

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية



تجميع صفحات الكتاب وفق الهيكل الوزاري منهج بريدج

موقع المناهج ← المناهج الإماراتية ← الصف العاشر المتقدم ← كيمياء ← الفصل الأول ← ملفات متنوعة ← الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 09:17:37 2024-11-05

ملفات اكتب للمعلم اكتب للطالب الاختبارات الكترونية الاختبارات ا حلول اعروض بوربوينت ا أوراق عمل
منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك الامتحان النهائي للمدرس

المزيد من مادة
كيمياء:

إعداد: مدرسة الشروق

التواصل الاجتماعي بحسب الصف العاشر المتقدم



الرياضيات



اللغة الانجليزية



اللغة العربية



التربية الاسلامية



المواد على تلغرام

صفحة المناهج
الإماراتية على
فيسبوك

المزيد من الملفات بحسب الصف العاشر المتقدم والمادة كيمياء في الفصل الأول

الهيكل الوزاري الجديد المسار المتقدم منهج بريدج

1

حل أسئلة الامتحان النهائي الوزاري

2

ملخص الوحدة الثالثة Bond Covalent The الرابطة التساهمية منهج انسباير

3

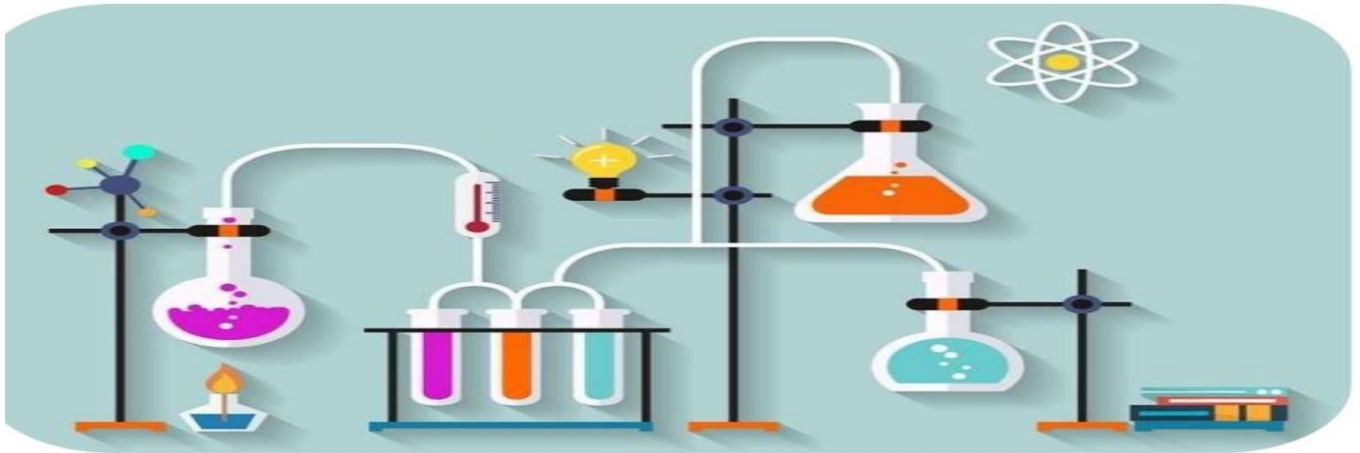
عرض بوربوينت الدرس الأول table periodic modern the of development تطور الجدول الدوري الحديث

4

شرح الدرس الأول table periodic modern the of development تطور الجدول الدوري الحديث

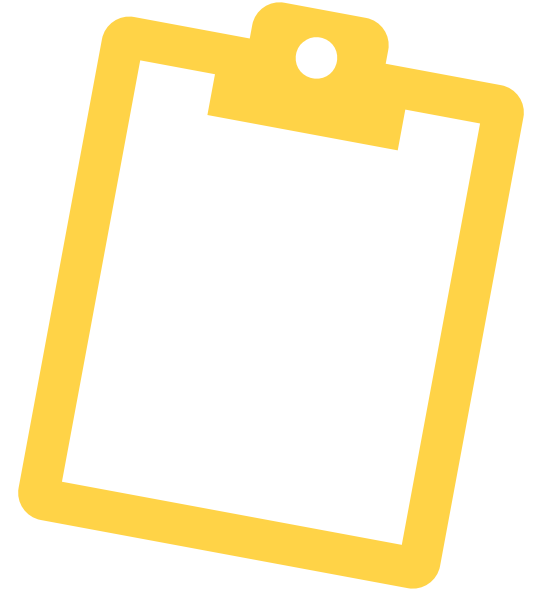
5

مراجعة مادة الكيمياء الصف : العاشر متقدم الفصل الدراسي الأول 2025-2024



ملاحظة : المراجعة لا تغني عن الكتاب المدرسي

نموذج هيكل مادة الكيمياء
للصف ADV-10



وزاري

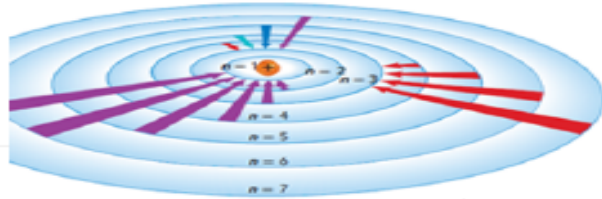
What is called the state of the atom when it gains energy according to Bohr's model?

- A. Ground state
B. Excited state
C. Inert state
D. Radiation-emitting state

ماذا تسمى الحالة التي تكون الذرة فيها عندما تكتسب طاقة وفق نموذج بور؟

- A. الحالة الأرضية
B. الحالة المستثارة
C. الحالة الخاملة
D. حالة انبعاث الإشعاع

ما اسم سلسلة الطيف التي تتبع عندما يعود الإلكترون من مستوى أعلى طاقة إلى مستوى الطاقة $n=2$ ؟



المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.01.001

Lyman

ليمان

Balmer

بالمر

Paschen

باشن

المدار الذري لـ بور	رقم الكم	نصف قطر المدار (nm)	مستوى الطاقة الذري المتوافق	الطاقة النسبية
الأول	$n = 1$	0.0529	1	E_1
الثاني	$n = 2$	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
الثالث	$n = 3$	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	$n = 4$	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	$n = 5$	1.32	5	$E_5 = 25E_1$
السادس	$n = 6$	1.90	6	$E_6 = 36E_1$
السابع	$n = 7$	2.59	7	$E_7 = 49E_1$

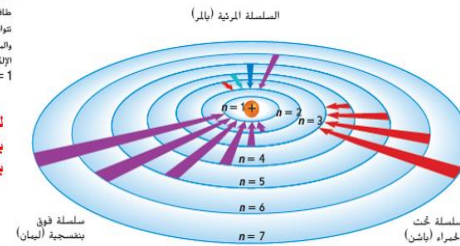
وحتى يكمل حساباته، حدد بور عدداً، n ، يسمى **رقم الكم** لكل مدار. كما قام أيضاً بحساب نصف قطر كل مدار. بالنسبة للمدار الأول، أقرب المدارات للنواة، $n = 1$ ، وقطر المدار 0.0529 nm . بالنسبة للمدار الثاني، $n = 2$ ، ونصف قطر المدار هو 0.212 nm ، وما إلى ذلك. يوضح الجدول 1 مزيداً من المعلومات حول وصف بور لمدارات ذرة الهيدروجين المسموح بها ومستويات الطاقة.

طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين، اقترح بور أن ذرة الهيدروجين توجد في الحالة الأرضية، وتسمى أيضاً مستوى الطاقة الأول حين يكون الإلكترون الوحيد لها في مستوى الطاقة $n = 1$ في الحالة الدنيا لا تكتسب أي طاقة من الذرة حين تصاف الطاقة من مصدر خارجي، ينتقل الإلكترون لمستوى طاقة أعلى. مثل مستوى الطاقة $n = 2$ الموضح في الشكل 11. انتقل الإلكترون هذا جعل الذرة في حالة مستثارة حين تكون الذرة في حالة مستثارة. يمكن أن يسهل الإلكترون من المستوى **من الطاقة الأعلى إلى مستوى طاقة أقل** نتيجة لهذا الانتقال، ينبعث من الذرة فوتون يتطابق مع الفرق في الطاقة بين المستويين.

$$\Delta E = E_{\text{higher}} - E_{\text{lower}} = h\nu$$

الشكل 11 حين يسهل إلكترون من مستوى ذو طاقة أعلى إلى مستوى ذو طاقة أقل، ينبعث فوتون وتوافق سلاسل الأشعة فوق البنفسجية (ليمان) والمرئية (بالمر) وحتى الحمراء (باشن) مع سطوح الإلكترونات إلى

ليمان من الأعلى إلى المستوى الأول بالمر من الأعلى إلى المستوى الثاني باشن من الأعلى إلى المستوى الثالث



سلسلة تحت الحمراء (باشن) سلسلة فوق بنفسجية (ليمان)

نظرية الكم والذرة

الفكرة الرئيسية تساعد الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث الذري وطاقة الذرة ومستويات الطاقة.

الكيمياء في حياتك
لعمل أنك تتصلق سناً وتحاول الوقوف بين الدرجات. لن نتج بالطبع إلا إذا كان بمقدورك الوقوف على الهواء. حين تكون الذرات في حالات طاقة مختلفة، تتصرف الإلكترونات بنفس الطريقة التي يتصرف بها الشخص الذي يصعد درجات السلم العكسي.

نموذج بور للذرة

فسر النموذج المزود موجة - جسم الخاص بالضوء عدة ظواهر لم يكن من الممكن تفسيرها من قبل، ولكن لا يزال العلماء لا يفهمون العلاقات بين البنية الذرية والإلكترونات وطيف الانبعاث الذري. تذكر أن طيف انبعاث الهيدروجين منفصل، أي أنه يتكون فقط من ترددات ضوئية محددة. ما السبب الذي يجعل طيف الانبعاث الذري للعناصر منفصلاً بدلاً من أن يكون متصلًا؟ اقترح عالم الفيزياء الدنماركي نيلز بور، الذي كان يعمل في مختبر رذرفورد عام 1913، نموذجًا كميًا لذرة الهيدروجين يبدو أنه يجيب على هذا السؤال. كما نرى، نموذج بور أيضًا بشكل صحيح بترددات الخطوط الموجودة في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين.

حالات الطاقة لذرة الهيدروجين، بناء على تصورات بلانك وأينشتاين للطاقة الكمية. اقترح بور أن ذرة الهيدروجين لها حالات طاقة محددة مسموح بها، أقل حالة طاقة مسموح بها للذرة تسمى الحالة الأرضية. حين تكتسب الذرة الطاقة **تقال أنها في حالة مستثارة**

ربط بور أيضًا حالات الطاقة لذرة الهيدروجين بالإلكترون داخل الذرة. وقد اقترح أن الإلكترون في ذرة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مدارات دائرية محددة مسموح بها فقط. كلما صغر مدار الإلكترون، كلما كانت حالة الطاقة للذرة أو مستوى الطاقة أقل، وعلى العكس، كلما ازداد حجم مدار الإلكترون، كلما كانت حالة الطاقة للذرة أو مستوى الطاقة أعلى، ومن ثم، يمكن أن يكون لذرة الهيدروجين عدة حالات مستثارة على الرغم من أنها تحتوي على إلكترون واحد فقط. تتضح فكرة بور في الشكل 10.



الشكل 10 يوضح الشكل الذي لها إلكترون واحد لاحظ أن الرسم التوضيحي ليس مطابقًا للرسم في حالة الأرضية المستثارة. يوجه الإلكترون إلى أعلى مستوى الطاقة حين تكون الذرة في حالة مستثارة يوجه الإلكترون مستوى أعلى.

الحالة الأرضية

الحالة المثارة

يستخدم الترتيب الإلكتروني وترميز الفلك وترميز الغاز النبيل (Z1 - 36) لتحديد موقع العنصر في الجدول الدوري (المجموعة - الد

مثال 1 وتطبيقات 8 و 9 و 10

مثال 1

وزاري

أي من الجدول التالي يُعبر عن لفة لها التوزيع الإلكتروني التالي:
 $[Ne] 3s^2 3p^1$

n atom with
 $3s^2 3p^1$

الكتلة block	المجموعة group	الدورة period
s	3	3

الكتلة block	المجموعة group	الدورة period
s	3	1

الكتلة block	المجموعة group	الدورة period
p	3	3

الكتلة block	المجموعة group	الدورة period
p	13	3

25- أكمل الجدول التالي بتحديد رقم الدورة، ورقم المجموعة للعناصر المبين الترتيب الإلكتروني لها

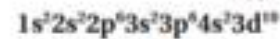
الترتيب الإلكتروني للعنصر	رقم الدورة	رقم المجموعة
[Kr], $4d^7, 5s^2$		
[Ar], $4s^2$		
[Ne], $3s^2, 3p^4$		

10. تحفيز اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:

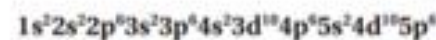
a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4



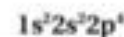
b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4



c. غاز نبيل في الدورة 5



d. عنصر في المجموعة 16 الدورة 2



الترتيب الإلكتروني والجدول الدوري الترتيب الإلكتروني للستروشيوم. الذي يُستخدم لصنع الألعاب الحبراء هو $[Kr] 5s^2$ دون استخدام الجدول الدوري. حدد المجموعة والدورة والمجموع الخاصة بالستروشيوم

1 تحليل المسألة

لديك الترتيب الإلكتروني لعنصر الستروشيوم.

المعلوم الترتيب الإلكتروني $[Kr] 5s^2 =$
 المجهول المجموعة = ؟
 الدورة = ؟
 المجموع = ؟

2 إيجاد القيمة المجهولة

يُشير 5^2 إلى أن إلكترونات التكافؤ لعنصر الستروشيوم تملأ المستوى الفرعي 5. ولهذا يوجد عنصر الستروشيوم في المجموعة 2 للمجموع 5.

بالنسبة إلى العناصر الرئيسة، يمكن أن تشير إلكترونات التكافؤ إلى رقم

يُشير 5 في $5s^2$ إلى أن عنصر الستروشيوم في الدورة 5.

يُشير مستوى الطاقة الأعلى إلى رقم الدورة.

8. حدّد - من دون الرجوع إلى الجدول الدوري - المجموعة والدورة والفئة التي تنتمي إليها ذرات العناصر ذات التوزيع الإلكتروني الآتي:

a. $[Ne] 3s^2$. b. $[He] 2s^2$. c. $[Kr] 5s^2$

الكتلة	الدورة	المجموعة	التركيب الإلكتروني
s	3	2	[Ne] $3s^2$.a
s	2	2	[He] $2s^2$.b
s	5	2	[Kr] $5s^2$.c

9. بالرجوع إلى الجدول الدوري، ما الرمز الكيميائي للعناصر التي لها التوزيعات الآتية لإلكترونات تكافؤها:

a. $s^2 d^1$ Sc, Y, La, Ac
 b. $s^2 p^3$ N, P, As, Sb, Bi
 c. $s^2 p^6$ Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

يتنبأ بدورية خواص العناصر في الدورة والمجموعة في الجدول

لماذا يكون الفرق بين طاقة التأين الأولى والثانية لعنصر الليثيوم هو energy الأعلى بين عناصر الدورة الثانية؟

Ionization Energy (KJ/mol)	Difference between 1 st and 2 nd I.E.
طاقة التأين الثانية (KJ/mol)	الفرق بين طاقة التأين الأولى والثانية
7300	6780
1760	860
2430	1630
2350	1260
2860	1460

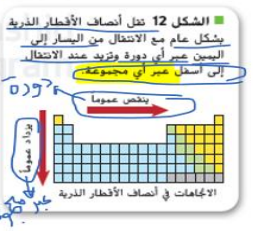
لأن الطاقة اللازمة لكل عملية تأين تالية تزيد دوماً

- لأن تأثير شحنة نواة الليثيوم على الإلكترونات يكون هو الأضعف بين عناصر الدورة الثانية
- لأن الذرة تتمسك بإلكتروناتها الأساسية الداخلية بقوة شديدة فتوق تمسكها بالإلكترونات الكافرة
- لأن الليثيوم يشكل أيون الليثيوم +2 الشائع بسهولة لكن لا يحتمل أن يشكل أيون الليثيوم +1



الاتجاهات عبر المجموعات عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة، تنقل الإلكترونات الخارجية للأيون الأفلاك المتوافقة مع مستويات الطاقة الرئيسية الأعلى مما يؤدي إلى زيادة تدريجية في حجم الأيون. ومن ثم تزيد نصف الأقطار الأيونية لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. تلخص اتجاهات المجموعات والدورات في أملاك الأقطار الأيونية في الشكل 15.

الاتجاهات خلال الدورات بوجه عام، تقل أملاك الأقطار الذرية عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. يحدث هذا الاتجاه الموضوح في الشكل 11 بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة إلى جانب حقيقة أن مستوى الطاقة الرئيس يظل ثابتاً خلال أي دورة. ويزيد عدد الإلكترونات والبروتونات في كل عنصر بخلاف بروتون وإلكترون واحد عن العنصر السابق له وتم إضافة كل إلكترون إضافي إلى الأفلاك المتوافقة مع مستوى الطاقة الرئيس نفسه. وبالانتقال عبر الدورة، لا تظهر أي إلكترونات إضافية في إلكترونات الكافرة والنواة. ولهذا تكون إلكترونات الكافرة غير محمية من شحنة النواة المتزايدة التي تعمل بدورها على سحب الإلكترونات الخارجية لتجربتها إلى النواة.



الاتجاهات خلال المجموعات بشكل عام تزيد أملاك الأقطار الذرية مع الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. وتزيد شحنة النواة وتتم إضافة الإلكترونات إلى الأفلاك المتوافقة مع مستويات الطاقة الرئيسية الأعلى على التوالي ومع ذلك، لا تصبح شحنة النواة المتزايدة الإلكترونات الخارجية تجاه النواة لجعل القوة أصغر وبالاتصال إلى أسفل عبر أي مجموعة، يزداد حجم العنصر الخارجي مع زيادة مستوى الطاقة الرئيس، ولهذا، تصبح الذرة أكبر حجماً وزيادة حجم العنصر تعني أن الإلكترونات الخارجية ستكون أبعد عن النواة، ويقلل الزيادة المسافة من تأثير الجذب الناتج عن زيادة شحنة النواة، بالإضافة إلى ذلك فإنه مع وجود أفلاك إضافية بين النواة والإلكترونات الخارجية، تعمل هذه الإلكترونات على حماية الإلكترونات الخارجية من النواة، تلخص الشكل 12 اتجاهات المجموعات والدورات.

طاقة التأين

تكوين أيون موجب، يجب إزالة إلكترون من الذرة المتعادلة. ويتطلب ذلك توفير طاقة، ونحتاج إلى هذه الطاقة للتغلب على قوة التجاذب بين الشحنة الموجبة للنواة والشحنة السالبة للإلكترون. تُعرّف طاقة التأين بأنها الطاقة المطلوبة لإزالة إلكترون من ذرة في الحالة الغازية، على سبيل المثال، يلزم طاقة قدرها 8.64×10^{-19} جول لإزالة إلكترون من ذرة ليثيوم في الحالة الغازية. يُطلق على الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الخارجي الأول من أي ذرة طاقة التأين الأولى. وطاقة التأين الأولى لليثيوم تساوي 8.64×10^{-19} جول. ينتج عن فقد الإلكترون تكون أيون Li^+ . وطاقات التأين الأولى للعناصر في الدورات من 1 إلى 5 موضحة في الرسم البياني في الشكل 16.

التأكد من فهم النص عرّف طاقة التأين. فكّر في طاقة التأين كمؤشر على مدى قوة تمسك نواة الذرة بالإلكترونات تكافؤها. لذا تُشير قيمة طاقة التأين العالية إلى أن الذرة تتمسك بالإلكترونات بقوة. ومن ثم تقل احتمالية أن تكون الذرات التي لها قيم طاقة تأين عالية أيونات موجبة وبالمثل، تُشير قيمة طاقة التأين المنخفضة إلى أن الذرة تفقد الإلكترون الخارجي بسهولة. لذا يحتمل أن تكون مثل هذه الذرات أيونات موجبة. فعلى سبيل المثال لطاقة تأين الليثيوم المنخفضة أهمية لأنه يُستخدم في صناعة بطاريات الكمبيوتر الاحتياطية المعتمدة على أيون الليثيوم حيث تؤدي سهولة فقد الإلكترونات إلى مساعدة البطارية في توفير كمية كبيرة من الطاقة الكهربائية بسرعة.

فكّر في طاقة التأين كمؤشر على مدى قوة تمسك نواة الذرة بالإلكترونات تكافؤها. لذا تُشير قيمة طاقة التأين العالية إلى أن الذرة تتمسك بالإلكترونات بقوة. ومن ثم تقل احتمالية أن تكون الذرات التي لها قيم طاقة تأين عالية أيونات موجبة وبالمثل، تُشير قيمة طاقة التأين المنخفضة إلى أن الذرة تفقد الإلكترون الخارجي بسهولة. لذا يحتمل أن تكون مثل هذه الذرات أيونات موجبة. فعلى سبيل المثال لطاقة تأين الليثيوم المنخفضة أهمية لأنه يُستخدم في صناعة بطاريات الكمبيوتر الاحتياطية المعتمدة على أيون الليثيوم حيث تؤدي سهولة فقد الإلكترونات إلى مساعدة البطارية في توفير كمية كبيرة من الطاقة الكهربائية بسرعة.

نصف القطر الأيوني

يمكن أن اكتسب الذرات أو تفقد إلكترونات واحداً أو أكثر لتكون أيونات. ونظراً لأن الإلكترونات سالبة الشحنة، فإن الذرات التي تكتسب الإلكترونات أو تفقد شحنة ذات شحنة. ولهذا فإن الأيون عبارة عن ذرة أو مجموعة مترابطة من الذرات موجبة أو سالبة الشحنة. سنتعرف على الأيونات لاحقاً، أما الآن، ففكر في كيفية تأثير تكون الأيون في حجم الذرة.



الشكل 13 يفتل حجم الذرات اختلافاً كبيراً عندما تكون أيونات. الأيونات الموجبة أصغر من الذرات المتعادلة المكونة لها.

عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكون أيونات سالبة الشحنة، تصبح أكبر حجماً وتؤدي إضافة إلكترون إلى الذرة إلى زيادة التنافر الإلكترونيات بين الإلكترونات الخارجية للذرة بحيث ترتبها على البجرت أبعد، وتؤدي زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية إلى زيادة نصف القطر.

يوضح الشكل 13أ كيف يتناقض نصف قطر الصوديوم عندما تكون ذرات الصوديوم أيونات موجبة في حين يوضح الشكل 13ب كيف يزداد نصف قطر الكلور عندما تكون ذرات الكلور أيونات سالبة.

الاتجاهات عبر الدورات أملاك الأقطار الأيونية لمعظم العناصر الرئيسية موضحة في الشكل 14. لاحظ أن العناصر الموجودة بيسار الجدول تكون أيونات موجبة صغيرة في حين تكون العناصر الموجودة بين الجدول أيونات سالبة كبيرة. وبوجه عام، عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، يقل حجم الأيونات الموجبة تدريجياً. ثم بدايةً من المجموعة 15 أو 16 يتناقض أيضاً حجم الأيونات السالبة الأكبر حجماً تدريجياً.

الشكل 14 يوضح أملاك الأقطار الأيونية لمعظم العناصر الرئيسية بالبيكومترا (10^{-10} م).

	1	2	13	14	15	16	17
Li 76	Be 31	B 20	C 15	N 146	O 140	F 133	
1+	2+	3+	4+	3-	2-	1-	
Na 102	Mg 72	Al 54	Si 41	P 212	S 184	Cl 181	
1+	2+	3+	4+	3-	2-	1-	

المركب	MgO	KI	AgCl
طاقة الشبكة البلورية (KJ/mol)	3795	632	910

18. المركبات الواردة بالجدول المقابل تبعا لدرجة الانصهار:

ترتيب: (الأقل) ← (الأكثر)

ما الترتيب التصاعدي الصحيح حسب نصف القطر الذري لكل من عناصر الدورة الرابعة المبينة في الجدول أدناه؟

Element symbol	K	Ga	Ge	Ca
رمز العنصر				
Atomic number	19	31	32	20
العدد الذري				

- A. (lowest) Ga → Ge → Ca → K (highest) A. (الأقل) K ← Ca ← Ge ← Ga (الأكثر)
- B. (lowest) Ge → Ga → Ca → K (highest) B. (الأقل) K ← Ca ← Ga ← Ge (الأكثر)
- C. (lowest) K → Ca → Ga → Ge (highest) C. (الأقل) Ge ← Ga ← Ca ← K (الأكثر)
- D. (lowest) Ca → Ga → Ge → K (highest) D. (الأقل) K ← Ge ← Ga ← Ca (الأكثر)



الجدول 1 الرمز النقطي للإلكترونات

18	17	16	15	14	13	2	1
Ne	F	O	N	C	B	Be	Li

لماذا يستخدم الرمز النقطي

الإلكترونات التكافؤ تذكر أن الرمز النقطي للإلكترونات هو نوع جيد أنواع التفاعلات المستخدمة لتوضيح إلكترونات التكافؤ في الرمز النقطي للإلكترونات. عندما تلتصق هذه الإلكترونات لتصبح كيون، ترتبط الإلكترونات بوجه الجدول 1 العديد من الأمثلة التي توضح الرمز النقطي للإلكترونات. على سبيل المثال، الكربون الذي له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$ له أربعة إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الثاني. أشكل إلكترونات التكافؤ بواسطة أربع نقاط حول الرمز C الموجود في الجدول.

تذكر أيضا أن طاقة التأيين تشير إلى مدى سهولة فقدان الذرة للإلكترون وأن السيل الإلكتروني يشير إلى مقدار جذب الذرة للإلكترونات. تظهر الفترات السهلة التي تتميز بطاقات التأيين العالية وهيل إلكترونات متموضعة تقريبا عاكفا في النشاط الكيميائي تتفاعل العناصر الأخرى في الجدول الدوري مع بعضها بحيث تشكل مركبات متعددة ويرتبط الاختلاف في النشاط الكيميائي بالعلاقة الإلكترونية التكافؤ.

الاختلاف في النشاط الكيميائي يحدث على قاعدة التناهي الترتيب المستقر. أي يكتسب على شمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الأسمى. تشكل الفترات السهلة الحاملة لبرقيات إلكترونية يكون فيها مستوى الطاقة الخارجي مشغولا. يمثل هذا المستوى بالكثرتين بالنسبة إلى ذرة الصوديوم ($1s^2$) ولشاهية إلكترونات بالنسبة إلى الفترات الأخرى ($1s^2 2s^2 2p^6$). دليل العناصر إلى التفاعل لتكسب الترتيب الإلكتروني المستقر لأي غاز سهل.

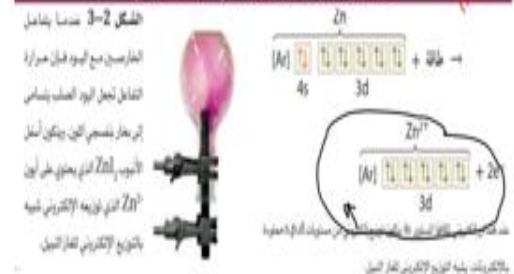
أيونات اللافلزات كما هو موضح في الجدول 3. تكتسب اللافلزات عدداً من الإلكترونات بحيث يصبح عدد (الإلكترونات تكافؤها 8) على سبيل المثال على أن الفوسفور له خمسة إلكترونات تكافؤ. لتكوين الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر. تكتسب الذرة ثلاثة إلكترونات وتكون أيون الفوسفيد بشحنة -3. وبالمثل، تكتسب ذرة الأكسجين، التي لها ستة إلكترونات تكافؤ، إلكترونين وتكون أيون أكسيد بشحنة -2.

تتعد بعض اللافلزات الأخرى أو تكتسب عدداً من الإلكترونات لتكوّن الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر. يفقد الفوسفور على سبيل المثال خمسة إلكترونات إضافة إلى اكتساب ثلاثة. ومع ذلك، تكتسب عناصر المجموعة 15 بوجه عام ثلاثة إلكترونات وتكتسب عناصر المجموعة 16 إلكترونين وتكتسب المجموعة 17 إلكترونًا واحدًا للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر.

أيونات الفلزات الانتقالية تذكر أن الفلزات الانتقالية بوجه عام مستوى الطاقة الخارجي لها هو ns^2 لا تتقال من اليسار إلى اليمين خلال أي دور. فلأ ذرات كل عنصر المستوى الفرعي الداخلي d. عند تكوين أيونات موجبة. تفقد عادة الفلزات الانتقالية إلكترونات التكافؤ لها مكونة أيونات $(2n)$ ومع ذلك، يحتل أن تفقد أيضا إلكترونات المستوى d. ولهذا فإن الفلزات الانتقالية عادة تكون أيونات $3+$ أو أكبر. وفقا لعدد الإلكترونات الموجودة في الترتيب الإلكتروني ويصعب التنبؤ بعدد الإلكترونات التي ستفقد على سبيل المثال، يكون الحديد (Fe) كلاً من الأيون Fe^{2+} و Fe^{3+} القاعدة البسيطة التي تُطلق على هذه الفلزات تنص على أنها تكون أيونات بشحنة $(2n)$ أو $(3n)$.

الترتيب الإلكتروني للفلزات شبه النيبيل على الرغم من أن تحقيق قاعدة الثمانية هو الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا، يمكن أن توفر الترتيبات الإلكترونية الأخرى أيضا الاستقرار. على سبيل المثال، تفقد العناصر في المجموعة 11 إلى 14 لتكوّن مستوى طاقة خارجي يحتوي على المستويات الفرعية s و p و d. وينتشر إلى هذه الترتيبات الإلكترونية المستقرة نسبيا بترتيبات الفلزات شبه النيبيلة. يوضح الشكل 3 أن لذرة الحارصين الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^5$ عند تكوين أيون. تفقد ذرة الحارصين الإلكتروني المستوى 4s في مستوى الطاقة الخارجي وينتج عن ذلك الترتيب المستقر $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^5$ ويسمى الترتيب الإلكتروني للفلزات شبه النيبيل.

عناصر نعل لتكوين أيونات موجبة (الفلزات الانتقالية)



الجدول 3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
15	$ns^2 np^3$ (غاز سلب)	-3 عند اكتساب 3 إلكترونات
16	$ns^2 np^4$ (غاز سلب)	-2 عند اكتساب إلكترونين
17	$ns^2 np^5$ (غاز سلب)	-1 عند اكتساب إلكترون

تكوين الأيون السالب

تكتسب اللافلزات التي تقع على الجانب الأيمن من الجدول الدوري إلكترونات بسهولة للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر. الخصص الشكل 4. للحصول على ترتيب الغاز السلب، تكتسب الكلور إلكترونًا واحدًا وتكون أيونًا بشحنة -1. بعد اكتساب الإلكترون، يكون لأيون الكلوريد الترتيب الإلكتروني لذرة الأرجون.

الأيون هو أيون سالب الشحنة. تسمى أي أيون يتم إضافته اليه NO^- في نهاية اسم عنصر العنصر. ولهذا، تصبح ذرة الكلور أيون كلوريد، ما هو اسم أيون الفلوروسين؟ F^-

استعملنا الشكل أدناه، A تمثل أيون لفلز و B تمثل أيون لفلز غير فلزي. أي العبارات التالية صحيحة؟



- A. The ion is positive as the ionic diameter becomes larger when an electron is lost
- B. The ion is negative as the ionic diameter becomes larger when an electron is gain
- C. The ion is negative as the ionic diameter becomes smaller due the decrease in the electrostatic repulsion
- D. The ion is positive as the ionic diameter becomes larger due the increase in the electrostatic repulsion

أي الأزواج الآتية يتساوى في عدد الإلكترونات؟
 Sc³⁺ و Ca²⁺ Cl و Sc³⁺
 Sc³⁺ و Ca²⁺ Cl و Sc

18- ما الأيون المُرجح لعنصر ترتيبه الإلكتروني: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$ ؟
 X^{3+} X^{3-} X^+ X^-

The Group 13 elements of the periodic table tend to lose valence electrons to attain a stable outer electron configuration and form ions. What is the charge of the formed ions?

تعمل عناصر المجموعة 13 من الجدول الدوري إلى فقدان إلكترونات التكافؤ للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر مكونة أيونات. ما شحنة الأيونات المتكونة؟

-3
+2
+3



أيونات الفلزات

تذرات الفلزات (بشبكة كيميائية) لا يملكها عدد إلكترونات التكافؤ بسهولة. فتلعب الفلزات الموجودة في المجموعة 1 على سبيل المثال، تكتسب إلكترونات بسهولة على سبيل المثال، يكون البوتاسيوم والمغنسيوم، وها عنصران في المجموعة 2 على التوالي. أيونات K^+ و Mg^{2+} تكون أيضا بعض ذرات المجموعة 13 أيونات. يتم تكليس الأيونات التي تتكون من طريق ذرات الفلزات من المجموعة 1 و 2 و 13 في الجدول 2.

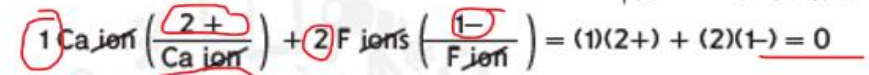
عناصر تتكون أيونات موجبة (الفلزات)

الجدول 2-1	أيونات المجموعات 1 و 2 و 13	شحنة الأيون المتكون
1	Li, Na, K	+1
2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba	+2
13	B, Al, Ga, In, Tl	+3

يستخدم الترميز النقطي للإلكترون لتفسير ارتباط عناصر المجموعات المختلفة في

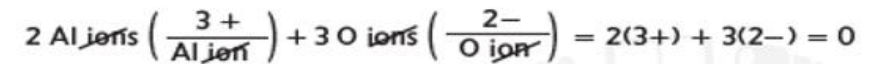
Which of the following statements is correct according to the reaction below?	اي العبارات التالية صحيحة بالنسبة للتفاعل اثناء؟
$:Mg + :S: \rightarrow [Mg]^{2+} + [S]^{2-}$	
A. Mg is considered an atom which gained 2 electrons during the reaction	A. تُعتبر Mg ذرة اكتسبت إلكترونين خلال التفاعل
B. S is considered an atom which lose 2 electrons during the reaction	B. تُعتبر S ذرة فقدت إلكترونين خلال التفاعل
C. The formula of the formed compound is MgS	C. صيغة المركب المتكون هي MgS
D. The overall charge of the formed compound is -2	D. الشحنة الكلية للمركب المتكون هي -2
A	
B	
C	
D	

الشحنات وتكوّن المركبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركبات الأيونية؟ للإجابة عن هذا السؤال، نخص طريقة تكوين فلوريد الكالسيوم. إن الترتيب الإلكتروني للكالسيوم هو $[Ar]4s^2$. ويحتاج إلى فقد إلكترونين للوصول إلى الترتيب المستقر للأرجون. أما الترتيب الإلكتروني للفلور فهو $1s^2 2s^2 2p^5$. وينبغي أن يكتسب إلكترونًا واحدًا للوصول إلى الترتيب المستقر للنيون. ونظرًا لأن عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة ينبغي أن يكون متساويًا، فإننا نحتاج إلى ذرتين من الفلور لقبول الإلكترونين المفقودين من ذرة الكالسيوم.



وكما ترى فإن الشحنة الكلية لوحدة واحدة من فلوريد الكالسيوم (CaF_2) تساوي صفر. الجدول 4 يلخص طرائق متعددة يمكن بها تمثيل تكوّن مركب أيوني، مثل: كلوريد الصوديوم.

لنأخذ أكسيد الألمنيوم، الذي يتكون كطبقة بيضاء على كراسي الألمنيوم، كمثال آخر. للوصول إلى ترتيب الغاز النبيل، تفقد كل ذرة ألمنيوم ثلاثة إلكترونات وتكتسب كل ذرة أكسجين إلكترونين. ولهذا، يتطلب توفر ثلاث ذرات أكسجين لقبول الإلكترونات الستة المفقودة من ذرتي الألمنيوم. ويكون المركب المتبادل المتكوّن أكسيد الألمنيوم (Al_2O_3) .



للتأكد من الصيغة الصحيحة نستخدم القانون التالي :
(شحنة العنصر * عدد الذرات) + (شحنة العنصر * عدد الذرات)

خصائص المركبات الأيونية

تحدّد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه. بالنسبة إلى المركبات الأيونية، تكوّن الروابط الأيونية بنية تركيبية فريدة لا تشبه تلك التي تكوّن المركبات الأخرى. تساهم البنية التركيبية للمركبات الأيونية في طبيعة خصائصها الفيزيائية. لقد جرى استخدام هذه الخصائص في الكثير من التطبيقات كالتالي بيّنها الشكل 6.

البنية التركيبية في أي مركب أيوني، يجتمع عدد كبير من الأيونات الموجبة والأيونات السالبة بعضها مع بعض بنسبة يحددها عدد الإلكترونات المنتقلة من ذرة فلزية إلى ذرة لافلززية. وترتّب هذه الأيونات بنمط متكرر منتظم يوازن قوى التجاذب والتنافر بين الأيونات.

The Group 13 elements of the periodic table tend to lose valence electrons to attain a stable outer electron configuration and form ions.
What is the charge of the formed ions?

تميل عناصر المجموعة 13 من الجدول الدوري إلى فقدان الإلكترونات لتكافؤ الوصول إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر مكونة أيونات.
ما شحنة الأيونات المتكونة؟

-3

+2

+3

0

وزاري

What is the main reason for the difference in the lattice energy values between the ionic compounds shown in the table below?

Compound	Lattice Energy (kJ/mol)
KF	808
RbF	774

ما السبب الرئيس في اختلاف قيم طاقة الشبكة ما بين المركبين الأيونيين بالجدول أعلاه؟

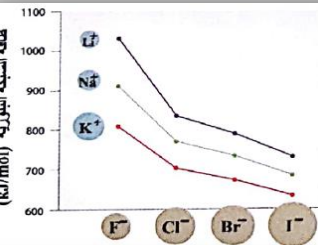
المركب	طاقة الشبكة (kJ/mol)
KF	808
RbF	774

- A. Ions charge
- B. Ionic radius
- C. Ions electronegativity
- D. Ions numbers

- A. شحنات الأيونات
- B. القطر الأيوني
- C. السلبية الكهربائية للأيونات
- D. عدد الأيونات

A

B



مستعيناً بالشكل المجاور: أي الآتي صحيحاً؟
 ● تتناسب طاقة الشبكة البلورية طردياً مع حجم الكاتيون وعكسياً مع حجم الأنيون
 ● تتناسب طاقة الشبكة البلورية عكسياً مع حجم الكاتيون وطردياً مع حجم الأنيون
 ● تتناسب طاقة الشبكة البلورية طردياً مع حجم كل من الكاتيون و الأنيون
 ● تتناسب طاقة الشبكة البلورية عكسياً مع حجم كل من الكاتيون و الأنيون

20. طاقة الشبكة البلورية للمركب MgO أكبر أربع مرات من طاقة الشبكة البلورية للمركب NaF .

الطاقة والرابطة الأيونية

تمتص الطاقة أو تُطلق أثناء التفاعل الكيميائي. في حالة امتصاص الطاقة أثناء التفاعل الكيميائي يكون التفاعل ماصاً للحرارة. وفي حالة إطلاق الطاقة يكون التفاعل طارداً للحرارة وتكون دائماً عملية تكون المركبات الأيونية من أيونات موجبة وأيونات سالبة عملية مقابلة للحرارة. تكون قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة نطقاً أكثر استقراراً حيث تكون طاقته أقل من طاقة الأيونات المفردة. وفي حالة امتصاص كمية الطاقة المتطلقة خلال تكون الرابطة. تنكسر الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والأيونات السالبة بعضها مع بعض. طاقة الشبكة نظراً لأن الأيونات في المركبات الأيونية ترتب في شبكة بلورية. فإن الطاقة المطلوبة لفصل جزيء واحد من الأيونات وأي مركب أيوني يسمى "طاقة الشبكة". وتنعكس قوة القوى التي تثبت الأيونات في مكانها من خلال طاقة الشبكة. فكلما كانت قوة طاقة الشبكة كبيرة. زادت قوة التجاذب. ترتبط طاقة الشبكة مباشرة بحجم الأيونات المترابطة وتكون الأيونات الأصغر مركبات ذات شحنات أيونية متطابقة كثيراً. نظراً لأن القوة الإلكترونية للجاذبية للتجاذب بين الشحنات المتضادة تزداد كلما قلت المسافة بين الشحنات. فإن الأيونات الصغيرة تنجح في توليد تجاذب كبير بين الأيونات. تكون الطاقة الشبكة كبيرة. فعلى سبيل المثال. طاقة الشبكة البلورية لمركب كلوريد الليثيوم أكبر من تلك الموجودة في مركب كلوريد البوتاسيوم. نظراً لأن أيون الليثيوم أصغر من أيون البوتاسيوم.

الجدول 6 طاقات الشبكة البلورية لبعض المركبات الأيونية

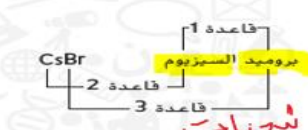
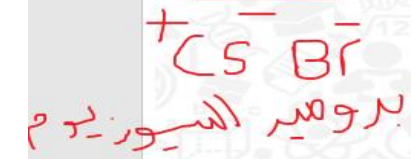
المركب	طاقة الشبكة البلورية (kJ/mol)	المركب	طاقة الشبكة البلورية (kJ/mol)
KI	632	KF	808
KBr	671	AgCl	910
RbF	774	NaF	910
NaI	682	LiF	1030
NaBr	732	SrCl ₂	2142
NaCl	769	MgO	3795

Handwritten notes and calculations:
 1+1
 2+1
 SrCl₂
 2
 5
 2
 7
 2
 9
 2
 11
 2
 13
 2
 15
 2
 17
 2
 19
 2
 21
 2
 23
 2
 25
 2
 27
 2
 29
 2
 31
 2
 33
 2
 35
 2
 37
 2
 39
 2
 41
 2
 43
 2
 45
 2
 47
 2
 49
 2
 51
 2
 53
 2
 55
 2
 57
 2
 59
 2
 61
 2
 63
 2
 65
 2
 67
 2
 69
 2
 71
 2
 73
 2
 75
 2
 77
 2
 79
 2
 81
 2
 83
 2
 85
 2
 87
 2
 89
 2
 91
 2
 93
 2
 95
 2
 97
 2
 99
 2
 101
 2
 103
 2
 105
 2
 107
 2
 109
 2
 111
 2
 113
 2
 115
 2
 117
 2
 119
 2
 121
 2
 123
 2
 125
 2
 127
 2
 129
 2
 131
 2
 133
 2
 135
 2
 137
 2
 139
 2
 141
 2
 143
 2
 145
 2
 147
 2
 149
 2
 151
 2
 153
 2
 155
 2
 157
 2
 159
 2
 161
 2
 163
 2
 165
 2
 167
 2
 169
 2
 171
 2
 173
 2
 175
 2
 177
 2
 179
 2
 181
 2
 183
 2
 185
 2
 187
 2
 189
 2
 191
 2
 193
 2
 195
 2
 197
 2
 199
 2
 201
 2
 203
 2
 205
 2
 207
 2
 209
 2
 211
 2
 213
 2
 215
 2
 217
 2
 219
 2
 221
 2
 223
 2
 225
 2
 227
 2
 229
 2
 231
 2
 233
 2
 235
 2
 237
 2
 239
 2
 241
 2
 243
 2
 245
 2
 247
 2
 249
 2
 251
 2
 253
 2
 255
 2
 257
 2
 259
 2
 261
 2
 263
 2
 265
 2
 267
 2
 269
 2
 271
 2
 273
 2
 275
 2
 277
 2
 279
 2
 281
 2
 283
 2
 285
 2
 287
 2
 289
 2
 291
 2
 293
 2
 295
 2
 297
 2
 299
 2
 301
 2
 303
 2
 305
 2
 307
 2
 309
 2
 311
 2
 313
 2
 315
 2
 317
 2
 319
 2
 321
 2
 323
 2
 325
 2
 327
 2
 329
 2
 331
 2
 333
 2
 335
 2
 337
 2
 339
 2
 341
 2
 343
 2
 345
 2
 347
 2
 349
 2
 351
 2
 353
 2
 355
 2
 357
 2
 359
 2
 361
 2
 363
 2
 365
 2
 367
 2
 369
 2
 371
 2
 373
 2
 375
 2
 377
 2
 379
 2
 381
 2
 383
 2
 385
 2
 387
 2
 389
 2
 391
 2
 393
 2
 395
 2
 397
 2
 399
 2
 401
 2
 403
 2
 405
 2
 407
 2
 409
 2
 411
 2
 413
 2
 415
 2
 417
 2
 419
 2
 421
 2
 423
 2
 425
 2
 427
 2
 429
 2
 431
 2
 433
 2
 435
 2
 437
 2
 439
 2
 441
 2
 443
 2
 445
 2
 447
 2
 449
 2
 451
 2
 453
 2
 455
 2
 457
 2
 459
 2
 461
 2
 463
 2
 465
 2
 467
 2
 469
 2
 471
 2
 473
 2
 475
 2
 477
 2
 479
 2
 481
 2
 483
 2
 485
 2
 487
 2
 489
 2
 491
 2
 493
 2
 495
 2
 497
 2
 499
 2
 501
 2
 503
 2
 505
 2
 507
 2
 509
 2
 511
 2
 513
 2
 515
 2
 517
 2
 519
 2
 521
 2
 523
 2
 525
 2
 527
 2
 529
 2
 531
 2
 533
 2
 535
 2
 537
 2
 539
 2
 541
 2
 543
 2
 545
 2
 547
 2
 549
 2
 551
 2
 553
 2
 555
 2
 557
 2
 559
 2
 561
 2
 563
 2
 565
 2
 567
 2
 569
 2
 571
 2
 573
 2
 575
 2
 577
 2
 579
 2
 581
 2
 583
 2
 585
 2
 587
 2
 589
 2
 591
 2
 593
 2
 595
 2
 597
 2
 599
 2
 601
 2
 603
 2
 605
 2
 607
 2
 609
 2
 611
 2
 613
 2
 615
 2
 617
 2
 619
 2
 621
 2
 623
 2
 625
 2
 627
 2
 629
 2
 631
 2
 633
 2
 635
 2
 637
 2
 639
 2
 641
 2
 643
 2
 645
 2
 647
 2
 649
 2
 651
 2
 653
 2
 655
 2
 657
 2
 659
 2
 661
 2
 663
 2
 665
 2
 667
 2
 669
 2
 671
 2
 673
 2
 675
 2
 677
 2
 679
 2
 681
 2
 683
 2
 685
 2
 687
 2
 689
 2
 691
 2
 693
 2
 695
 2
 697
 2
 699
 2
 701
 2
 703
 2
 705
 2
 707
 2
 709
 2
 711
 2
 713
 2
 715
 2
 717
 2
 719
 2
 721
 2
 723
 2
 725
 2
 727
 2
 729
 2
 731
 2
 733
 2
 735
 2
 737
 2
 739
 2
 741
 2
 743
 2
 745
 2
 747
 2
 749
 2
 751
 2
 753
 2
 755
 2
 757
 2
 759
 2
 761
 2
 763
 2
 765
 2
 767
 2
 769
 2
 771
 2
 773
 2
 775
 2
 777
 2
 779
 2
 781
 2
 783
 2
 785
 2
 787
 2
 789
 2
 791
 2
 793
 2
 795
 2
 797
 2
 799
 2
 801
 2
 803
 2
 805
 2
 807
 2
 809
 2
 811
 2
 813
 2
 815
 2
 817
 2
 819
 2
 821
 2
 823
 2
 825
 2
 827
 2
 829
 2
 831
 2
 833
 2
 835
 2
 837
 2
 839
 2
 841
 2
 843
 2
 845
 2
 847
 2
 849
 2
 851
 2
 853
 2
 855
 2
 857
 2
 859
 2
 861
 2
 863
 2
 865
 2
 867
 2
 869
 2
 871
 2
 873
 2
 875
 2
 877
 2
 879
 2
 881
 2
 883
 2
 885
 2
 887
 2
 889
 2
 891
 2
 893
 2
 895
 2
 897
 2
 899
 2
 901
 2
 903
 2
 905
 2
 907
 2
 909
 2
 911
 2
 913
 2
 915
 2
 917
 2
 919
 2
 921
 2
 923
 2
 925
 2
 927
 2
 929
 2
 931
 2
 933
 2
 935
 2
 937
 2
 939
 2
 941
 2
 943
 2
 945
 2
 947
 2
 949
 2
 951
 2
 953
 2
 955
 2
 957
 2
 959
 2
 961
 2
 963
 2
 965
 2
 967
 2
 969
 2
 971
 2
 973
 2
 975
 2
 977
 2
 979
 2
 981
 2
 983
 2
 985
 2
 987
 2
 989
 2
 991
 2
 993
 2
 995
 2
 997
 2
 999
 2
 1001
 2
 1003
 2
 1005
 2
 1007
 2
 1009
 2
 1011
 2
 1013
 2
 1015
 2
 1017
 2
 1019
 2
 1021
 2
 1023
 2
 1025
 2
 1027
 2
 1029
 2
 1031
 2
 1033
 2
 1035
 2
 1037
 2
 1039
 2
 1041
 2
 1043
 2
 1045
 2
 1047
 2
 1049
 2
 1051
 2
 1053
 2
 1055
 2
 1057
 2
 1059
 2
 1061
 2
 1063
 2
 1065
 2
 1067
 2
 1069
 2
 1071
 2
 1073
 2
 1075
 2
 1077
 2
 1079
 2
 1081
 2
 1083
 2
 1085
 2
 1087
 2
 1089
 2
 1091
 2
 1093
 2
 1095
 2
 1097
 2
 1099
 2
 1101
 2
 1103
 2
 1105
 2
 1107
 2
 1109
 2
 1111
 2
 1113
 2
 1115
 2
 1117
 2
 1119
 2
 1121
 2
 1123
 2
 1125
 2
 1127
 2
 1129
 2
 1131
 2
 1133
 2
 1135
 2
 1137
 2
 1139
 2
 1141
 2
 1143
 2
 1145
 2
 1147
 2
 1149
 2
 1151
 2
 1153
 2
 1155
 2
 1157
 2
 1159
 2
 1161
 2
 1163
 2
 1165
 2
 1167
 2
 1169
 2
 1171
 2
 1173
 2
 1175
 2
 1177
 2
 1179
 2
 1181
 2
 1183
 2
 1185
 2
 1187
 2
 1189
 2
 1191
 2
 1193
 2
 1195
 2
 1197
 2
 1199
 2
 1201
 2
 1203
 2
 1205
 2
 1207
 2
 1209
 2
 1211
 2
 1213
 2
 1215
 2
 1217
 2
 1219
 2
 1221
 2
 1223
 2
 1225
 2
 1227
 2
 1229
 2
 1231
 2
 1233
 2
 1235
 2
 1237
 2
 1239
 2
 1241
 2
 1243
 2
 1245
 2
 1247
 2
 1249
 2
 1251
 2
 1253
 2
 1255
 2
 1257
 2
 1259
 2
 1261
 2
 1263
 2
 1265
 2
 1267
 2
 1269
 2
 1271
 2
 1273
 2
 1275
 2
 1277
 2
 1279
 2
 1281
 2
 1283
 2
 1285
 2
 1287
 2
 1289
 2
 1291
 2
 1293
 2
 1295
 2
 1297
 2
 1299
 2
 1301
 2
 1303
 2
 1305
 2
 1307
 2
 1309
 2
 1311
 2
 1313
 2
 1315
 2
 1317
 2
 1319
 2
 1321
 2
 1323
 2
 1325
 2
 1327
 2
 1329
 2
 1331
 2
 1333
 2
 1335
 2
 1337
 2
 1339
 2
 1341
 2
 1343
 2
 1345
 2
 1347
 2
 1349
 2
 1351
 2
 1353
 2
 1355
 2
 1357
 2
 1359
 2
 1361
 2
 1363
 2
 1365
 2
 1367
 2
 1369
 2
 1371
 2
 1373
 2
 1375
 2
 1377
 2
 1379
 2
 1381
 2
 1383
 2
 1385
 2
 1387
 2
 1389
 2
 1391
 2
 1393
 2
 1395
 2
 1397
 2
 1399
 2
 1401
 2
 1403
 2
 1405
 2
 1407
 2
 1409
 2
 1411
 2
 1413
 2
 1415
 2
 1417
 2
 1419
 2
 1421
 2
 1423
 2
 1425
 2
 1427
 2
 1429
 2
 1431
 2
 1433

صيغ المركبات الأيونية المتعددة الذرات تحتوي العديد من المركبات الأيونية على أيونات متعددة الذرات وهي أيونات مكونة من أكثر من ذرة. يوضح الجدول 9 والشكل 10 قائمة ببعض الأيونات متعددة الذرات. ويعمل الأيون متعدد الذرات بوصفة وحدة واحدة في المركب وتنطبق شحنته على مجموعة الذرات بكاملها. ولذا فإن صيغة المركب متعدد الذرات تتبع قواعد كتابة صيغ المركبات الثنائية نفسها.

ولأن الأيون متعدد الذرات موجود كوحدة واحدة، فلا يمكن تغيير الأرقام الموجودة أسفل يمين رموز ذرات الأيون. وإذا دعت الحاجة إلى وجود أكثر من أيون متعدد الذرات، نضع رمز الأيون داخل قوسين، ثم نكتب الرقم السفلي المناسب خارج الأقواس. ومثال ذلك المركب المكوّن من أيون الأمونيوم (NH₄⁺) وأيون الأكسجين (O²⁻). لمعادلة الشحنات، يحتاج المركب إلى أيونين من الأمونيوم لكل أيون من الأكسجين. ولإضافة رقم سفلي إلى الأمونيوم، ضعه داخل قوس. ثم أضف الرقم السفلي. إذا الصيغة الصحيحة هي (NH₄)₂O.

- تسمية المركبات الأيونية** تُسمى المركبات بطريقة منهجية. الآن أصبحت على دراية بالصيغ الكيميائية، لذا يمكنك استخدام القواعد الخمس التالية لتسمية المركبات الأيونية.
1. اذكر اسم الأنيون أولاً متبوعاً بالكاتيون. تذكر أن الأنيون يُكتب دائماً أولاً في الصيغة.
 2. استخدم اسم العنصر نفسه في تسمية الكاتيونات الأحادية الذرة.
 3. بالنسبة إلى الأنيونات الأحادية الذرة، استخدم اسم العنصر مع إضافة المقطع (يد) إلى آخره. مثال،



4. في حالة وجود أكثر من عدد تأكسد لعنصر واحد، يجب أن تُشير الصيغة الكيميائية إلى عدد تأكسد الكاتيون. ويكتب عدد التأكسد بأرقام رومانية في قوسين أو بدون قوسين بعد اسم الكاتيون.
- ملاحظة: تنطبق هذه القاعدة على الغازات الانتقالية والغازات الموجودة على يمين الجدول الدوري والتي لها في الغالب أكثر من عدد تأكسد. انظر الجدول 8. ولا ينطبق على كاتيونات المجموعتين 1 و 2 لأن لها عدد تأكسد واحد.

5. عندما يحتوي المركب على أيون متعدد الذرات، استخدم اسم الأيون متعدد الذرات
- أمثلة:
- يكون أيون Fe²⁺ وأيون O²⁻ المركب FeO، ومعروف باسم أكسيد الحديد II.
 - يكون أيون Fe³⁺ وأيون O²⁻ المركب Fe₂O₃، ومعروف باسم أكسيد الحديد III.

الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH ₄ ⁺	الأمونيوم	IO ₄ ⁻	اليودات
NO ₂ ⁻	النيتريت	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	الأسيتات
NO ₃ ⁻	النترات	H ₂ PO ₄ ⁻	فوسفات ثنائي الهيدروجين
OH ⁻	الهيدروكسيد	CO ₃ ²⁻	الكربونات
CN ⁻	السيانيد	SO ₃ ²⁻	الكبريتات
MnO ₄ ⁻	البيرمنجنات	SO ₄ ²⁻	الكبريتات
HCO ₃ ⁻	كربونات هيدروجينية	S ₂ O ₃ ²⁻	الثيوكبريتات
ClO ₂ ⁻	الهيوكلوريت	O ₂ ²⁻	البيروكسيد
ClO ₂ ⁻	الكلوريت	CrO ₄ ²⁻	الكرومات
ClO ₃ ⁻	الكلورات	Cr ₂ O ₇ ²⁻	ثنائي الكرومات
ClO ₄ ⁻	بيروكلورات	HPO ₄ ²⁻	فوسفات هيدروجينية
BrO ₃ ⁻	البرومات	PO ₄ ³⁻	الفوسفات
IO ₃ ⁻	اليودات	AsO ₄ ³⁻	الزرنيخات

أسماء الأيونات والمركبات الأيونية
 يستخدم العلماء طرائق منظمة عند تسمية المركبات الأيونية. ونظراً لأن المركبات الأيونية تحتوي على كل من الكاتيونات والأنيونات، فإن نظام التسمية يراعي كلاً من هذه الأيونات.
تسمية الأنيونات الأكسجينية: الأنيون الأكسجيني أيون متعدد الذرات يتكون من عنصر لافلزي غالباً. يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين. وبعض اللافلزات لها أكثر من أيون أكسجيني، ومنها النيتروجين والكبريت. وتُسمى هذه الأيونات باستخدام القواعد المبينة في الجدول 10.

الجدول 10 قواعد تسمية الأنيونات الأكسجينية للكبريت والنيتروجين

- حدد الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. وتُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.
- حدد الأيون الذي يحتوي على أقل عدد من ذرات الأكسجين. وتُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (يد) إلى آخره.

أمثلة:

NO ₂ ⁻	نيتريت	SO ₃ ²⁻	كبريتات
NO ₃ ⁻	نترات	SO ₄ ²⁻	كبريتات

وزاري

ما الاسم العلمي للصيغة الكيميائية أدناه؟

What is the scientific name for the chemical formula below?

NH₄ClO₄

A. Ammonia chlorate	A. كلورات الأمونيا
B. Ammonium hypochlorite	B. هيبوكلوريت الأمونيوم
C. Ammonia chlorite	C. كلوريت الأمونيا
D. Ammonium perchlorate	D. بيركلورات الأمونيوم

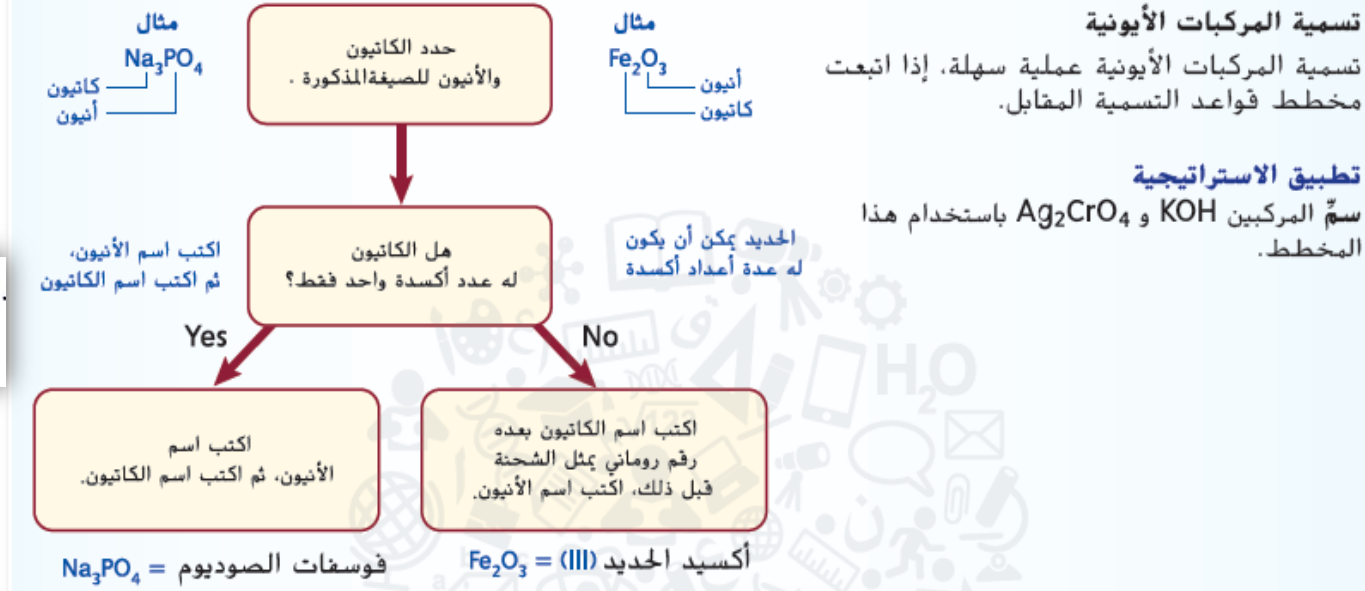


يكتب صيغة كيميائية لمركب أيوني يحتوي على أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات (أكسجينية) ويسمي المركبات من خلال صيغتها

استراتيجية

وزاري

استراتيجيات حل المسائل



ما اسم الأنيون في المركب $Co_2(CrO_4)_3$ ؟

كرومات ثاني كرومات كرومات كرومات (III) كرومات (II) كرومات (III)

ما الاسم الصحيح للمركب ذو الصيغة الكيميائية التالية؟

$FeSO_3$ → كبريتيت الحديد (II)

27- أكمل الجدول بكتابة الصيغ والأسماء في الفراغات:

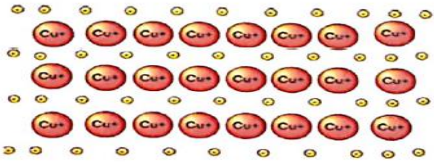
الصيغة	الاسم	الصيغة	الاسم
K_2O			هيدروكسيد الكالسيوم
$MgCO_3$			يوديد الصوديوم
$(NH_4)_2SO_4$			أكسيد الحديد (III)

يفسر بعض الخواص الفلزية (درجات الانصهار والغليان - توصيل الحرارة والكهرباء - قابلية الطرق والسحب والمطانة - الصلابة والقوة)

الأشكال 11 و 12

وزاري

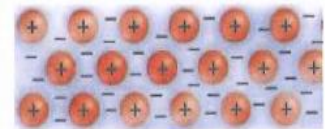
في ضوء ما درستّه عن الرابطة الفلزية أجب عما يأتي:



a. ما المقصود بالرابطة الفلزية؟

b. فسر لماذا النحاس موصل جيد للتيار الكهربائي؟

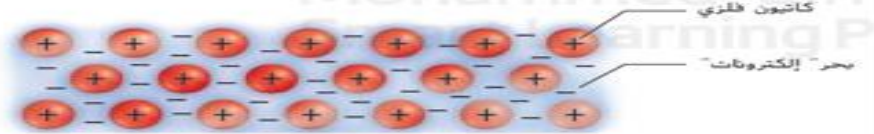
أي العبارات التالية صحيحة بالنسبة لنموذج الترابط الموضح بالشكل أدناه؟



- الذرات الفلزية تكون في "بحر" من الذرات المشحونة سالبة
- إلكترونات التكافؤ قابلة للحركة بسهولة بين النوى الفلزية
- المادة سهلة الكسر
- تنقل الكاتيونات الحرارة والكهرباء بسهولة من منطقة إلى أخرى

الشكل 11 تتوزع الإلكترونات التكافؤ في العلزات (التي تبدو كسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بالتساوي بين الكاتيونات الفلزية (التي تظهر باللون الأحمر). وتؤدي قوى التجاذب بين الكاتيونات الموجبة و البحر السالب إلى ربط ذرات العلزات بعضها مع بعض في شبكة فلزية.

فسر لماذا تُعرف الإلكترونات في العلزات بالإلكترونات الحرة؟
حرّة الحركة



الشكل 12 تؤدي القوة المؤثرة إلى تحرك أيونات العلزات عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل العلزات قابلة للطرق والسحب.



ما الذي يفسر قابلية العلزات للطرق؟



- حركة الإلكترونات الحرة (غير المتموضعة) بسهولة كبيرة
- تفاعل الإلكترونات الحرة (غير المتموضعة) مع الضوء
- حركة الإلكترونات المقيدة حول الكاتيون الفلزي
- حركة أيونات العلزات عبر الإلكترونات الحرة (غير المتموضعة)

Which is the best description of the valence electrons in the metallic bond?
ما الوصف الأفضل لإلكترونات التكافؤ في رابطة فلزية؟



- لديها مواقع ثابتة في الشبكة
- هي بحر من الإلكترونات الحرّة الحركة
- تتركز كثافة الإلكترون حول ذرات معينة
- تتنافر فيها الشحنات الموجبة مع الشحنات السالبة

A

B

وزاري

قوة الروابط التساهمية

تذكر أن الرابطة التساهمية تشكل قوى تجاذب وتنافر في أي جزيء. تجذب النوى والإلكترونات بعضها البعض، إلا أن النوى تتنافر مع النوى الأخرى وتتنافر الإلكترونات مع الإلكترونات الأخرى. عند اضطراب هذا التوازن من القوى، تنكسر أي رابطة تساهمية. ونظراً لأن الروابط التساهمية تختلف في القوة، تنكسر بعض الروابط بسهولة مقارنة بالروابط الأخرى، وتؤثر العديد من العوامل الأخرى على قوة الروابط التساهمية.

طول الرابطة تعتمد قوة الرابطة التساهمية على المسافة بين النوى المتراصة وتطبق على المسافة بين نواتين مترابطتين في موضعهما الطبيعي المحيبتين **طول الرابطة** كما هو موضح في الشكل 10. وهو يحدد بواسطة أحجام الذرتين المترابطتين وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة بينهما. تُدرج أطوال الرابطة لتجزيئات الفلور (F₂) والأكسجين (O₂) والنيتروجين (N₂) في الجدول 1. لاحظ أنه عند زيادة عدد أزواج الإلكترونات المتشاركة، **تقصُر طول الرابطة**. يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضاً **كلما كان طول الرابطة قصيراً، زادت قوتها**. ولهذا، تكون الرابطة الأحادية، كما هي F₂ أضعف من الرابطة الثنائية كما هي O₂ وبالمثل تكون الرابطة الثنائية الموجودة في O₂ أضعف من الرابطة الثلاثية في N₂.

عدد الأزواج المشتركة	الجزيء	طول الرابطة	قوة الرابطة	طاقة الرابطة
زوج واحد	F ₂	1.43 × 10 ⁻¹⁰ م	ضعيفة	159 kJ/mol
زوجين	O ₂	1.21 × 10 ⁻¹⁰ م	متوسطة	498 kJ/mol
ثلاثة أزواج	N ₂	1.10 × 10 ⁻¹⁰ م	قوية	945 kJ/mol

كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة وزادت قوتها وزادت طاقة تفككها

رابطة سيجما الروابط التساهمية الأحادية يطلق عليها أيضاً روابط سيجما وتُشكل بالحرف اليوناني سيجما (σ). تحدث الرابطة سيجما عندما يتواجد زوج من الإلكترونات المشتركة في المنطقة المتوسطة بين الذرتين. عندما تشارك الذرتان الإلكترونات، تتداخل أفلاك التكافؤ الذرية من النهاية إلى النهاية مما يركز الإلكترونات في فلك الربط بين الذرتين. فلك الربط هو منطقة محددة حيث يمكن على الأرجح وجود إلكترونات الربط. تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل **الفلان s مع فلك آخر أو فلك p أو فلك p تتداخل فلان p من النهاية إلى النهاية**. تكون جزيئات الماء (H₂O) والأمونيا (NH₃) والميثان (CH₄) روابط سيجما كما هو موضح في الشكل 7



الشكل 7
روابط سيجما في جزيئات الماء والأمونيا والميثان. وتكون الروابط سيجما عندما يتداخل فلان s مع فلك آخر أو فلك p أو فلك p تتداخل فلان p من النهاية إلى النهاية.

روابط التساهمية المتعددة

بعض المركبات، مثل الذرات المترتبة الإلكتروني للغاز السيل عندما تشارك أكثر من زوج من الإلكترونات مع ذرة أو أكثر تكون مشاركة أزواج الإلكترونات المتعددة. أي رابطة تساهمية متعددة وتعتبر الرابطة التساهمية الثنائية والثلاثية أمثلة على رابطة التساهمية المتعددة. وتكون غالباً ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت. أي رابطة متعددة مع الذرات عادةً، كما نعرف إذا كانت ذرتان متساويتان رابطة متعددة. وجه عام، يساوي عدد إلكترونات التكافؤ المطلوب للوصول إلى قاعدة الثمانية عدد رابطة التساهمية التي يمكن أن تتكون.

روابط الثنائية تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تتوسط رابطة سيجما بين ذرتين على سبيل المثال، تتواجد ذرات عنصر الأكسجين فقط في ذرة جزيئات ثنائية الذرة لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ ويسعى أن تحصل على إلكترونين إضافيين للوصول إلى توزيع الغاز السيل كما هو موضح في الشكل 8. تكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تشارك كل ذرة أكسجين إلكترونين، وتلك لرابطة إجمالي زوجين من الإلكترونات بين الذرتين.

روابط الثلاثية تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية عندما تتوسط ثلاثة أزواج من الإلكترونات بين ذرتين. تحتوي جزيئات النيتروجين ثنائي الذرة (N₂) على رابطة أحادية ثلاثية تشارك لكل ذرة نيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات لتكوين رابطة ثلث مع ذرة نيتروجين أخرى كما هو موضح في الشكل 8b.

رابطة باي (π) الروابط التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما مع رابطة واحدة على الأقل تُشكل رابطة باي بالحرف اليوناني (π). وهي تتكون عندما يتداخل فلان p مع فلان p في اتجاه عمودي على الرابطة السيجما. تتكون الروابط باي عندما تتداخل فلان p مع فلان p في اتجاه عمودي على الرابطة السيجما. تتكون الروابط باي عندما تتداخل فلان p مع فلان p في اتجاه عمودي على الرابطة السيجما.

روابط باي π

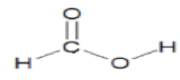
- تظهر في الروابط المتعددة
- تنتج عن تداخل متوازي (جانبى) ضيقة
- بين : مستوى P مع P (متراب)

أحادية | سيجما (σ)

ثنائية | سيجما (σ) و 1 باي (π)

ثلاثية | سيجما (σ) و 2 باي (π)

Which of the following bonds in the molecule below, contains one sigma bond (σ) and one pi bond (π)?



8. ما نوع الروابط الموجودة في هذا الجزيء؟

- أ. 1 رابطة سيجما و 1 رابطة باي
- ب. 2 رابطة سيجما

- أ. 1 رابطة سيجما فقط
- ب. 2 رابطة باي فقط



يُحدد العلاقة بين طول الرابطة التساهمية (أحادية - ثنائية - ثلاثية) وقوتها وطاقة تفككها

الجدول 1 و 2 ونص الكتاب

وزاري

Which is the correct ascending order of the molecules shown in the table below according to the strength of the covalent bond?

الجزء	طول الرابطة (m)
Molecule	Bond length (m)
F ₂	1.43 × 10 ⁻¹⁰
O ₂	1.21 × 10 ⁻¹⁰
N ₂	1.10 × 10 ⁻¹⁰

ما الترتيب التصاعدي الصحيح حسب قوة الرابطة التساهمية للجزيئات الثلاثة الواردة بالجدول أدناه؟

- A. (weakest) F₂ → O₂ → N₂ (Strongest)
 B. (weakest) O₂ → F₂ → N₂ (Strongest)
 C. (weakest) N₂ → O₂ → F₂ (Strongest)
 D. (weakest) O₂ → N₂ → F₂ (Strongest)

- A. (الأضعف) N₂ ← O₂ ← F₂ (الأقوى)
 B. (الأضعف) N₂ ← F₂ ← O₂ (الأقوى)
 C. (الأضعف) F₂ ← O₂ ← N₂ (الأقوى)
 D. (الأضعف) F₂ ← N₂ ← O₂ (الأقوى)

A

الروابط والطاقة يحدث تغيّر في الطاقة عندما تتكون رابطة بين الذرات في أي جزيء أو تنكسر. تنبعث الطاقة عند تكون أي رابطة، بينما يحتاج كسر أي رابطة إلى طاقة. **ويطلق على مقدار الطاقة المطلوب لكسر رابطة تساهمية معينة طاقة تفكك الرابطة** وهي ذات قيمة موجبة دوماً. تدرج طاقات تفكك الرابطة الخاصة بالروابط التساهمية في جزيئات الفلور والأكسجين والنيتروجين في الجدول 2.

وتُشير أيضاً **طاقة تفكك الرابطة إلى قوة أي رابطة كيميائية** وذلك بسبب **العلاقة العكسية بين طاقة الرابطة وطولها**. وكما تمت الإشارة إليه في الجدول 1 والجدول 2 فكلما قل طول الرابطة، زادت طاقة تفكك الرابطة. ويحدد مجموعة قيم طاقة تفكك الرابطة لجميع الروابط في أي جزيء مقدار الطاقة الكيميائية الكامنة في أي جزيء من ذلك المركب.

ويتم تحديد التغير الإجمالي في الطاقة لأي تفاعل كيميائي من طاقة الروابط المتفككة و المتكونة. يحدث **التفاعل الماص للحرارة عندما يتطلب وجود كمية من الطاقة لكسر الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكثر من الكمية الناتجة عند تكوين الروابط الجديدة في النواتج**. يحدث التفاعل الطارد للحرارة عند **تطلق كمية كبيرة من الطاقة أثناء تكوّن الرابطة مقارنة بحجم الطاقة المطلوب لكسر الروابط في المواد المتفاعلة**. الشكل 11 يوضح تفاعل طارد للحرارة شائع. ستدرس التفاعلات الطاردة للحرارة والماصة للحرارة بمزيد من التفاصيل عند دراسة تغييرات الطاقة في التفاعلات الكيميائية.

التفاعل الماص للحرارة



التفاعل الطارد للحرارة



يسمي مركب جزيئي ثنائي من صيغته الجزيئية

مثال 2 وتطبيقات

مثال 2

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية قم بتسمية المركب P_2O_5 . والمستخدم كعامل تجفيف وتجفاف.

1 حل المسألة

أعطيت صيغة المركب. تحتوي الصيغة على عناصر وعدد ذرات كل عنصر في جزيء المركب. ونظراً لوجود عنصرين مختلفين فقط وكلاهما من اللافلزات. يمكن تسمية المركب باستخدام قواعد تسمية المركبات الجزيئية الثنائية.

2 حساب المجهول

أولاً. قم بتسمية العناصر المشتركة في المركب.
 فوسفور
 أكسيد
 أكسيد الفوسفور
 الآن عدل الأسماء للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الجزيء.
خامس أكسيد ثنائي الفوسفور
 من الصيغة P_2O_5 . أنت تعلم أن ذرتي فوسفور وخمس ذرات أكسجين تكوّن جزيء المركب.

سمّ كلاً من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

14. ثاني أكسيد الكربون CO_2
15. ثاني أكسيد الكبريت SO_2
16. ثلاثي فلوريد النيتروجين NF_3
17. رباعي كلوريد الكربون CCl_4

18. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لمركب ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟



Name an acid (binary acid and oxyacid) given its chemical formula and vice versa

الجدول 4 ونص الكتاب

وزاري

تسمية الأحماض الأكسجينية			الجدول 4-4
اسم الحمض	المقطع	الأيون الأكسجيني	المركب
حمض الكلوريك	- يك	كلورات	HClO ₃
حمض الكلوروز	- وز	كلوريت	HClO ₂
حمض النيتريك	- يك	نترات	HNO ₃
حمض النيتروز	- وز	نيتريت	HNO ₂

قواعد تسمية المركبات الجزيئية ثنائية الذرات

البادئة + اسم العنصر الثاني (يد) + البادئة + اسم العنصر الأول

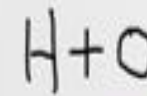
Which is the **wrong** name of the molecular compound shown in the table below?

ما الاسم غير الصحيح للجزيئات الموضحة في الجدول أدناه؟

	الصيغة formula	Scientific name	الإسم العلمي
A.	P ₂ S ₅	Diphosphorus pentasulfide	خامس كبريتيد ثنائي الفسفور
<input checked="" type="radio"/>	HI	Iodic acid	حمض اليوديك
C.	N ₂ O ₅	Dinitrogen pentoxide	خامس أكسيد ثنائي النيتروجين
D.	H ₂ SO ₄	Sulfuric acid	حمض الكبريتيك

25. أكمل الجدول التالي بكتابة الاسم أو الصيغة المناسبين:

الاسم	أول أكسيد النيتروجين	حمض الفوسفوريك
الصيغة	HNO ₂	HI	N ₂ O ₄



أنواع الأحماض

الأحماض الأكسجينية

الأحماض التي تحتوي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط.

الأحماض الثابتة

1- تكون الكلمة الأولى دائما حمض

2- الكلمة الثانية هي اسم الأيون الأكسجيني

1- تكون الكلمة الأولى دائما كلمة حمض

2- يسبق المقطع (هيدرو) في الكلمة الثانية لتسمية الجزء الهيدروجيني من المركب. وتلحق بـ

الكلمة من جزر اسم العنصر الثاني مضافا إليها الحذمة (يك)

إذا انتهى اسم الأيون الأكسجيني بمقطع (يك)

حمض + اسم العنصر الثاني (وز)

إذا انتهى اسم الأيون الأكسجيني بمقطع (ات)

حمض + اسم العنصر الثاني (يك)

حمض + هيدرو + اسم العنصر الثاني (يك)

يرسم بنى لويس لعدد من المركبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة

مثال 3 وتطبيقات

مثال 3

بنية لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية الأمونيا هي مادة خام تستخدم في تصنيع الكثير من المنتجات. بما في ذلك الأسمدة ومنتجات التنظيف والمتفجرات. ارسم بنية لويس للأمونيا (NH₃).

1 حل المسألة

تتكوّن جزيئات الأمونيا من ذرة نيتروجين وثلاث ذرات هيدروجين. ونظراً لأن الهيدروجين ينبغي أن يكون ذرة طرفية. فسيكون النيتروجين هو الذرة المركزية.

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

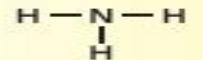
$$1 \text{ N atom} \times \frac{5 \text{ valence electrons}}{1 \text{ N atom}} + 3 \text{ H atoms} \times \frac{1 \text{ valence electron}}{1 \text{ H atom}}$$

تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

$$\frac{8 \text{ electrons}}{2 \text{ electrons/pair}} = 4 \text{ pairs}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الترابط. لتحقيق ذلك. قسم العدد المتوفر من الإلكترونات على اثنين.

يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.



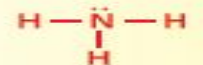
ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين طرفية.

حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

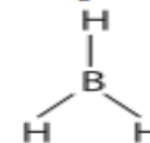
4 أزواج إجمالي - 3 أزواج مستخدمة - زوج واحد متبقي

ينبغي أن يُضاف الزوج المتبقي (زوج غير مرتبط) إلى الذرات الطرفية أو للذرة المركزية. ونظراً لأن ذرة الهيدروجين يكون لها رابطة واحدة فقط. فليس لديها أزواج غير مرتبطة.



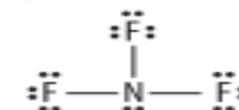
ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

37. ارسم تركيب لويس لجزيء BH₃.



38. تحفيز يحتوي جزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين على عدد

من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس للجزيء.



ما إجمالي عدد الكتلة التكافؤ المتوفرة للترابط في أيون الفوسفات

$$32 \quad \text{؟} \quad \text{PO}_4^{-3}$$

وزاري

30. رسم طالب بنية لويس التالية للفورمالدهيد CH₂O.

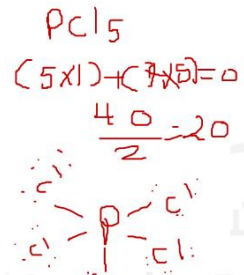


- ما غير الصحيح في الرسم؟ ولماذا؟

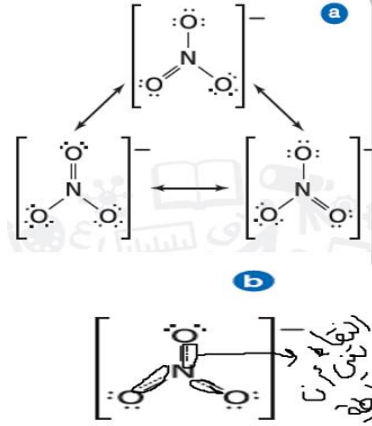
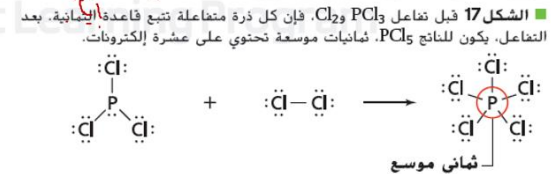
- ارسم بنية لويس الصحيحة لـ CH₂O. موضحاً خطوات الحل

BONUS

يُحدد الجزيئات التي تُعتبر استثناءات لقاعدة الثمانية (العدد الفردي للإلكترونات التكافؤ - الثمانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية والتماد الموسعة)



الثنانيات الموسعة تمتلك المجموعة الثالثة من المركبات التي لا تتبع قاعدة الثمانية ذرات مركزية تحتوي على أكثر من ثمانية إلكترونات تكافؤ. ويُشار إلى الترتيب الإلكتروني هذا بالثنانيات الموسعة. يمكن شرح قاعدة الثمانيات الموسعة بالنظر إلى أفلاك d التي توجد في مستويات طاقة العناصر في الدورة الثالثة أو أعلى. ومن الأمثلة على قاعدة الثمانيات الموسعة، كما هو موضح في الشكل 17 تكون الرابطة في جزيء PCl_5 تتكوّن الروابط الخمس من عشرة إلكترونات مشتركة في فلك واحد s وثلاثة أفلاك p وفلك واحد d. ومن الأمثلة الأخرى أيضًا SF_6 والذي يمتلك ست روابط تشارك 12 إلكترونًا في الفلك s وثلاثة أفلاك p وفلكين d. عند رسم هياكل لويس لهذه المركبات، تتم إضافة إما أزواج غير مرتبطة إضافية إلى الذرة المركزية أو وجود أكثر من أربع روابط في الجزيء.



تراكييب الرنين
 باستخدام نفس ترتيب الذرات، من الممكن امتلاك أكثر من بنية لويس صحيحة عندما يكون للجزيء أو الأيون متعدد الذرات رابطة أحادية وثنائية. ننظر إلى أيون النترات متعدد الذرات (NO_3^-) المعروض في الشكل 14a. يمكن استخدام ثلاث تراكييب متكافئة لتمثيل أيون النترات.
 الرنين هي حالة تحدث عندما تكتب أكثر من بنية لويس صحيحة لجزيء أو أيون. يُشار إلى يثنتين أو أكثر من بنى لويس التي تمثل جزيء مفرد أو أيون على أنها تراكييب رنين. تختلف تراكييب الرنين فقط في موقع الأزواج الإلكترونية، وليس في مواقع الذرات. يختلف موقع الأزواج غير المرتبطة وأزواج الربط في تراكييب الرنين. للجزيء O_3 والأيونات متعددة الذرات SO_3^{2-} و CO_3^{2-} و NO_2^- و NO_3^- جميعها يوجد فيها ظاهرة الرنين.
 من المهم أن تعلم أن كل جزيء أو أيون يوجد فيه ظاهرة الرنين ينصرف كما لو كان له تركيب واحد. ارجع إلى الشكل 14b. تُظهر أطوال الرابطة المقاسة تجريبيًا أن الروابط متطابقة مع بعضها البعض. وهي أقصر من الروابط الأحادية ولكن أطول من الروابط الثنائية. طول الرابطة الفعلية هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في تراكييب الرنين.

استثناءات لقاعدة الثمانية

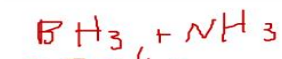
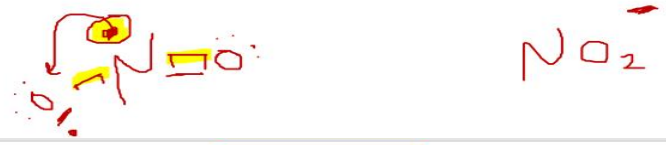
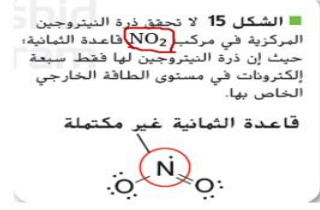
تحصل الذرات بوجه عام على ثمانية إلكترونات عندما ترتبط بذرات أخرى. ومع ذلك لا تتبع بعض الجزيئات والأيونات قاعدة الثمانية. هناك عدة أسباب لهذه الاستثناءات.

$$N + O = 0$$

$$(1 \times 5) + (2 \times 6) = 0$$

$$\frac{17}{2} = 8.5$$

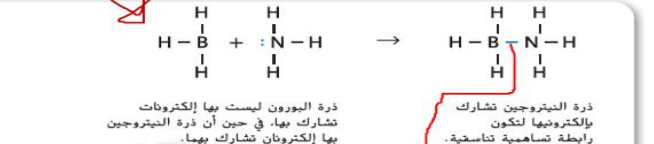
■ **العدد الفردي من إلكترونات التكافؤ** أولاً، قد يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات عدد فردي من إلكترونات التكافؤ وتكون غير قادرة على تكوين ثمانية إلكترونات حول كل ذرة، على سبيل المثال، NO_2 له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و12 من الأكسجين بحيث يكون الإجمالي 17 إلكترونًا والذي لا يمكنه أن يكون عدد صحيح من أزواج الإلكترونات. راجع الشكل 15. مركبا NO و ClO_2 هما مثالان آخرين على الجزيئات التي لها أعداد فردية من إلكترونات التكافؤ.



تكون رابطة تساهمية تناسفية عندما تمنح ذرة واحدة إلكترونين لتصبح مشتركة مع أي ذرة أو أيون يحتاج إلى إلكترونين لتكوّن ترتيبًا إلكترونيًا مستقرًا مع طاقة وضع منخفضة. ارجع إلى الشكل 16. تُكوّن الذرات أو الأيونات مع الأزواج غير المرتبطة روابط تساهمية تناسفية مع الذرات أو الأيونات التي تحتاج إلى الكهف، إضافة.

■ **الثنانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية** وهناك استثناء آخر لقاعدة الثمانية يرجع إلى عدة مركبات تتكوّن الثمانيات الفرعية - حيث تكون التوزيعات المستقرة بأقل من ثماني إلكترونات موجودة حول كل ذرة. هذه المجموعة تادرة نسبيًا، ويُعد BH_3 مثالًا على ذلك. البورون، شبه فلز يقع في المجموعة 13 يكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لافلزوية أخرى.

■ الشكل 16 في هذا التفاعل بين ثالث هيدريد البورون (BH_3) والأمونيا (NH_3). تمنح ذرة النيتروجين الإلكترونيين اللذين يتشارك بهما البورون والنيتروجين مكونة رابطة تساهمية تناسفية. فسر هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في الجزيء الناتج قاعدة الثمانية.



مثال 6

بنية لويس، استثناءات قاعدة الثمانية الزينون هو غاز نبيل بكون عدة مركبات عند تفاعله مع اللافلزات التي تجذب الإلكترونات بشدة. ارسم بنية لويس لرابع فلوريد الزينون (XeF_4).

1 حل المسألة
 أعطيت بيانات مفادها أن جزيء من رابع فلوريد الزينون يتكون من ذرة زينون واحدة وأربع ذرات فلور. يمتلك الزينون قوة جذب ضعيفة للإلكترونات، وبالتالي فهو الذرة المركزية.

2 حساب المجهول
 أولاً، ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ.

$$1 \text{ Xe atom} \times \frac{8 \text{ valence electrons}}{1 \text{ Xe atom}} + 4 \text{ F atoms} \times \frac{7 \text{ valence electron}}{1 \text{ F atom}} = 36 \text{ valence electrons}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

$$\frac{36 \text{ electrons}}{2 \text{ electrons/pair}} = 18 \text{ pairs}$$

استخدم أزواج الربط الأربعة لربط أربع ذرات F بذرة Xe المركزية.

حدد عدد الأزواج المتبقية.

$$18 \text{ pairs available} - 4 \text{ pairs used} = 14 \text{ pairs available}$$

أضف ثلاثة أزواج لكل ذرة F للوصول إلى قاعدة الثمانية. حدد عدد الأزواج المتبقية.

$$14 \text{ pairs} - 4 \text{ F atoms} \times \frac{3 \text{ pairs}}{1 \text{ F atom}} = 2 \text{ pairs unused}$$

ضع الزوجين المتبقين على ذرة الزينون المركزية.

وزاري

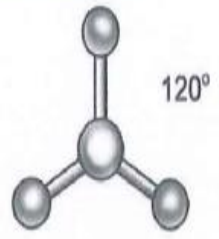
10. ما الاستثناء من قاعدة الثمانية الذي يظهر في هذا الجزيء ؟



- أ. عدد فردي من الإلكترونات التكافؤ
- ب. ثماني موسع
- ج. أقل من ثمانية إلكترونات
- د. رابطة تساهمية تناسقية

ب. ثماني موسع

وزاري



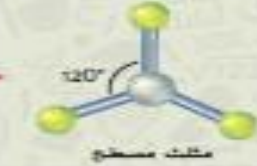
- أ. هرم ثلاثي
- ب. رباعي الأوجه
- ج. هرم مزدوج ثلاثي
- د. مثلث مسطح

11. ما هو شكل الجزيء الذي يظهر في الرسم ؟

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المشتركة مع ذرة Be المركزية. هذه الإلكترونات المرتبطة تتواجد بزاوية مقدارها 180° . وشكل الجزيء خطي.



لأرواح الإلكترونات الثلاثة المرتبطة في $AlCl_3$ ألحس تتواجد في شكل مثلث مسطح ويكون مقدار زوايا الربط 120° .



عندما يكون الذرة المركزية في جزيء أربعة أرواح من الإلكترونات المرتبطة كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه متسطح. ومقدار زوايا الربط 109.5° .



يحتوي NH_3 على ثلاثة روابط تساهمية أحادية و زوج غير مرتبط واحد. الزوج غير المرتبط يحتل مساحة أكبر من الأرواح المشتركة. هناك تناظر أقوى بين الزوج غير المرتبط والأرواح المرتبطة أكثر مما هو موجود بين زوجين مرتبطين. الشكل الهندسي الناتج هو شكل هرم ثلاثي. بزوايا رابطة مقدارها 107.3° .



يحتوي الماء على رابطتين تساهميتين وزوجين من الإلكترونات غير المرتبطة. التناظر بين الأرواح غير المرتبطة يجعل الزاوية 104.5° أقل من الشكل رباعي الأوجه و الشكل الهندسي الثلاثي. نتيجة لذلك، يكون لجزيئات الماء شكل منحني.



يحتوي جزيء $NbBr_5$ على خمسة أرواح من الإلكترونات المرتبطة. الشكل الهندسي المزدوج الثلاثي يحتل من تناظر أرواح الإلكترونات المشتركة هذه.



كما هو الشئ مع $NbBr_5$ ليس لـ SF_6 أرواح إلكترونات غير مشتركة على الذرة المركزية. غير أن ترتيب ستة أرواح مشتركة حول الذرة المركزية يؤدي إلى إنتاج شكل ثنائي الأوجه.



الجدول 6 أشكال الجزيئات					
شكل الجزيء*	أنواع التهجين	الأرواح غير المشتركة	الأرواح المشتركة	مجموع الأرواح	الجزيء
خطي 180°	sp	0	2	2	$BeCl_2$
مثلث مسطح 120°	sp^2	0	3	3	$AlCl_3$
رباعي الأوجه 109.5°	sp^3	0	4	4	CH_4
هرم ثلاثي 107.3°	sp^3	1	3	4	NH_3
منحني 104.5°	sp^3	2	2	4	H_2O
هرم مزدوج ثلاثي 90° و 120°	sp^3d	0	5	5	$NbBr_5$
ثنائي الأوجه 90°	sp^3d^2	0	6	6	SF_6

*الكلمات مثل المراتب، الأوجه مثل الرباط، و التهجين مثل أرواح الإلكترونات غير المرتبطة.

يُصنّف الروابط بناءً على الفرق في السالبية الكهربية إلى (أيونية غالبًا - تساهمية قطبية - تساهمية غالبًا - تساهمية غير قطبية)

الروابط التساهمية القطبية

تتكوّن الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات للإلكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها. وتُشبه الرابطة التساهمية القطبية رياضة شد الحبل بين فريقين غير متساويي القوى. فعلى الرغم من إمساك كل منهما بالحبل، إلا أن الفريق الأقوى يسحب الحبل إلى جهته. وعندما تتكون الرابطة القطبية، تُسحب أزواج الإلكترونات المشتركة في اتجاه إحدى الذرات. لذا يكون الوقت الذي تُضخبه الإلكترونات حول هذه الذرة أطول منه حول الذرة الأخرى. وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي الرابطة.

ويُستخدم الحرف اللاتيني (δ) ليمثل الشحنة الجزئية. في الرابطة التساهمية القطبية، تمثل δ⁻ شحنة جزئية سالبة بينما تمثل δ⁺ شحنة جزئية موجبة. كما هو موضح في الشكل 22، يمكن إضافة δ⁻ و δ⁺ إلى شكل الجزيء لتوضيح قطبية الرابطة التساهمية. تكون الذرة ذات السالبية الكهربية الأكبر عند طرف الشحنة الجزئية السالبة. أما الذرة ذات السالبية الكهربية الأقل فتكون عند طرف الشحنة الجزئية الموجبة. وغالبًا ما تُعرف الرابطة القطبية الناتجة بأنها ثنائية القطب.

القطبية الجزيئية تُكوّن الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية، ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء. ومن الخصائص المؤثرة للجزيئات غير القطبية أنها لا تتجذب للمجال الكهربائي، إلا أن الجزيئات القطبية تتجذب إلى المجال الكهربائي ولأن الجزيئات القطبية شائبة القطب ولها شحنات جزئية عند أطرافها. تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية، وينتج عن ذلك تأثير الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله.

القطبية وشكل الجزيء يمكنك معرفة سبب كون بعض الجزيئات قطبية وبعضها الآخر غير قطبي بمقارنة جزيء الماء (H₂O) وجزيء رباعي كلوريد الكربون (CCl₄). حيث إن لكلا الجزيئين روابط تساهمية قطبية. ووفقًا للبيانات الموضحة في الشكل 20، فإن الفرق في السالبية الكهربية بين ذرتي الهيدروجين والأكسجين يساوي 1.24، والفرق في السالبية الكهربية بين ذرتي الكلور والكربون يساوي 0.61. وبسبب وجود اختلاف في السالبية الكهربية، فإن الرابطة H—O والرابطة C—Cl رابطتان تساهميتان قطبيتان.



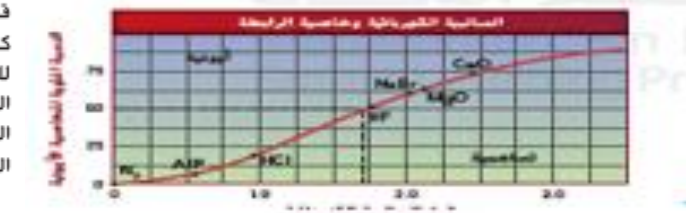
ووفقًا للصيغ الجزيئية، نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تساهمية قطبية. ولكن جزيء الماء وحده هو جزيء قطبي. لم قد يكون جزيء واحد ذو روابط تساهمية قطبية جزيئًا قطبيًا. بينما يكون الجزيء الآخر ذو الروابط التساهمية القطبية جزيئًا غير قطبي؟ تكمن الإجابة في أشكال الجزيئات.

فرق السالبية الكهربية	خاصية الرابطة
> 1.7	أيونية غالبًا
0.4 - 1.7	تساهمية قطبية
< 0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

خاصية الرابطة V يمكن أن تكون الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالكامل. وتتميز خاصية الرابطة على نطاق واسع. كل ذرة من الذرات المترابطة بالإلكترونات وبين الجدول 7 إضافة نوع خاصية الرابطة الكيميائية ونوعها باستعمال فرق السالبية الكهربية بين العناصر المتكونة للرابطة. ويكون فرق السالبية الكهربية بين ذرتين متساويين صفرًا — وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. ولأن العناصر المترابطة تساهمية غير قطبية أو تساهمية طرفية وهي السطلي. ولأن العناصر المختلفة لها قيم سالبية كهربية مختلفة. لذا V يوزع زوج إلكترونات الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة بالتساوي. وينتج عن عدم التساوي في التوزيع رابطة تساهمية قطبية (polar covalent bond). وعندما يكون هناك فرق كبير في السالبية الكهربية بين الذرات المترابطة، يميل الإلكترون V ذرة إلى آخرين مما يؤدي إلى تكون رابطة أيونية.

أحيانًا تكون الرابطة غير واضحة إذا كانت أيونية أو تساهمية. إذا كان فرق السالبية الكهربية هو 1.70، فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50% تساهمية وبنسبة 50% أيونية. ولذا زاد فرق السالبية الكهربية، زادت الخاصية الأيونية للرابطة. يشار إلى الروابط الأيونية عندما يكون فرق السالبية الكهربية أكبر من 1.70 ومع ذلك، لا يخلق هذا الحد التامض في بعض الأحيان مع ملاحظات المركبات التي يرتبط فيها الفلزان بقية الخصائص الشكل 21 مدى الرابطة الكيميائية بين ذرتين. ما نسبة أيونية الرابطة التي تنتج عن اتحاد ذرتين فرق السالبية الكهربية بينهما 12.00 وأن سيكون مكان LiBr على الرسم البياني؟

تُستدل من فهم النسب على ما نسبة أيونية الرابطة التساهمية المرفقة



الشكل 21 يوضح هذا الرسم البياني أن الفرق في السالبية الكهربية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الخاصية الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الأيونية فيها أكثر من 50%.

اختيار الرسم البياني حدد نسبة الأيونية لأقصى نسبة الكلاسيكي.

3.16 = Cl	السالبية الكهربية	مع δ ⁻
2.20 = H	السالبية الكهربية	
0.96 =	الفرق	



الشكل 22 قيمة السالبية الكهربية لتلك أعلى منها للهيدروجين. ولذلك ينجح زوج الإلكترونات المشتركة في الجزيء المحتوي على الهيدروجين والكلور ذرة من الزئبق مع ذرة الكلور غالبًا ما تكون أكبر منها مع ذرة الهيدروجين. وتستخدم الرموز لإبراز الشحنة الجزئية عند كل طرف من الجزيء. يمكن عدم تساوي المشاركة في زوج من الإلكترونات.

وزاري

12. بناءً على قيم السالبية الكهربية أناه ، ما نوع الرابطة الموجودة في المركب OF₂؟

العنصر	السالبية الكهربية
O	3.44
F	3.98

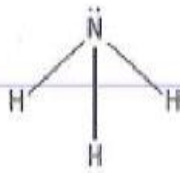
أ. فلزية
ب. أيونية
ج. تساهمية غير قطبية
د. تساهمية قطبية

3.98-3.44=0.54

يحدد الشروط التي يجب توافرها ليكون المركب الجزيئي قطبيًا

الشكل 23 ونص الكتاب

26. هل جزيء الأمونيا NH_3 الموضح بالشكل قطبي أم غير قطبي؟ برر إجابتك.




يكون شكل جزيء H_2O كما هو محدد من خلال نموذج VSEPR. منحنيًا بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية. كما هو موضح في الشكل 23a. ولأن روابط $H-O$ غير متناظرة في جزيء الماء، يكون لهذا الجزيء طرفان دافئان - أحدهما موجب والآخر سالب. لذا فهو مركب قطبي.

أما جزيء CCl_4 فهو رباعي الأوجه، لذا فهو متناظر. كما هو مبين في الشكل 23b. لذا يكون مقدار الشحنة الكهربائية من أي مسافة عن المركز مساويًا لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المعاكسة، ويكون مركز الشحنة السالبة على كل ذرة كلور. في حين يكون مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون، ولأن الشحنات الجزيئية متساوية - يكون جزيء CCl_4 غير قطبي. لاحظ أن الجزيئات المتناظرة عادة ما تكون غير قطبية. أما الجزيئات غير المتناظرة فتكون قطبية إذا كانت الروابط قطبية.

هل جزيء الأمونيا (NH_3) في الشكل 23c قطبي؟ لهذا الجزيء ذرة نيتروجين مركزية وثلاث ذرات هيدروجين طرفية. وله شكل هرم ثلاثي بسبب أزواج الإلكترونات غير المرتبطة التي توجد على ذرة النيتروجين. وباستخدام الشكل 20 نجد أن الفرق في السالبية الكهربائية بين الهيدروجين والنيتروجين يساوي 0.84، مما يجعل كل روابط $N-H$ تساهمية قطبية. إن توزيع الشحنات غير متساو لأن الجزيء غير متناظر. لذا يكون الجزيء قطبيًا.

قابلية ذوبان الجزيئات القطبية إن الخاصية الفيزيائية المعروفة بتأثيرية الذوبان هي قدرة المادة على الذوبان في مادة أخرى. ويحدد نوع الرابطة وشكل الجزيئات مدى التأثرية للذوبان. وعادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية. أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في المواد غير القطبية. كما هو موضح في الشكل 24.



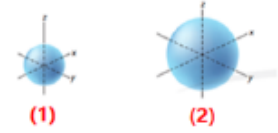
الشكل 24 الجزيئات التساهمية المتناظرة، مثل الزيت ومعظم المنتجات البترولية، جزيئات غير قطبية. وعادة ما تكون الجزيئات غير المتناظرة، مثل الماء، جزيئات قطبية. كما هو موضح في هذه الصورة. لا تختلط المواد القطبية وغير القطبية عادة.

ما وجه الاختلاف بين الأفلاك المعبئة أدناه؟

What is the difference between the orbitals shown below?

- I. Difference in shape
- II. Difference in the principle quantum number
- III. Difference in size

- I. الاختلاف في الشكل
- II. الاختلاف في رقم الكم الرئيس
- III. الاختلاف في الحجم



- A. فقط I فقط
 B. I أو II فقط
 C. II أو III فقط
 D. I أو III فقط

أسئلة مقترحة للبوئص

1. ما العناصر التي تُستخدم عادةً لصناعة رقاقات الحاسب والخلايا الشمسية؟

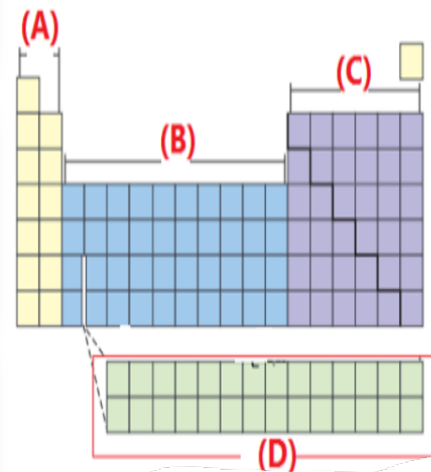
- أ. الفلزات
 ب. اللافلزات
 ج. أشباه الفلزات
 د. الغازات النبيلة

9- أي مما يأتي يُعد سبيكة فراغية؟

- أ. الفولاذ الكربوني (حديد وكربون)
 ب. الفضة الإسترلينية (فضة ونحاس)
 ج. النحاس الأصفر (خارصين ونحاس)
 د. البرونز (خارصين - نحاس - قصدير)

to the f-block in the following diagram?

أي منطقة تشير إلى المجمع f في الشكل الموضح أدناه؟



9. كم عدد الروابط التساهمية الأحادية التي يستطيع الكربون تكوينها؟

- أ. 1
 ب. 2
 ج. 3
 د. 4

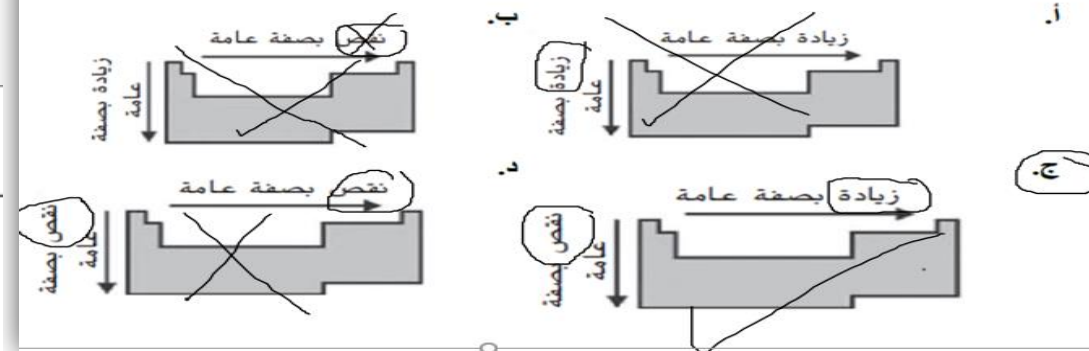
2- أي الآتي يُسبب تلون بلورات الكثير من المركبات الأيونية مثل الأحجار الكريمة بألوانها الزاهية؟

- أ. قوى التجاذب بين الأيونات
 ب. الترتيب المنتظم للأيونات في الشبكة البلورية
 ج. وجود فلزات انتقالية في الشبكات البلورية
 د. اختلاف حجم الأيونات الموجبة عن الأيونات السالبة

6. ما هي الخاصية الفيزيائية للمركبات الأيونية في حالتها الصلبة؟

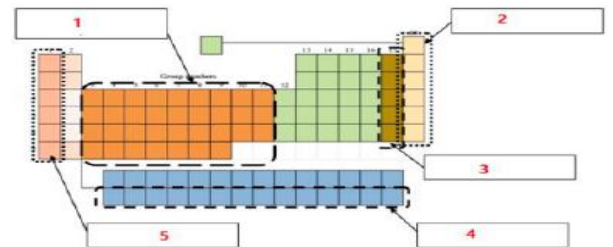
- أ. موصل جيد للكهرباء
 ب. قوى جذب ضعيفة بين الأيونات
 ج. درجة غليان منخفضة
 د. درجة انصهار عالية

3. أي مخطط مما يلي يصف تدرج السالبية الكهربية بشكل صحيح؟



What elements are represented by the region determined by number 1 in the figure below?

ما هي العناصر التي تمثلها المنطقة المشار إليها بالرقم 1 في الشكل أدناه؟



- A. Transition elements
 B. Representative elements
 C. Actinides
 D. Alkali metals
- A. العناصر الانتقالية
 B. العناصر الرئيسية
 C. الأكتينيدات
 D. الفلزات القلوية

