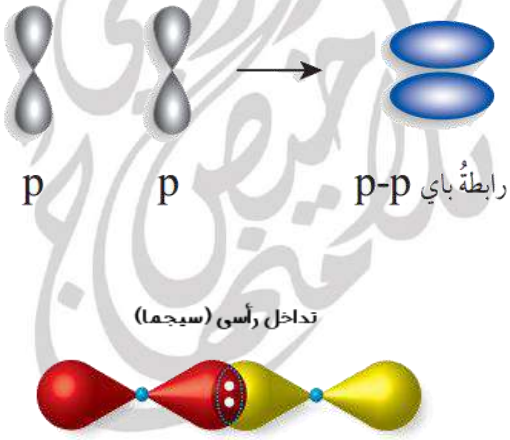
(c)

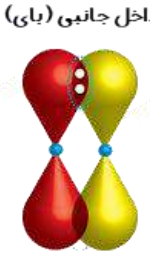
الرابطة سيجما والرابطة باي

✓ تعريف الرابطة سيجما (σ): تنشأ هذه الرابطة من التداخل الرأسي بين فلكي (s-s) أو فلكي (p-p) أو فلكي (s-p)



✓ تعريف الرابطة باي (π): تنشأ هذه الرابطة من التداخل الجانبي بين فلكي (p-p)، وتمثل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الإلكترونات





سؤال

ما عدد روابط سيجما وباي في الروابط التساهمية؟

نوع الرابطة التساهمية	عدد روابط سيجما	عدد روابط باي
أحادية	1	0
ثنائية	1	1
ثلاثية	1	2

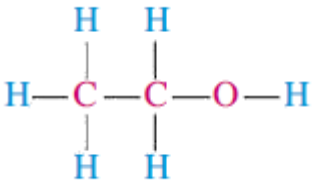
مثال

بيِّن عدد روابط سيجما وباي في جزيء N_2

جزيء النيتروجين فيه رابطة تساهمية ثلاثية: يعني 1 سيجما، 2 باي

مثال

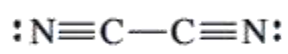
بيِّن عدد روابط سيجما وباي في الجزيء التالي:



الروابط أحادية: كل رابطة أحادية هي 1 سيجما، إذًا لدينا 8 سيجما

مثال

بيِّن عدد روابط سيجما وباي في الجزيء التالي:



- رابطة أحادية: 1 سيجما
- رابطة ثلاثية: 1 سيجما، 2 باي
- رابطة ثلاثية: 1 سيجما، 2 باي

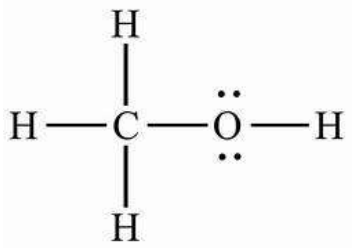
المجموع: 3 سيجما، 4 باي

مثال

بيِّن عدد روابط سيجما وباي في جزيء CH_3OH

خطوات الحل:

المركب تساهمي، الكربون هو الذرة المركزية نرسمه في المنتصف وحوله باقي العناصر مع تركيب لويس، ثم نصل النقاط المنفردة ونتأكد من الاستقرار لنعرف الروابط الأحادية من الثنائية والخ، ثم نحسب سيجما وباي



الروابط أحادية = 5 روابط ⇦ 5 سيجما

ورقة عمل [4]

أتدرب

وضح بالخطوات وبرسم نقاط لويس:

1- ما نوع الرابطة التساهمية في جزيء الأمونيا NH_3

2- كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة وغير الرابطة في الجزيء؟

3- كم عدد روابط سيجما وباي؟

الحل

أتدرب

وضح بالخطوات وبرسم نقاط لويس:

1- ما نوع الرابطة في المركب التالي C_2H_4؟

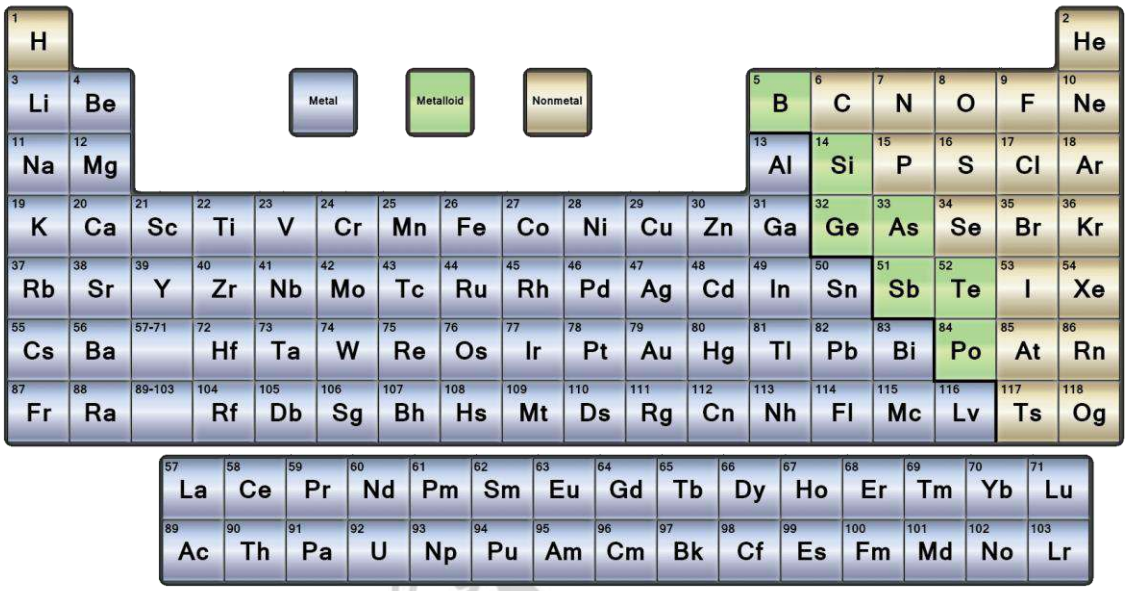
2- كم عدد أزواج إلكترونات الرابطة وغير الرابطة؟

3- ما عدد روابط سيجما وباي في المركب؟

الحل

الرابطة الفلزية

✓ الفلزات في الجدول الدوري: موضحة في الجدول باللون الفضي [المعدني]

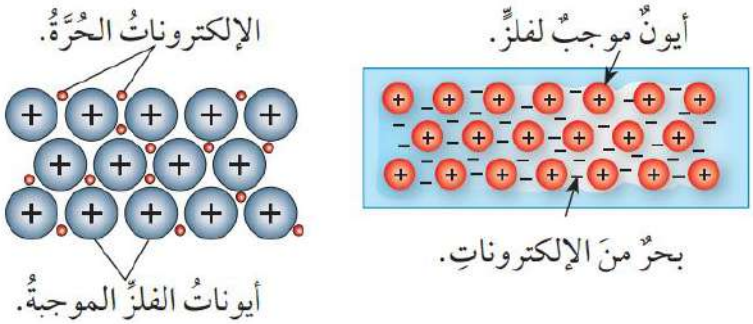


✓ تعريف الرابطة الفلزية: قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية

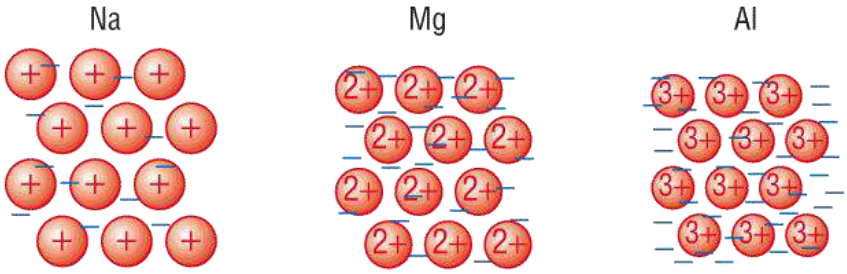
✓ تعريف بحر الإلكترونات: إلكترونات التكافؤ لذرات الفلز في البلورة التي تحيط بالأيونات الموجبة في الاتجاهات جميعها

سؤال **من الذي ارتبط، كيف تم الارتباط؟**

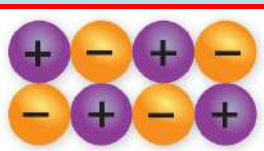
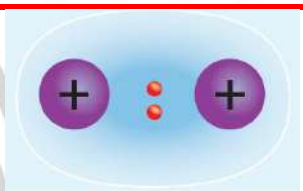
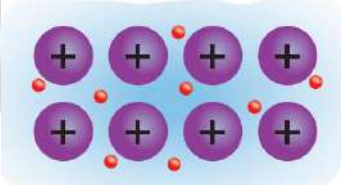
- من ارتبط؟ نفس ذرات الفلز
- كيف؟ فقدت ذرات الفلز إلكترونات التكافؤ [لأن الفلز من طبيعته الفقد حتى يستقر]، فتتحول الذرات إلى أيونات موجبة تحيط بها الإلكترونات من جميع النواحي على شكل بحر من الإلكترونات



أمثلة على شكل الروابط الفلزية:



مقارنة بين الروابط الكيميائية في سبب التجاذب

نوع الرابطة	نموذج شكلي	التجاذب	مثال
أيونية		الأيونات الموجبة والأيونات السالبة لذرات فلز ولافلز	NaCl
تساهمية		النواة الموجبة والإلكترونات المشتركة لذرات اللافلزات	Cl_2
فلزية		أيونات الفلز الموجبة والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية	Na

حل مراجعة الدرس الأول

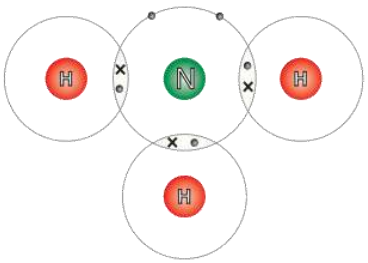
✓ السؤال الأول: كيف تتكون الروابط الكيميائية بين ذرات العناصر؟

1) بفقد الإلكترونات
2) باكتساب الإلكترونات
3) بمشاركة الإلكترونات

✓ السؤال الثاني: أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الذرات الآتية ثم أتوقع التغير الذي ينبغي حدوثه لتمتلك كل ذرة التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل [النيتروجين، الكبريت، الليثيوم]

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	التغير
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5 لافلز يحتاج 3 ليكتمل إلى 8	يكسب أو يشارك 3 إلكترونات
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6 لافلز يحتاج 2 ليكتمل إلى 8	يكسب أو يشارك 2 إلكترون
Li	3	$1s^2 2s^1$	فلز يفقد 1 ليشبه توزيع الهيليوم	يفقد إلكترون واحد

✓ السؤال الثالث: يمثل الشكل المجاور جزيء الأمونيا:



1- ما عدد إلكترونات التكافؤ لذرة N؟

$_7N$: $1s^2 2s^2 2p^3$

خمس إلكترونات تكافؤ

2- ما نوع الرابطة التساهمية في هذا الجزيء؟

رابطة تساهمية أحادية بين ذرة النيتروجين وذرة الهيدروجين

والسبب: زوج واحد من الإلكترونات بين ذرتي النيتروجين والهيدروجين من كل جهة بحيث تشكلت ثلاث روابط تساهمية أحادية

3- ما عدد أزواج الإلكترونات الرابطة؟

ثلاثة أزواج من إلكترونات الرابطة

4- ما عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة؟

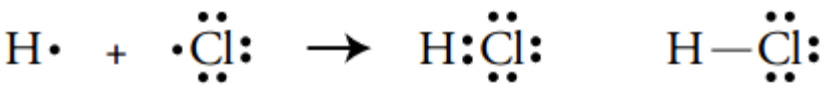
زوج واحد من إلكترونات غير الرابطة

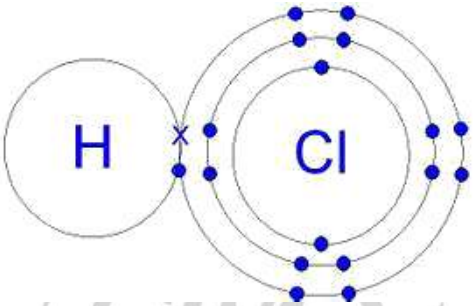
✓ السؤال الرابع: يتكون جزيء HCl من ارتباط ذرة هيدروجين بذرة كلور، أبيِّن بالرسم هذا الترابط

الهيدروجين لافلز [مشارك بإلكترون]، الكلور لافلز [مشارك بإلكترون]

نعرف مقدار المشاركة بعد توزيع العنصر إلكترونيًّا والنظر إلى إلكترونات التكافؤ في المستوى الخارجي

ثم نرسم نقاط لويس ونرسم الرابطة أو الشكل لينتج المركب التساهمي HCl





✓ السؤال الخامس: أكمل المخطط المفاهيمي

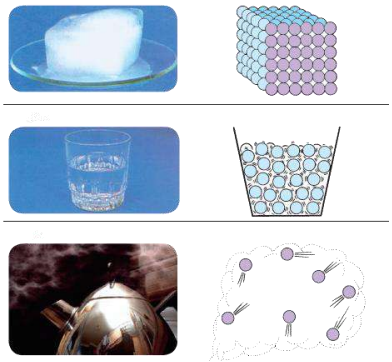
الدرس الثاني: الصيغ الكيميائية وخصائص المركبات

الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية

✓ **الفرق بين الخصائص الكيميائية والخصائص الفيزيائية:**

- الخصائص الكيميائية ⇦ تتعلق ببنية المادة وتركيبها الإلكتروني، وتتعلق أيضًا بمدى تفاعلها مع المواد الأخرى
- الخصائص الفيزيائية ⇦ تتعلق بالحالة الفيزيائية، الشكل، الصلابة، اللمعان، التوصيل الكهربائي، التطاير، درجات الحرارة مثل درجة الانصهار، الغليان وغير ذلك

✓ **حالات المادة:**



صلبة: دقائق المادة متقاربة متماسكة

سائلة: دقائق المادة متقاربة لكن غير متماسكة

غازية: دقائق المادة متباعدة

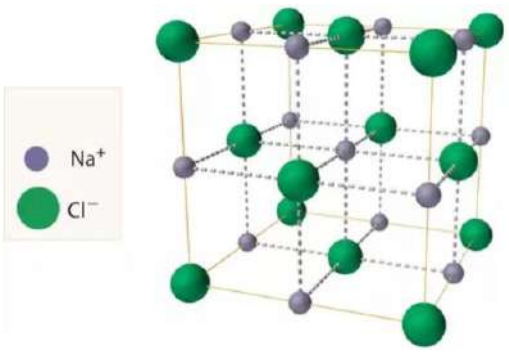
✓ تعريف المركبات الأيونية: مركبات تنشأ عن تجاذب الأيونات الموجبة والسالبة في البلورة الصلبة

✓ **الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية بشكل عام:**

بلورات صلبة قاسية هشة سهلة الكسر، لها درجات انصهار وغليان مرتفعة، مع ذائبية عالية في الماء، غير موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة، وموصلة في حالة المحلول والمصهور

كلوريد الصوديوم NaCl [ملح الطعام] مثال وسنطبق عليه الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية لكن لا بد أن يعلم الطالب أن هناك اختلاف بين المركبات الأيونية في نفس الخاصية الواحدة، فأشكال وأنماط البلورات تختلف ودرجات الانصهار والذائبية وغير ذلك

✓ **شرح الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية:**



1- توجد في الحالة الصلبة

2- بلورات لها نمط خاص لترتيب الأيونات

س: علل: تتميز بلورات كلوريد الصوديوم بالقوة والصلابة

ج: بسبب الترتيب الذي تتميز به تلك البلورات حيث يُحاط بالأيون الموجب ستة أيونات سالبة، وكذلك يُحاط بالأيون السالب ستة أيونات موجبة فتصبح مصفوفة 6:6 وهذا يقلل التنافر بين الأيونات متشابهة الشحنة لتكون نسبة الأيونات في البلورة هي 1:1

تذكر: بلورة كلوريد الصوديوم لها شكل مكعب ونسبة أيونات 1:1

سؤال **أفسر ص70: النسبة بين أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة**

تترتب الأيونات في نمط منتظم بنسبة 1:1 في شبكة بلورية، يُحاط بالكلوريد ستة أيونات من الصوديوم ومثله يُحاط بالصوديوم ستة أيونات من الكلوريد، والسبب: هو اختلاف نصف القطر الأيوني لكلٍّ منهما، هذا النمط والترتيب يقلل التنافر بين الشحنات المتشابهة ويزيد البلورة قوة وصلابة

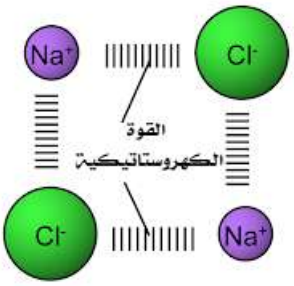
تعزيز: حسب العلماء أن البلورات التي تتخذ نمط مصفوفة 6:6 هي المركبات الأيونية التي يكون:

نسبة نصف القطر الأيوني لكل منها تقع في مدى: 0.732 – 0.414

لو حسبنا نصف القطر الأيوني لكل منهما، الصوديوم $r^+ = 116pm$ ، الكلوريد $r^- = 167pm$

$$\frac{r^+}{r^-} = \frac{116}{167} = 0.70$$

3- القساوة



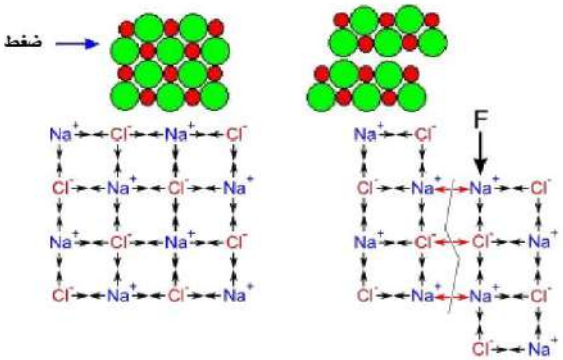
س: علل: تتصف البلورات الأيونية الصلبة أنها قاسية

ج: بسبب قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في البلورة وهذه هي قوة الرابطة الأيونية فيصعب الفصل بين الأيونات

4- هشة سهلة الكسر

س: علل: تتصف البلورات الأيونية الصلبة أنها هشة سهلة الكسر

ج: لأنه عند الضغط على البلورة تقترب الأيونات المتماثلة في الشحنة بعضها من بعض فتتنافر مبتعدة عن بعضها فيسهل كسر البلورة وتفتيتها



5- ارتفاع درجات الانصهار والغليان

س: علل: تتصف المركبات الأيونية بارتفاع درجات الانصهار والغليان

ج: لأن التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة والسالبة يتطلب طاقة كبيرة

تعزيز:

درجة الانصهار: الدرجة التي تتحول المادة فيها من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة

درجة الغليان: الدرجة التي تتحول المادة فيها من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية في كل جزء من أجزاء السائل

اسم المركب	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
NaCl كلوريد الصوديوم	801	1413
MgO أكسيد المغنيسيوم	2852	6300

سؤال **فسر: درجتي الانصهار والغليان لمركب MgO أعلى منها للمركب NaCl**

مركب أكسيد المغنيسيوم MgO يحمل الشحنات $Mg^{2+}O^{2-}$ التي هي أعلى من الشحنات على كلوريد الصوديوم $Na^{1+}Cl^{1-}$، زيادة الشحنات على الأيونات تؤدي إلى زيادة قوة التجاذب بينها فتحتاج إلى طاقة أكبر للتغلب عليها

سؤال **بيِّن الصناعات التي يُستخدم فيها أكسيد المغنيسيوم MgO وأهميته**

الصناعات المتعلقة بأعمال البناء: مثل صناعة الإسمنت، والمواد المقاومة للحرائق مثل الطوب الحراري

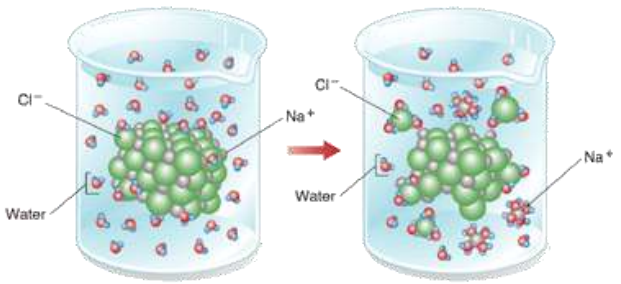
سؤال **علل: استخدام أكسيد المغنيسيوم MgO في المواد المقاومة للحرائق مثل الطوب الحراري**

بسبب ارتفاع درجة انصهاره التي قد تصل إلى درجة أكبر من 2800 (°C)

6- ذائبية عالية في الماء

س: علل: تتصف المركبات الأيونية بذائبية عالية في الماء

ج: بسبب قدرة جزيئات الماء على عمل تجاذب مع أيونات البلورة فتفصل الأيونات عن البلورة وتصبح حرة الحركة بين جزيئات الماء وهذا يزيد الذائبية

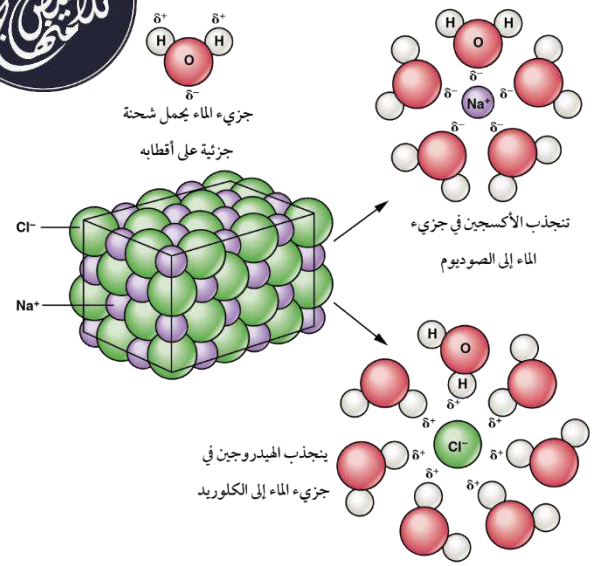


✓ تعريف الذائبية: أكبر كتلة من المُذاب يمكن إذابتها في 100 غم من المذيب

سؤال

أفسر ص71: أثر الشحنات على جزيء الماء في ذوبان المركب الأيوني

ينشأ تجاذب بين الأقطاب المشحونة من الماء والأيونات المخالفة لها في الشحنة فتنفصل الأيونات عن البلورة وتصبح حرة الحركة في المحلول وهذا يزيد الذائبية



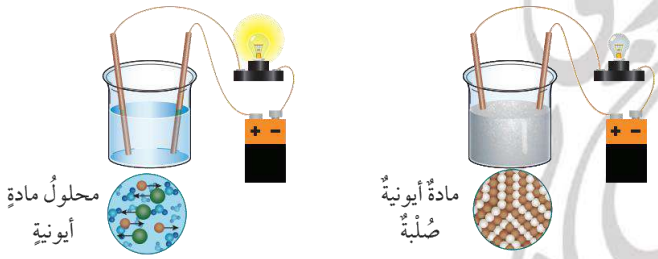
7- موصلة للكهرباء في حالة المحلول والمصهور، وغير موصلة في الحالة الصلبة

س: علل: المركبات الأيونية لا توصل الكهرباء وهي في الحالة الصلبة

ج: بسبب قوى التجاذب القوية بين الأيونات المختلفة في شحناتها فتكون مقيدة في أماكنها في البلورة

س: علل: محاليل أو مصاهير المركبات الأيونية توصل الكهرباء بصورة جيدة

ج: لأن البلورات تتفكك عند صهرها أو إذابتها في الماء فتصبح الأيونات حرة الحركة فيسري بذلك التيار الكهربائي



8- غير متطايرة

سؤال

ص71: ما الفرق بين الذوبان والانصهار؟

الذوبان: هو انتشار دقائق المادة المذابة سواء كان أيونية أو جزيئية بين دقائق المذيب

الانصهار: هو تحول المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة للمادة نفسها

الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية

✓ تعريف المركبات التساهمية [الجزيئية]: مركبات تنشأ من تشارك ذرات العناصر اللافلزية في زوج أو أكثر من الإلكترونات

✓ **الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية:**

1- توجد في الحالات الثلاث: صلبة/ سائلة/ غازية

2- درجات انصهار وغليان منخفضة غالبًا [المركبات التساهمية البسيطة]

3- متطايرة

4- لا تذوب غالبًا في الماء

5- غير موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة أو المصهور [إلا الجرافيت] وهو شكل طبيعي من أشكال الكربون، وغير موصلة في حالة المحلول بوجه عام وبعضها موصل مثل: محلول HCl

سؤال **فسر: المركبات التساهمية البسيطة مركبات متطايرة**

لأن هذه المركبات التساهمية البسيطة لها درجات انصهار وغليان منخفضة وبالتالي تكون متطايرة

تعزيز: الأسيتون مركب تساهمي CH_3COCH_3 وهو يتطاير في درجة حرارة الغرفة العادية

سؤال **فسر: محاليل المركبات التساهمية بوجه عام لا توصل التيار الكهربائي**

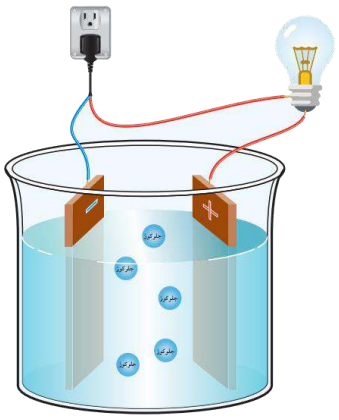
بسبب عدم قابلية معظمها على الذوبان في الماء، وأيضًا عدم احتواء محاليلها على أيونات

سؤال **فسر: محلول HCl يوصل التيار الكهربائي رغم أن HCl مركب تساهمي**

نظرًا لاحتواء المحلول على أيونات جزيء HCl لأن جزيئات الماء تفككه إلى H^+ Cl^- فيحدث توصيل للتيار الكهربائي

تعزيز: من الصورة المجاورة [تجربة ص73] يتضح أن سكر الجلوكوز مركب تساهمي لكنه يذوب في الماء ولكنه وإن ذاب في الماء فإنه لن يتفكك إلى أيونات وبالتالي لن يضيء المصباح

الاستنتاج: محاليل المركبات التساهمية بوجه عام لا توصل التيار الكهربائي



سُكَّرُ الجلوكوزِ

نتذكر الاستثناء: محاليل المركبات التساهمية التي تتأين مثل HCl توصل التيار الكهربائي

الخصائص الفيزيائية للفلزات

✓ **الخصائص الفيزيائية للفلزات:**

1- توجد في الحالة الصلبة [ما عدا الزئبق فهو سائل]

2- لامعة

3- قابلة للطرق والسحب وبلورة الفلز لا تتكسر

4- موصلة جيدة للكهرباء والحرارة

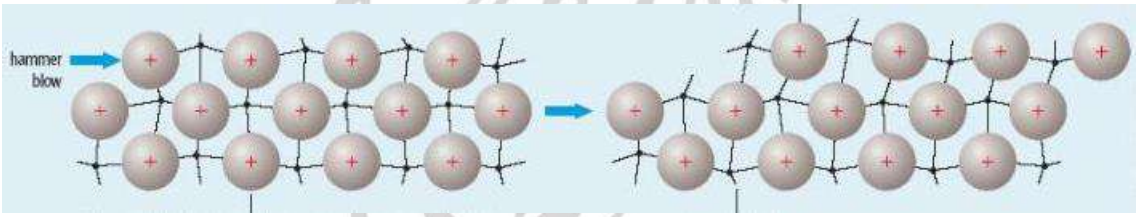
إضافة: للفلزات درجات انصهار وغليان مرتفعة

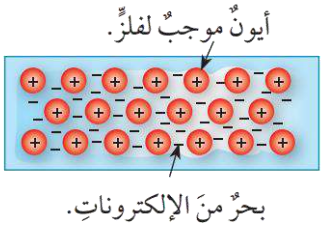
سؤال **ماذا ينتج عن الفلز عند طرقه أو سحبه؟**

عند طرق الفلز تتكون الصفائح وعند سحبه تتكون الأسلاك

سؤال **أتحقق ص75: أفسر: الفلزات قابلة للطرق والسحب ولا تتكسر**

لأن صفوف الأيونات الموجبة ينزلق بعضها عن بعض لكنها تظل في بحر الإلكترونات نفسه، أي يبقى التجاذب بين الإلكترونات الحرة والأيونات الموجبة





سؤال **فسر: الفلزات موصلة جيدة للكهرباء والحرارة**

نظرًا إلى حركة الإلكترونات الحرة في بلورة الفلز

سؤال **عدِّد استخدامات الفلزات في مجال طب الأسنان**

1- حشوات فجوات الأسنان: مزيج من النحاس والفضة والقصدير والزئبق، لكن نظرًا لسُمِّيّة أبخرة الزئبق فقد استبدلت الحشوات المعدنية بمزيج الصمغ والبورسلان

2- تقويم الأسنان: سبائك من النيكل والتيتانيوم؛ لأنها لا تصدأ ولا تتآكل

أتدرب

قارن بين المركبات الأيونية والتساهمية بشكل عام

الحل

الخاصية الفيزيائية	المركب الأيوني	المركب التساهمي
الحالة الفيزيائية		
درجة الانصهار والغليان		
الذائبية في الماء		
التوصيل الكهربائي في الحالة الصلبة		
التوصيل الكهربائي في حالة المصهور والمحلول		
التطاير		

أتدرب

أكمل ما يلي بالمعلومات الصحيحة:

1- نسبة أيونات الصوديوم إلى الكلوريد في بلورة كلوريد الصوديوم تساوي .....
2- بلورات كلوريد الصوديوم لها شكل .....
3- يُستخدم أكسيد المغنيسيوم في الطوب الحراري لأن له درجة انصهار وغليان .....
4- بلورات المركبات الأيونية صلبة قاسية لكن عند الضغط عليها تصبح .....
5- المركبات التساهمية البسيطة لها درجات انصهار وغليان .....
6- المركبات التساهمية لا توصل الكهرباء في الحالة الصلبة باستثناء .....
7- من محاليل المركبات التساهمية التي تتأين في الماء .....
8- الفلزات قابلة لـ ..... و .....
9- درجة انصهار أكسيد المغنيسيوم ..... من درجة انصهار كلوريد الصوديوم
10- الفلزات ..... للكهرباء والحرارة بسبب ..... حرة الحركة

الصيغ الكيميائية للمركبات

✓ حتى تتعلم كتابة الصيغ الكيميائية بالشكل الصحيح، يلزمك أن تتقن أولاً:

1- رموز العناصر

2- الشحنة أو التكافؤ لذلك العنصر [يُعرف من رقم المجموعة أو بحفظه غيبًا]

3- تمييز الجزء الأول والجزء الثاني من المركب لتمييز شحنة أو تكافؤ كل جزء

4- الشحنات والتسميات الخاصة بالمجموعات الأيونية [يُحفَظ غيبًا]

رموز العناصر الكيميائية

تعزيز

✓ تعريف العنصر: مادة نقية بسيطة التركيب لا تتحلل إلى مواد أبسط منها مشابهة لها

✓ اتفق العلماء على إعطاء رموز للعناصر وذلك تسهيلاً لدراستها

✓ يُرمز للعنصر بالحرف الأول من اسمه الإنجليزي أو اللاتيني ويكون حرفًا كبيرًا Capital letter، فإن تشابه عنصران في الحرف الأول فإنه يضاف لأحدها حرف ثانٍ ويكون بشكله الصغير Small letter، مثال: الكربون C بينما الكالسيوم Ca والنحاس Cu، الفلور F بينما الحديد Fe، الهيدروجين H بينما الهيليوم He

سؤال

فيمَ تُستعمل الرموز والصيغ الكيميائية، أو ما تعريفها؟

الرموز: هي طريقة لتمثيل ذرات العناصر، مثال: الأكسجين رمزه O [ذرة واحدة من العنصر]

الصيغ الكيميائية: هي طريقة موجزة للتعبير عن نسب الذرات ونوعها التي يتكوّن منها المركب الكيميائي

مثال(1): غاز الأكسجين وهو جزيء نقي صيغته الكيميائية O_2 ⇦ يتكون من ذرتي أكسجين

مثال(2): جزيء الماء [مركب] صيغته الكيميائية H_2O ⇦ يتكون من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين

مثال(3): مركب أيوني صيغته الكيميائية $MgCl_2$ ⇦ يتكون من أيون الكلوريد [ذرتين]، وأيون المغنيسيوم [ذرة]

✓ **أنواع الأيونات:**

1- نوع واحد من الذرات، مثال: فلز موجب الشحنة Na^+ / لافلز سالب الشحنة Cl^-

2- متعددة الذرات وهي المجموعات الأيونية، مثال: الهيدروكسيد OH^- / النترات NO_3^-

كتابة الصيغ الكيميائية لمركبات تحتوي عنصرين

✓ **الخطوات:**

1- نبدأ كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية الإنجليزية من اليسار

الفلز [الأيون الموجب] ثم اللافلز [الأيون السالب]

⇨ NaCl

كتبنا أولاً الصوديوم Na ثم الكلوريد Cl ونقرؤه بالإنجليزية Sodium Chloride

2- أما كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية العربية فإننا نكتب العربية من اليمين ولذا نقرأ ونكتب المركب المكتوب بالإنجليزية من اليمين: فنقول كلوريد الصوديوم، أي نقرأ اللافلز ثم الفلز

NaCl⇦

3- اللافلزات في التسمية يُضاف لها (يد)، بينما الفلزات تبقى كما هي

اسم العنصر	التسمية في المركب
نيتروجين	نتريد
فسفور	فسفيد
أكسجين	أكسيد
كبريت	كبريتيد
فلور	فلوريد
كلور	كلوريد
بروم	بروميد
يود	يوديد

4- الفلزات واللافلزات [العناصر الممثلة] تحمل شحنة ثابتة، بينما فلزات العناصر الانتقالية تختلف شحناتها الموجبة حسب التفاعل الذي هي فيه [أي لها أكثر من تكافؤ]

ولذا وجب كتابة الرقم اللاتيني الذي يدل على تكافؤ العنصر الانتقالي

مثال: الحديد (II) أي التكافؤ له اثنان، بينما الحديد (III) التكافؤ له ثلاث

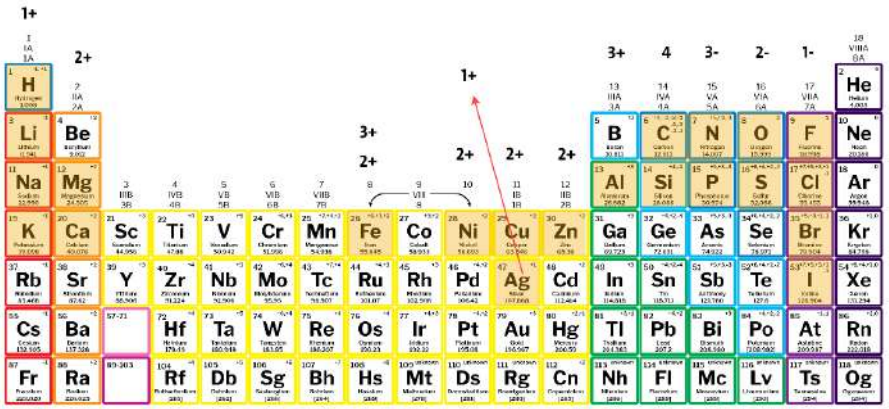
مثال: النحاس (I) أي التكافؤ له واحد، بينما النحاس (II) التكافؤ له اثنان

- نتذكر الأرقام اللاتينية من خلال هذا الجدول

8	7	6	5	4	3	2	1
VIII	VII	VI	V	IV	III	II	I

5- يجب تمييز الشحنات أو التكافؤ للعناصر الفلزية واللافلزية من الجدول الدوري، أو حفظ ذلك غيبًا، ونتذكر أن التكافؤ هو مقدار كسب أو فقد أو مشاركة الإلكترونات

في هذا الجدول الدوري تم تحديد أهم العناصر المطلوب إتقانها



✓ تكافؤ الفلزات واللافلزات

اسم العنصر	رمز العنصر مع شحنته	التكافؤ
الليثيوم	Li^+	1
الصوديوم	Na^+	1
البوتاسيوم	K^+	1
الفضة	Ag^+	1
الفلور	F^-	1
الكلور	Cl^-	1
البروم	Br^-	1
الهيدروجين	H	1
الكالسيوم	Ca^{2+}	2
المغنيسيوم	Mg^{2+}	2
الخارصين	Zn^{2+}	2
النيكل	Ni^{2+}	2
النحاس	Cu^{2+}	2
الحديد (II)	Fe^{2+}	2
الأكسجين	O^{2-}	2
الكبريت	S^{2-}	2
الألمنيوم	Al^{3+}	3
الحديد (III)	Fe^{3+}	3
النيتروجين	N^{3-}	3
الفسفور	P^{3-}	3
الكربون	C	4
السيليكون	Si	4

6- نكتب رمز العنصر بالإنجليزية مع شحنته ونبدأ بالأيون الموجب من اليسار، ثم السالب وننظر إلى التكافؤ:

- إن كان متساويًا: نلغي التكافؤ وتنزل الرموز كما هي في الصيغة الكيميائية
- إن كان مختلفًا: نبحث عن أصغر قاسم مشترك لنحصل على أبسط قيمة بين الرمزين، فإن لم نجد قاسمًا مشتركًا فإننا نستبدل التكافؤ لكل عنصر بالآخر ونضع الرقم أسفل الرمز في الصيغة

7- مهم: في النهاية المركب الأيوني لا بد أن يكون متعادل الشحنة، أي شحنته النهائية بعد جمع الشحنات على طرفيه = صفر

أتدرب

أكتب الصيغة الكيميائية للمركب:	الحل
أكسيد المغنيسيوم	مغنيسيوم Mg^{2+} 2 — أكسيد O^{2-} 2 → MgO
فلوريد المغنيسيوم	مغنيسيوم Mg^{2+} 2 — فلوريد F^{1-} 1 → MgF_2
أكسيد الحديد (III)	الحديد III Fe^{3+} 3 — أكسيد O^{2-} 2 → Fe_2O_3
ثاني أكسيد الكربون مركب تساهمي لا نضع شحنات ويوجد قاسم مشترك أصغر للتكافؤ (2)	الكربون C 4 — أكسيد O 2 → CO_2
كبريتيد الألمنيوم	ألمنيوم Al^{3+} 3 — كبريتيد S^{2-} 2 → Al_2S_3

تنبيه: في **المركبات التساهمية** نسمّي العنصر بترقيم لو تكررت ذرته، مثال: ثاني أكسيد الكربون CO_2، أول أكسيد الكربون CO، رباعي كلوريد الكربون CCl_4، ولا نفعل ذلك في المركبات الأيونية

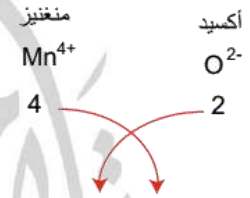
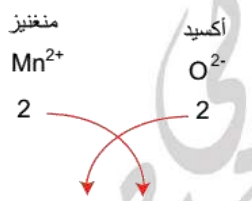
أتدرب **مركب صيغته الكيميائية KCl ما اسمه الكيميائي وما تكافؤ كل عنصر؟**

نقرأ المركب من اليمين بالعربية، اللافلز هو كلوريد، والفلز هو بوتاسيوم: اسم المركب: كلوريد البوتاسيوم، الكلوريد سالب الشحنة وتكافؤه 1، بينما البوتاسيوم موجب الشحنة بتكافؤ 1

أتدرب **المنغنيز Mn عنصر انتقالي له أكثر من تكافؤ أكتب الصيغة الكيميائية لمركب يكون فيه تكافؤ المنغنيز: 4 وتكافؤ:2**

- المنغنيز فلز وهو يفقد وبالتالي شحنته ستكون +4 عندما يكون تكافؤه 4
- وشحنة +2 عندما يكون التكافؤ 2

يحتاج لافلز يكسب منه فنختار أسهل لافلز يكسب منه، مثلاً: الأكسجين O^{2-}

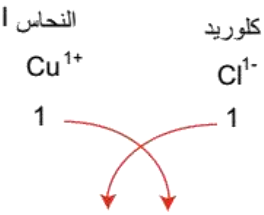
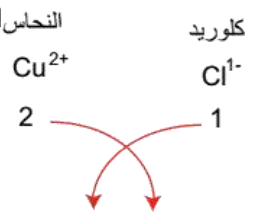
أكسيد المنغنيز IV	أكسيد المنغنيز II
	

أتدرب **كيف نسمي المركبين CuCl و $CuCl_2$؟ وما تكافؤ Cu في كل مركب؟**

- Cu النحاس فلز يفقد ويصبح موجب الشحنة وهو عنصر انتقالي وبالتالي له أكثر من تكافؤ
- Cl الكلور لافلز وهنا سيكسب ويصبح أيون سالب والتكافؤ له 1

في الصيغة $Cu^{1+}Cl^{1-}$ سيكون تكافؤ النحاس =1 ولا بد من الترقيم اللاتيني عند التسمية

في الصيغة $Cu^{2+}Cl_2^{1-}$ سيكون تكافؤ النحاس = 2 ولا بد من الترقيم اللاتيني عند التسمية

كلوريد النحاس I	كلوريد النحاس II
	

أتدرب

ما تكافؤ الحديد Fe في المركبات التالية:

- تأتي الفلزات [العناصر الانتقالية] مع لافلزات فتتكون رابطة أيونية فيها فقد وكسب
- نحدد الشحنة أو التكافؤ للعنصر اللافلزي ونضرب عدد ذراته بالتكافؤ، ومنها نعرف تكافؤ الحديد في كل مرة مع مراعاة الفارق بين الذرات وإيجاد قاسم مشترك

Fe_2O_3	FeO	$FeCl_3$	$FeCl_2$
$Fe_2^{3+}O_3^{2-}$	$Fe^{2+}O^{2-}$	$Fe^{3+}Cl_3^{1-}$	$Fe^{2+}Cl_2^{1-}$
3	2	3	2

أتدرب

ما التسمية الصحيحة للمركبات التالية:

NiO ZnO Ag_2O CuO

- لا بد من تحديد التكافؤ للعنصر الانتقالي لمعرفة التسمية الصحيحة
- لذا نبدأ بتحديد التكافؤ للعنصر اللافلزي الممثل لأنه ثابت ثم نضرب عدد ذراته بالتكافؤ لو كانت ذرته متكررة، ونقسم النتيجة على ذرات الانتقالي لو كانت متكررة، ومنها نعرف تكافؤ العنصر الانتقالي في كل مرة

CuO	Ag_2O	ZnO	NiO_2
$Cu^{2+}O^{2-}$	$Ag_2^{1+}O^{2-}$	$Zn^{2+}O^{2-}$	$Ni^{2+}O^{2-}$
أكسيد النحاس II	أكسيد الفضة I	أكسيد الخارصين II	أكسيد النيكل II

كتابة الصيغ الكيميائية لمركبات تحتوي مجموعة أيونية

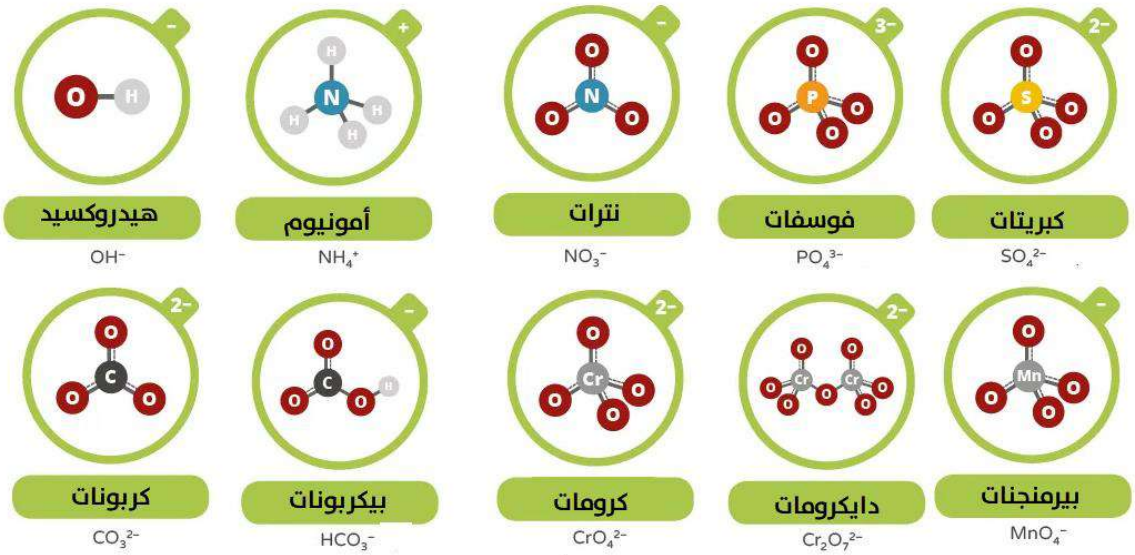
✓ تعريف المجموعات الأيونية: أيون مُكوَّن من نوعين أو أكثر من الذرات المرتبطة ببعضها بروابط تساهمية، بينما ترتبط بالأيونات الأخرى بروابط أيونية، فهي تُعامل كوحدة واحدة مثل رموز العناصر

اسم المجموعة	رمز المجموعة	الشحنة
أمونيوم	$[NH_4]^+$	1+
هيدروكسيد	$[OH]^-$	1-
نترات	$[NO_3]^-$	1-
بيكربونات	$[HCO_3]^-$	1-
بيرمنجنات	$[MnO_4]^-$	1-
كربونات	$[CO_3]^{2-}$	2-
كبريتات	$[SO_4]^{2-}$	2-
كرومات	$[CrO_4]^{2-}$	2-
دايكرومات	$[Cr_2O_7]^{2-}$	2-
فوسفات	$[PO_4]^{3-}$	3-

سؤال

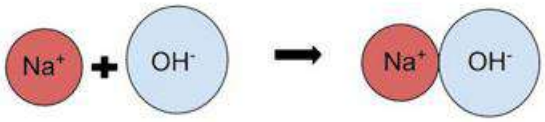
وضِّح الرابطة بين ذرات المجموعة الأيونية

من الصورة التالية يتضح أن المجموعات الأيونية: عبارة عن عناصر لافلزية ارتبطت عدة ذرات منها بروابط تساهمية ثم حمل كامل المركب شحنة موجبة أو سالبة فأصبح مثل الأيون



سؤال **وضِّح الرابطة بين المجموعة الأيونية والأيونات الأخرى**

عند تفاعل مجموعة أيونية مع أيون فإنها تتصرف وكأنها وحدة واحدة، مثال: عند تفاعل الهيدروكسيد مع الصوديوم يحدث تجاذب بسبب اختلاف الشحنات ويتكون هيدروكسيد الصوديوم NaOH مركب متعادل الشحنة، وهو مركب أيوني لأن الرابطة أيونية



✓ **خطوات كتابة الصيغة:**

1- نبدأ كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية الإنجليزية من اليسار

[الأيون الموجب] ثم [الأيون السالب]

⇨ NaOH

كتبنا أولاً الصوديوم Na ثم الهيدروكسيد OH ونقرؤه بالإنجليزية Sodium Hydroxide

2- أما كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية العربية فإننا نكتب العربية من اليمين ولذا نقرأ ونكتب المركب المكتوب بالإنجليزية من اليمين: فنقول هيدوكسيد الصوديوم، أي نقرأ الأيون السالب ثم الموجب

NaOH⇦

3- المجموعة الأيونية السالبة سترتبط بأيون موجب أي بعنصر فلزي سواء ممثل أو انتقالي، أو بمجموعة أيونية موجبة

4- المجموعة الأيونية الموجبة سترتبط بأيون سالب سواء لافلزي أو مجموعة أيونية سالبة

5- نتبع نفس الخطوات المعروفة في كتابة الصيغة، بشرط أن نعامل المجموعة الأيونية وكأنها وحدة واحدة والتكافؤ لها ثابت، ولذا عند تكرارها في المركب لا بد من وضع المجموعة الأيونية بين أقواس والتكرار لها يُكتب بعد القوس في الأسفل

مثال **اكتب الصيغة الكيميائية لمركب هيدروكسيد الكالسيوم، وهيدروكسيد الصوديوم**

هيدروكسيد الكالسيوم	هيدروكسيد الصوديوم
الكالسيوم Ca^{2+} — هيدروكسيد OH^{1-} 2 — 1 $Ca(OH)_2$	الصوديوم Na^{1+} — هيدروكسيد OH^{1-} 1 — 1 NaOH

أتحقق ص79:

أكتب الصيغة الكيميائية للمركب:	الحل
كبريتات الصوديوم	الصوديوم Na^{1+} (1) — كبريتات SO_4^{2-} (2) ← Na_2SO_4
فوسفات الكالسيوم	الكالسيوم Ca^{2+} (2) — فوسفات PO_4^{3-} (3) ← $Ca_3(PO_4)_2$
بيرمنجنات البوتاسيوم	البوتاسيوم K^{1+} (1) — بيرمنجنات MnO_4^{1-} (1) ← $KMnO_4$

أتدرب

مركب صيغته الكيميائية $Cu(OH)_2$ ما اسمه الكيميائي وما تكافؤ النحاس؟

- نقرأ المركب من اليمين بالعربية، مجموعة أيونية الهيدروكسيد، والفلز هو النحاس عنصر انتقاله له أكثر من تكافؤ
- نحدد التكافؤ للهيدروكسيد لأنه ثابت لنعرف تكافؤ النحاس، تكافؤ الهيدروكسيد = 1-
- نوازن الشحنات بحيث يكون المركب متعادل الشحنة $Cu^{2+}(OH^{1-})_2$
- تكافؤ النحاس = 2
- اسم المركب: هيدروكسيد النحاس II

أتدرب

ما اسم المركب للصيغ التالية:

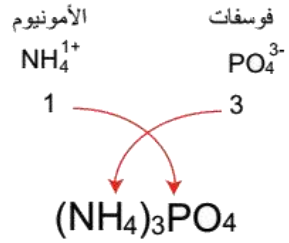
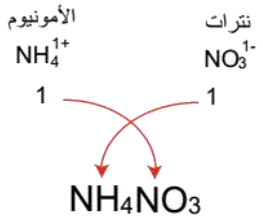
- نلاحظ أكثر من عنصر، ونلاحظ وجود مجموعة أيونية، نبدأ التسمية العربية من اليمين

$Na_2Cr_2O_7$	$Mg_3(PO_4)_2$	Na_2CO_3
دايكرومات الصوديوم	فوسفات المغنيسيوم	كربونات الصوديوم

أتدرب

اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية:

- فوسفات الأمونيوم
- نترات الأمونيوم

فوسفات الأمونيوم	نترات الأمونيوم
	

أتدرب

ما تكافؤ كل مجموعة أيونية في المركب التالي: $(NH_4)_2SO_4$

- نقرأ المركب من اليمين بالعربية، مجموعة أيونية (1): الكبريتات والتكافؤ لها: 2
- مجموعة أيونية (2): الأمونيوم والتكافؤ لها: 1
- مع التأكد من التكافؤ لكل مجموعة، نجمع الشحنات الكلية ويكون الناتج = صفر، لأنه مركب متعادل الشحنة $(NH_4^{1+})_2SO_4^{2-}$

السالبية الكهربائية

✓ تعريف السالبية الكهربائية: قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى [تم دراسته في الوحدة الثانية]

سؤال **وضِّح تأثير السالبية الكهربائية على نوع الرابطة الكيميائية**

نوع الرابطة الكيميائية بين الذرتين يعتمد على مقدار الفرق في السالبية الكهربائية

تنبيهات:

أعلى قيمة للسالبية الكهربائية الفلور F = 3.98 باولنج

أقل قيمة للسالبية الكهربائية الفرانسيوم Fr = 0.7 باولنج

تتراوح قيم العناصر في الجدول الدوري بين هاتين القيمتين أي بين 0.7 – 3.98

سؤال **متى يكون الفرق في السالبية الكهربائية = صفر؟**

في حال وجود ذرتين متشابهتين للعنصر نفسه

مثال الجزيئات النقية: F_2 / H_2 / Cl_2 / O_2 / N_2

الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة
صفر	تساهمية [جزيء نقي]
0.4 – 2	تساهمية
أكبر من 2	أيونية

تعزيز وتنبيهات:

- قيم السالبية الكهربائية تختلف حسب المصادر وآخر البحوثات والقياسات، واهتمامنا في المنهاج يُركِّز على مقياس باولنج للسالبية الكهربائية
- حدود القيم للسالبية الكهربائية التي تحدد نوع الرابطة تختلف أيضًا حسب المصادر، على الطالب التزام الحدود للقيم الموجودة في الجدول أعلاه
- إن ارتبط فلز + لافلز فالمفترض أن تكون الرابطة أيونية كما درسنا سابقًا، في حال تم تصنيف المركب أنه تساهمي فقد يكون أحد الأسباب هو فرق السالبية الكهربائية [أقل من 2]
- إن ارتبط فلز + لا فلز، وكان فرق السالبية الكهربائية أقل من 2، ورغم ذلك تم تصنيف الرابطة أنها أيونية، فهناك أسباب أخرى تجعل ذلك المركب أيونيًّا ويتم دراستها في مستويات أعلى
- نتذكر أن المجموعة السابعة هي أعلى في الكهروسلبية كلما اتجهنا في الدورة من اليسار إلى اليمين، وأعلى عناصر هي الفلور ثم الأكسجين ثم النيتروجين من خلال العلاقة: FON
- يكون الفرق في الكهروسلبية عاليًا كلما كان الارتباط قائمًا بين عنصر من المجموعة السابعة [الهالوجينات] وعنصر من المجموعة الأولى [القلويات] فيكون المركب أيونيًّا، مثال: NaCl

- حدود القيم من 0.4-0 للكهروسلبية هي أيضا للرابطة للتساهمية التي سيتم دراستها في مستوى أعلى لأن ذلك يتعلق بمبحث الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية

الجدول التالي لقيم الكهروسلبية [السالبية الكهربائية] من الويكيبيديا

H 2.20																	He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
Cs 0.79	Ba 0.89	La 1.1	* Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 1.87	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
Fr >0.79[en 1]	Ra 0.9	Ac 1.1	** Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

*	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27
**	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.3[en 2]

سؤال

وضح نوع الرابطة في المركب FH باستخدام القيم التالية للكهروسلبية؟

F = 3.98 H = 2.2

3.98 – 2.2 = 1.78

الرابطة تساهمية والمركب تساهمي

سؤال

وضح نوع الرابطة في المركب NaCl باستخدام القيم التالية للكهروسلبية؟

Na = 0.93 Cl = 3.16

3.16 – 0.93 = 2.23

الرابطة أيونية والمركب أيوني

سؤال

ما نوع الرابطة عندما يكون فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين:

الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة
صفر	تساهمية
3.2	أيونية
0.4	تساهمية
1.7	تساهمية
2.0	تساهمية
2.1	أيونية

ورقة عمل [6]

أتدرب

أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية:

فوسفات الحديد II - بيكربونات الأمونيوم - فوسفات الألمنيوم

كبريتيد الصوديوم - فلوريد البوتاسيوم - رباعي كلوريد الكربون

الحل

أتدرب

ما تكافؤ كل مجموعة أيونية في المركب التالي: $(NH_4)_2Cr_2O_7$

الحل

أتدرب

ما نوع الرابطة عندما تكون قيم السالبية الكهربائية:

الحل

الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة
Li = 0.98 F = 3.98	
H = 2.20 Cl= 3.16	
K = 0.82 Cl= 3.16	
C = 2.55 O = 3.44	
Si = 1.90 Br = 2.96	
N = 3.04 N= 3.04	

حل مراجعة الدرس الثاني

✓ السؤال الأول: أذكر الخصائص الفيزيائية لكل من المواد الأيونية، والتساهمية والفلزية

- المواد الأيونية:

في الحالة الفيزيائية الصلبة، بلورات أيونية قاسية لها نمط وترتيب معين للأيونات، وفي نفس الوقت هشة سهلة الكسر عند الضغط عليها، لها ذائبية عالية في الماء، ودرجات انصهار وغليان مرتفعة، موصلة للتيار الكهربائي في حالة المحلول والمصهور، وغير موصلة في الحالة الصلبة، وهي غير متطايرة

- المواد التساهمية:

في الحالة الفيزيائية الصلبة والسائلة والغازية، لها درجات انصهار وغليان منخفضة وذلك في المركبات التساهمية البسيطة، وأيضا منها المتطايرة، لا تذوب في الماء بوجه عام، وغير موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة إلا الجرافيت، ومحاليلها ومصاهيرها غير موصلة بوجه عام، وبعضها موصل وهو الذي يتأين في المحلول مثل HCl

- المواد الفلزية:

في الحالة الفيزيائية الصلبة إلا الزئبق فهو سائل، بلورات فلزية صلبة قابلة للطرق والسحب ولا تتكسر، موصلة جيدة للكهرباء والحرارة في الحالة الصلبة والمصهور.

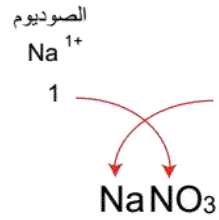
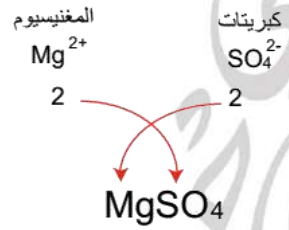
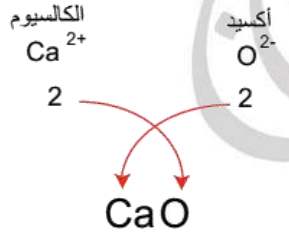
✓ السؤال الثاني: أصنِّف المواد الآتية إلى مركبات أيونية وتساهمية بحسب قدرتها على التوصيل الكهربائي

اسم المركب	قدرته على التوصيل الكهربائي	نوع المركب
حبيبات السكر الصلب	غير موصل	تساهمي
مصهور KCl	موصل	أيوني
ملح $MgCl_2$ الصلب	غير موصل	أيوني
فلز Al	موصل	فلز
محلول NaCl	موصل	أيوني

✓ السؤال الثالث: أقارن بين المواد الأيونية والتساهمية والفلزية كما في الجدول الآتي:

المادة	نوع الرابطة	التوصيل الكهربائي	
		الصلب	المصهور
الأيونية	أيونية	غير موصل	موصل
التساهمية	تساهمية	غير موصل	غير موصل
الفلزية	فلزية	موصل	موصل

✓ السؤال الرابع: أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات: نترات الصوديوم، كبريتات المغنيسيوم، أكسيد الكالسيوم

اسم المركب	الصيغة الكيميائية
نترات الصوديوم	
كبريتات المغنيسيوم	
أكسيد الكالسيوم	

✓ السؤال الخامس: أفسر: يصعب الفصل بين الأيونات السالبة والموجبة في البلورة الأيونية

بسبب قوة الرابطة الأيونية الناتجة من التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في البلورة الأيونية

✓ السؤال السادس: ما تكافؤ كل من المجموعتين الأيونيتين NH_4 و CrO_4 في المركب الآتي: $(NH_4)_2CrO_4$؟

نقرأ المركب من اليمين بالعربية، مجموعة أيونية (1): الكرومات والتكافؤ لها: 2

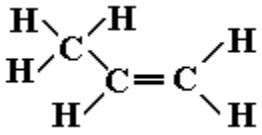
مجموعة أيونية (2): الأمونيوم والتكافؤ لها: 1

مع التأكد من التكافؤ لكل مجموعة، نجمع الشحنات الكلية ويكون الناتج = صفر، أي مركب متعادل الشحنة $(NH_4^{1+})_2CrO_4^{2-}$

حل مراجعة الوحدة الثالثة

✓ السؤال الأول: أضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي:

1. نوع الرابطة في مركب كلوريد الليثيوم:
   - رابطة تساهمية أحادية
   - رابطة تساهمية ثنائية
   - رابطة أيونية
   - رابطة فلزية
2. نوع الرابطة بين ذرات عنصر الصوديوم:
   - رابطة تساهمية أحادية
   - رابطة تساهمية ثنائية
   - رابطة أيونية
   - رابطة فلزية
3. واحدة من الصيغ الكيميائية الآتية تحتوي على رابطة أيونية:
   - CO
   - H_2O
   - MgO
   - HCl
4. واحدة من الصيغ الكيميائية الآتية تحتوي على رابطة تساهمية ثلاثية:
   - N_2
   - O_2
   - H_2
   - Cl_2
5. الصيغة الكيميائية لمركب نترات الكالسيوم هي:
   - $CaNO_3$
   - $Ca(NO_3)_2$
   - Ca_2NO_3
   - $Ca_2(NO_3)_2$
6. عدد روابط سيجما σ وباي π في الصيغة $CH_3CH=CH_2$ هو:



   - 3 سيجما و 2 باي
   - 5 سيجما و 2 باي
   - 8 سيجما و 1 باي
   - 9 سيجما و 1 باي

7. عند اتحاد ذرات عنصر X الذي عدده الذري 7 مع ذرات عنصر Y الذي عدده الذري 17 فإن صيغة الجزيء الناتج هي:

- XY_7
- X_3Y
- XY_3
- X_7Y

8. إحدى الآتية ليست من خصائص المركبات الأيونية:

- ذائبيتها في الماء عالية
- موصلة للكهرباء في حالة المحلول
- درجة غليانها مرتفعة
- متطايرة

9. المادة الموصلة للتيار الكهربائي في الحالة الصلبة هي:

- Mg
- NaCl
- CH_4
- He

10. إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين أكبر من 2 وفقًا لمقياس باولنج فإن الرابطة المتوقعة هي:

- فلزية
- أيونية
- تساهمية أحادية
- تساهمية ثلاثية

11. إذا كان التمثيل النقطي لعنصر هو فإن العدد الذري للعنصر هو:

- 3
- 5
- 13
- 15

✓ السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل من المفاهيم والمصطلحات الآتية:

- الرابطة الأيونية: القوة التي تجذب الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية
- الرابطة التساهمية: الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية بزوج أو أكثر من الإلكترونات
- الرابطة الفلزية: قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية
- التكافؤ: عددالإلكترونات التي تفقدها الذرة أو تكسبها أو تشارك فيها ويساوي الشحنة عدديًّا
- تركيب لويس: التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ وفيه يُرمز إلى كل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر

✓ السؤال الثالث: أقارن بين المركبات الأيونية والمركبات التساهمية من حيث الخصائص المذكورة في الجدول الآتي:

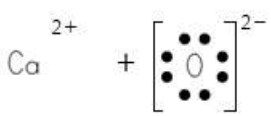
الخاصية	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
درجات الانصهار والغليان	مرتفعة	منخفضة للمركبات التساهمية البسيطة منخفضة غالبًا
الذائبية في الماء	تذوب	لا تذوب غالبًا
توصيل الكهرباء في الحالة الصلبة	غير موصلة	غير موصلة إلا الجرافيت
توصيل الكهرباء في حالة المحلول	موصلة	غير موصلة بوجه عام وبعضها موصل

✓ السؤال الرابع: أدرس المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية جيداً:

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

a) أمثل المواد المتفاعلة في تركيب لويس

b) أمثل المواد الناتجة في تركيب لويس



c) أوضح كيف وصلت ذرة الكالسيوم Ca إلى توزيع إلكتروني يشبه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل

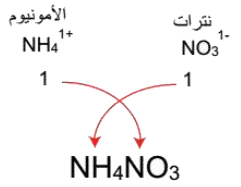
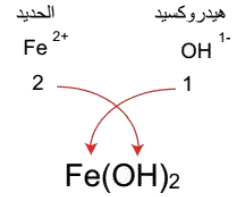
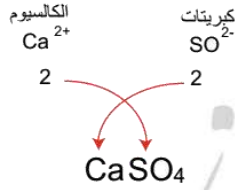
الكالسيوم عدده الذري 20 لكي يصل إلى توزيع الغاز النبيل ننظر إلى توزيعه الإلكتروني، يفقد إلكترونين من المستوى الخارجي فيصبح نفس توزيع الآرغون $_{18}Ar$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

d) جد تكافؤ كل من ذرتي الكالسيوم والأكسجين

شحنة الكالسيوم +2 وشحنة الأكسجين -2، التكافؤ نفسه ويساوي 2

✓ السؤال الخامس: أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية: نترات الأمونيوم، هيدروكسيد الحديد (II)، كبريتات الكالسيوم

اسم المركب	الصيغة الكيميائية
نترات الأمونيوم	
هيدروكسيد الحديد II	
كبريتات الكالسيوم	

✓ السؤال السادس: أصمم تجربة أميز فيها بين مركب بروميد البوتاسيوم KBr وشمع البارفين:

تُصهر مادة بروميد البوتاسيوم وشمع البارفين، ويتم توصيل التيار الكهربائي، سيضيء المصباح في مادة بروميد البوتاسيوم لأنها أيونية، بينما لن يضيء لمادة شمع البارفين لأنها تساهمية

✓ السؤال السابع: أفسر ما يأتي:

a) الفلزات موصلة جيدة للتيار الكهربائي

بسبب الإلكترونات حرة الحركة في بلورة الفلز

b) درجة انصهار مركب أكسيد المغنيسيوم أعلى من درجة انصهار مركب كلوريد الصوديوم

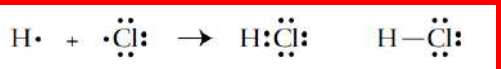
لأن زيادة الشحنات على أيونات أكسيد المغنيسيوم أدت إلى زيادة قوة التجاذب بينها فتحتاج إلى طاقة أكبر للتغلب عليها

✓ السؤال الثامن: أفسر سبب عدم قابلية المركبات الأيونية للطرق والسحب، مستعينًا بنموذج الرابطة الفلزية

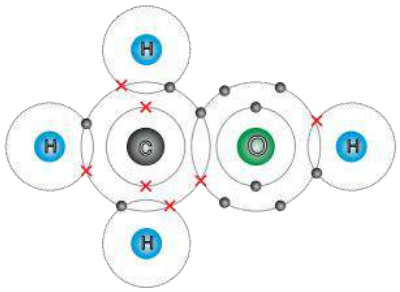
لأن المركبات الأيونية عند توجيه أي قوة عليها ستنزلق الأيونات وبالتالي تقترب الأيونات المتشابهة من بعضها وتتنافر فتنكسر البلورة بخلاف الفلزات فإن الأيونات الموجبة فيها تنزلق لكن تبقى متجاذبة مع الإلكترونات في بحر الإلكترونات

✓ السؤال التاسع: أستنتج كيف تتكون الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية في المركبات الآتية، مستخدمًا تركيب لويس

HCl C_2H_2 O_2

O_2	C_2H_2	HCl
		

✓ السؤال العاشر: أفسر البيانات: أدرس جيدًا الشكل الآتي الذي يمثل جزيء الميثانول CH_3OH ثم أجيب عن الأسئلة التي تليه:



a) أبين عدد إلكترونات التكافؤ لكل من ذرتي O و C

من الشكل نعد إلكترونات المستوى الخارجي للذرتين:

عدد إلكترونات التكافؤ للأكسجين = 6

عدد إلكترونات التكافؤ للكربون = 4

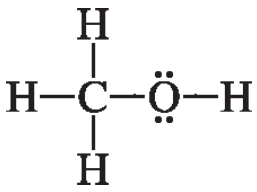
b) أحدد نوع الروابط التساهمية المتكونة في هذا الجزيء

نعد أزواج الإلكترونات المرتبطة، يظهر أنها زوج واحد بين كل ذرتين

إذًا هي روابط تساهمية أحادية

c) أذكر عدد أزواج الإلكترونات الرابطة

خمسة أزواج إلكترونات الرابطة



d) أمثل الجزيء باستخدام تركيب لويس

✓ السؤال الحادي عشر: أتوقع تكافؤ كل من: ClO_3 و Al في المركب الآتي $Al(ClO_3)_3$:

شحنة الألمنيوم (+3) وشحنة المركب كاملة هي صفر

نعوِّض مكان المجموعة الأيونية مجهولة الشحنة برمز X ونضربه بعدد الذرات = 3X

$3 + 3X = 0$

$X = -1$

إذًا شحنة ClO_3 = 1− والتكافؤ لها 1، والتكافؤ لـ Al = 3

✓ السؤال الثاني عشر: أكتب الصيغة الكيميائية لمركب يكون فيه تكافؤ النحاس 2 ومركب آخر يكون فيه تكافؤ النحاس 1

نستعين بالأكسجين أي أيون الأكسيد في كلا المركبين ونلاحظ التغير على الصيغة الكيميائية في كل مركب حسب تكافؤ النحاس

اسم المركب	الصيغة الكيميائية
أكسيد النحاس I	نحاس Cu^{1+} 1 — أكسيد O^{2-} 2 → Cu_2O
أكسيد النحاس II	نحاس Cu^{2+} 2 — أكسيد O^{2-} 2 → CuO

✓ السؤال الثالث عشر: أستنتج العناصر الافتراضية الآتية متتالية كما يأتي في زيادة العدد الذري، إذا كان العنصر B في مركباته أيونًا أحاديًّا سالبًا، فما نوع الرابطة التي تنشأ بين ذرّات العناصر الآتية:

a) A مع B

رابطة تساهمية

b) B مع D

رابطة أيونية

c) B بعضها مع بعض

رابطة تساهمية

d) E بعضها مع بعض

رابطة فلزية

✓ السؤال الرابع عشر: أي المواد الآتية AL / CH_4 / KCl / C_2H_2 / C_2H_4 يعدُّ مثالاً على مادة:

a) توصل التيار الكهربائي وهي في الحالة الصلبة؟

Al

b) توصل التيار الكهربائي وهي في حالة المحلول فقط؟

KCl

c) قابلة للطرق والسحب؟

Al

d) روابطها تساهمية أحادية؟

CH_4

e) روابطها تساهمية ثنائية؟

f) C_2H_4

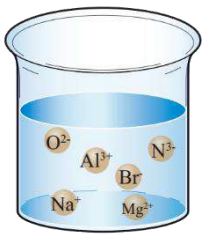
g) روابطها تساهمية ثلاثية؟

C_2H_2

✓ السؤال السادس عشر: ما المركبات التي تتكون من الأيونات في حال تبخر الماء؟

نجمع أي أيون السالب مع أيون الموجب ونعادل الشحنات ليصبح المركب متعادل

مثال: O^{2-} Na^{1+} فيكون المركب Na_2O



تم بحمد الله وتوفيقه

الدوسية شاملة لمادة الكتاب بالإضافة للحلول والتدريبات الإضافية

وفيها معلومات إضافية يستطيع الطالب تحديد المادة المطلوبة

من المنهاج على الدوسية عند مقارنتها بالكتاب