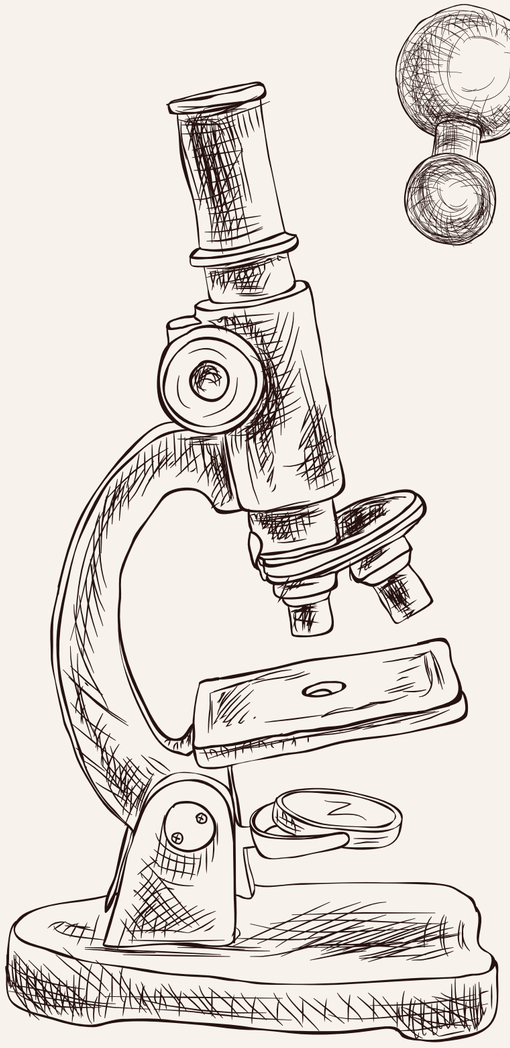
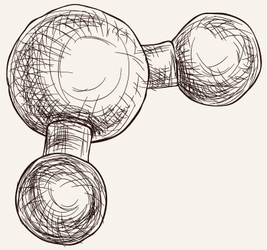
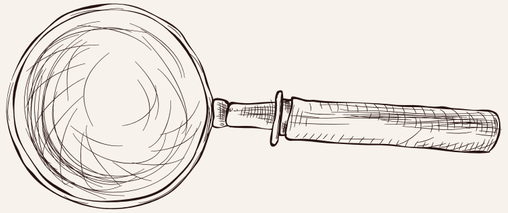
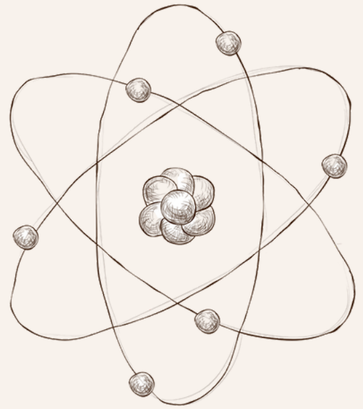


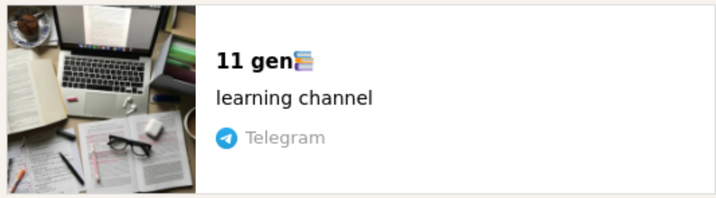


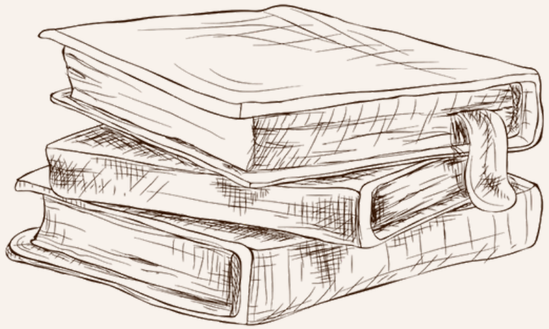




هيكل الكيمياء

الخطة (C101)





by.3alya

الوحدة الأولى

5 , 6	نص الكتاب • جدول 2	CHM.5.1.01.004.01 يوضح تطورات الجدول الدوري من مندليف حتى الجدول الدوري الحديث	1
	Textbook • table 2	CHM.5.1.01.004.01 Illustrate the development of the periodic table of Mendeleev to the modern periodic table	

جون نيولاندز في عام 1869، اقترح الكيميائي إنجليزي الأصل جون نيولاندز (1837–1898) مخططًا تنظيميًا للعناصر. لاحظ أنه عند ترتيب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية، تتكرر الخصائص في كل عنصر ثامن. ويُطلق على هذا النمط دورية لأنه يتكرر بطريقة معينة. وأطلق نيولاندز على العلاقة الدورية التي لاحظها في الخواص الكيميائية *قانون الثمانيات*، على اسم الثمانية الموسيقية والتي تتكرر فيها النوتات الموسيقية في النغمة الثامنة. يوضح **الشكل 1** كيف نظّم نيولاندز 14 عنصرًا من العناصر المعروفة في منتصف ستينيات القرن التاسع عشر. ولم يتم قبول قانون الثمانيات نظرًا لتعذر تطبيقه على جميع العناصر المعروفة. كما انتقد العلماء الآخرون كلمة *الثمانيات* انتقادًا لاذعًا لأنهم اعتقدوا أن التشبيه بالموسيقى أمر غير علمي. على الرغم من عدم قبول قانونه بشكل عام، إلا أن السنوات القليلة التي تلت ذلك أثبتت أن نيولاندز كان على صواب في الأساس الذي اختاره حيث تتكرر خواص العناصر بالفعل بطريقة دورية.

ماير ومندليف عام 1869، أثبت كل من عالِم الكيمياء الألماني لوثر ماير (1830–1895) وعالِم الكيمياء الروسي ديمتري مندليف (1834–1907) أن هناك علاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر. وحاز مندليف على شهرة أكثر من ماير؛ لأنه نشر مخططه التنظيمي أولًا. ولاحظ مندليف، كما لاحظ نيولاندز قبل عدة سنوات، أنه عند ترتيب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية، سيظهر نمط دوري في خواصها. وتمكن مندليف من تنظيم العناصر في جدول دوري عن طريق ترتيب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية في أعمدة تتضمن العناصر المتشابهة في خواصها. لاقى جدول مندليف الموضح في **الشكل 2** قبولًا كبيرًا حيث توقّع وجود عناصر لم تكن مكتشفة حينها وحدّد خواصها. وترك مندليف مساحات فارغة في الجدول للعناصر التي لم تُكتشف بعد. ومن خلال ملاحظة الاتجاهات في خواص العناصر المعروفة، تمكّن مندليف من توقع خصائص العناصر التي لم تكتشف آنذاك، مثل: السكانديوم والجاليوم والجرمانيوم.

https://t.me/lbinll

by.3alya

موزلي لم يكن جدول مندليف صحيحًا تمامًا. فبعد اكتشاف عدة عناصر جديدة وتحديد الكتل الذرية للعناصر المعروفة بدقة أكثر، أصبح واضحًا أن العديد من العناصر الموجودة في جدوله ليست في ترتيبها الصحيح. حيث أدى ترتيب العناصر حسب الكتلة إلى وضع الكثير منها في مجموعات عناصر ذات خواص مختلفة.

حدد عالِم الكيمياء الإنجليزي هنري موزلي (1887–1915) سبب هذه المشكلة عام 1913. ربما تذكر أن موزلي اكتشف أن ذرات كل عنصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات في النواة – عدد البروتونات يساوي العدد الذري للذرة. وبترتيب العناصر تصاعديًا حسب العدد الذري، تم حل مشكلات ترتيب العناصر في الجدول الدوري. نتج عن ترتيب موزلي للعناصر حسب العدد الذري نمطًا دوريًا واضحًا للخواص. ويُطلق على عبارة أنه يوجد تكرار دوري للخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عند ترتيبها تصاعديًا حسب العدد الذري اسم **القانون الدوري**.

الجدول 2 مساهمات في تصنيف العناصر

جون نيولاندز (1837–1898)
- رتبَ العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- لاحظَ تكرار الخواص كل ثمانية عناصر
- وضعَ قانون الثمانيات.

لوثر ماير (1830–1895)
- وضَّحَ العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتَّبَ العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية

ديمتري مندليف (1834–1907)
- وضَّحَ العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتَّبَ العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- توقعَ وجود العناصر غير المكتشفة وخواصها

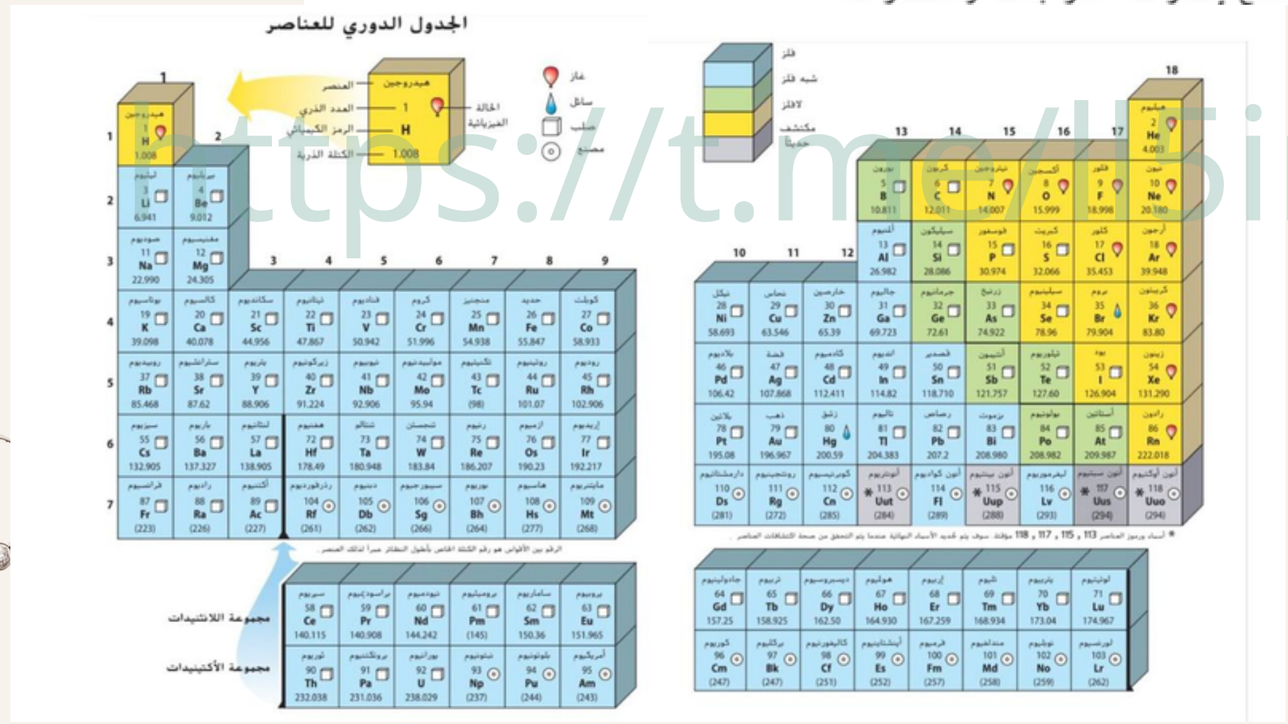
هنري موزلي (1887–1915)
- اكتشفَ أن الذرات تحتوي على عدد فريد من البروتونات يسمى العدد الذري
- رتَّبَ العناصر تصاعديًا حسب العدد الذري، والذي نتج عنه نمطًا دوريًا للخواص

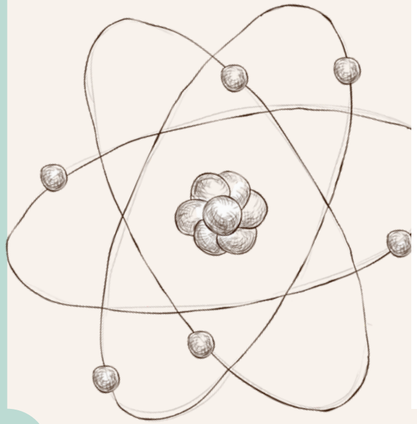
https://t.me/ll5inll

by.3alya

9 , 10	نص الكتاب	يتعرف موقع اللانثنيدات والأكتنيدات في الجدول الدوري موضحا بعض استخداماتها CHM 5.1.01.007	2
	Textbook	CHM 5.1.01.007 Identify the location of Lanthanides and Actinide in the periodic table while illustrating some of their uses	

الفلزات الانتقالية الداخلية والفلزات الانتقالية تنقسم العناصر الانتقالية إلى **فلزات انتقالية** و **فلزات انتقالية داخلية**. تقع مجموعتا الفلزات الانتقاليةِ الداخلية اللتان تُعرفان باسم **سلسلة اللانثينيدات وسلسلة الأكتنيدات**، بطول الجزء السفلي للجدول الدوري. وتُشكّل بقية العناصر في المجموعات من 3 إلى 12 الفلزات الانتقالية. تُستخدم عناصر من سلسلة اللانثينيدات على نطاق واسع، مثل الفوسفور، وهو مادة تبعث ضوءًا عند اصطدامها بالإلكترونات. ويُستخدم الفلز الانتقالي التيتانيوم لما يتميز به من قوة وخفة فى الوزن فى صنع إطارات الدراجات والنظارات.





https://t.me/Hsinll

by.3alya

16	مثال 1 • تطبيقات	يستخدم الترتيب الإلكتروني ورموز الغاز النبيل للعنصر (العدد الذري من 1 إلى 36) لتحديد موقع العنصر في الجدول الدوري (الدورة - المجموعة - المجمع) CHM.5.1.01.008.02	3
Example 1 • Applications	CHM.5.1.01.008.02 Use the electron configuration notation, orbital notation, and noble gas notation of an element (Z 1 - 36) to identify the location of an element in the periodic table (period, group and block)		

الترتيب الإلكتروني والجدول الدوري الترتيب الإلكتروني للسترونشيوم. الذي يُستخدم لصُنع الألعاب النارية الحمراء هو $[Kr]5s^2$ دون استخدام الجدول الدوري. حدد المجموعة والدورة والمجمع الخاصة بالسترونشيوم.

1 تحليل المسألة

لديك الترتيب الإلكتروني لعنصر السترونشيوم.

المعلوم

الترتيب الإلكتروني = $[Kr]5s^2$

المجهول

المجموعة = ؟

الدورة = ؟

المجمع = ؟

2 إيجاد القيمة المجهولة

يُشير s^2 إلى أنَّ إلكترونات التكافؤ لعنصر السترونشيوم تملأ المستوى الفرعي s. ولهذا يوجد عنصر السترونشيوم في المجموعة 2 للمجمع S.

بالنسبة إلى العناصر الرئيسة. يمكن أن تُشير إلكترونات التكافؤ إلى رقم المجموعة.

تُشير 5 في $5s^2$ إلى أن عنصر السترونشيوم في الدورة 5.

يُشير مستوى الطاقة الأعلى إلى رقم الدورة.

3 تقييم الإجابة

تم تطبيق العلاقات بين الترتيب الإلكتروني والموقع في الجدول الدوري تطبيقًا صحيحًا.

تطبيقات

8. دون استخدام الجدول الدوري. حدد المجموعة والدورة والمجمع لذرة لها الترتيب الإلكتروني التالي:

a. $[Ne]3s^2$ (الدورة الثالثة والمجموعة الثانية)

b. $[He]2s^2$ (الدورة الثانية والمجموعة الثانية)

c. $[Kr]5s^24d^{10}5p^5$ (الدورة الخامسة والمجموعة 17)

9. ما رموز العناصر التي لها ترتيبات إلكترونات التكافؤ التالية؟

a. s^2d^1 : الكترونات التكافؤ = 3 اذا اذا يوجد في المجموعة ال13 اذا جميع افراد المجموعة 13 في الجدول الدوري

b. s^2p^3 الكترونات التكافؤ = 5 الكترونات اذا يوجد في المجموعة ال15 اذا جميع افراد المجموعة ال15

c. s^2p^6 (الكترونات التكافؤ = 8 اذا هي المجموعة 18 اذا جميع افراد المجموعة ال18

10. **تحفيز** اكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية:

a. عنصر في المجموعة 2 وفي الدورة الرابعة

$Ca^{20}: 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2$

b. عنصر في المجموعة 12 وفي الدورة الرابعة

$Zn^{30}: 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^{10}$

c. غاز نبيل في الدورة الخامسة

$Xe^{54}: 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5S^2\ 4d^{10}\ 5P^6$

d. عنصر في المجموعة 16 وفي الدورة الثانية

$O: 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$

https://t.me/li5inli

by.3alya

4	CHM.5.1.01.009.06 يشرح الاتجاه الدوري لأنصاف الأقطار الذرية عبر دورة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار حتى اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	نص الكتاب • الأشكال 11 و 12 • مثال 2 • تطبيقات	17 , 18 , 19
	CHM.5.1.01.009.06 Explain the periodic trend of atomic radii across a period and down a group	Textbook • Figures 11 , 12 , Example 2 •Applications	

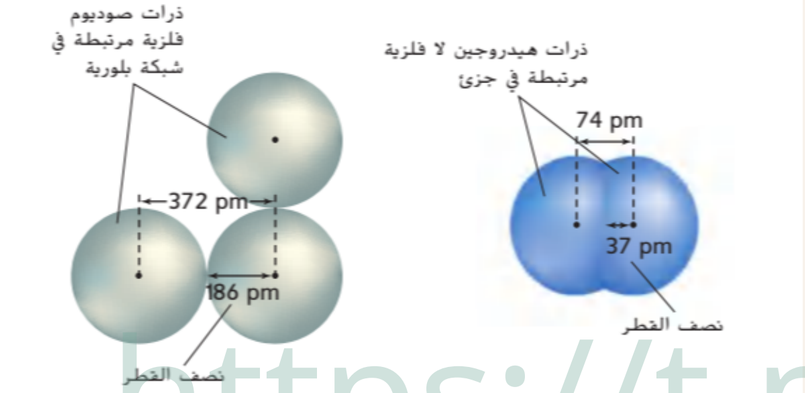
نصف القطر الذري

تتغير الكثير من خواص العناصر بطريقة يمكن توقعها، وهو ما يعرف باسم الاتجاه. أثناء الانتقال عبر دورة أو إلى أسفل خلال أي مجموعة. ويعد الحجم الذري أحد الخواص التي لها اتجاه دوري. وتتأثر أحجام الذرات بالترتيب الإلكتروني.

تذكّر أنَّ السحابة الإلكترونية التي تحيط بأي نواة ليس لها حافة محددة بوضوح. يُعرَّف الحد الخارجي للسحابة الإلكترونية بأنه السطح الكروي الذي تصل احتمالية وجود إلكترون بداخله إلى 90%. لكن لا يوجد هذا السطح بطريقة مادية كما في السطح الخارجي لكرة الجولف. ويحدد الحجم الذري بمدى قرب الذرة من ذرة مجاورة. ونظرًا لأن طبيعة الذرة المجاورة قد تختلف من مادة إلى أخرى، فقد يختلف حجم الذرة نفسها بعض الشيء من مادة إلى أخرى.

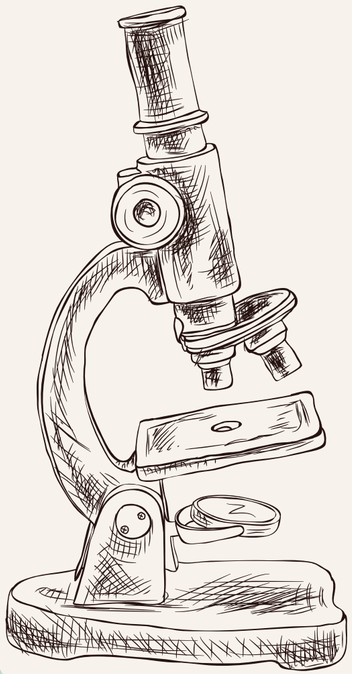
بالنسبة إلى الفلزات، مثل: الصوديوم، يُعرَّف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في الشكل البلوري للعنصر كما هو موضح في **الشكل 10**. بالنسبة إلى العناصر التي توجد عادةً في صورة جزيئات، مثل الكثير من اللافلزات، يُعرَّف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين مرتبطتين كيميائيًا معًا. ويوضح **الشكل 10** نصف القطر الذري لجزيء الهيدروجين اللافلزي ثنائي الذرة (H_2).

الشكل 10 تعتمد أنصاف الأقطار الذرية على نوع الروابط التي تشكلها الذرات.



يتم تحديد نصف قطر الذرة اللافلزية في الغالب من جزيء به ذرتين متماثلتين.

نصف قطر ذرة الفلز هو نصف المسافة بين ذرتين متجاورتين في البلورة.



https://t.me/ll5inll

by.3alya

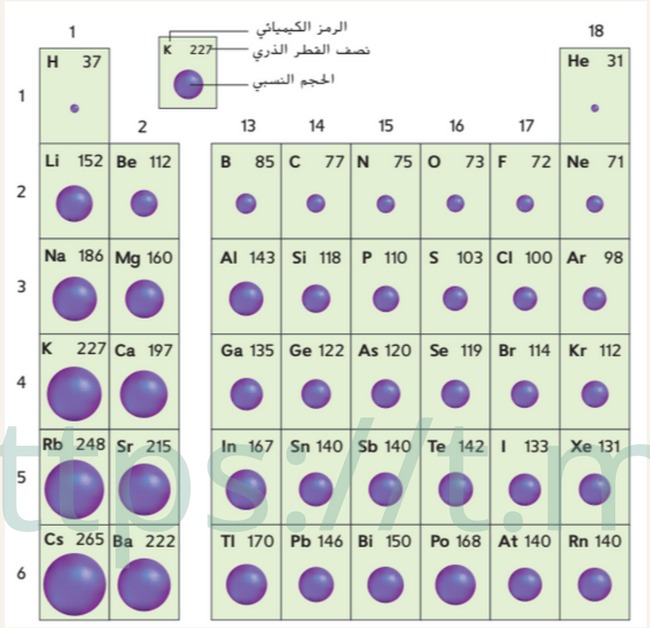
4	CHM.5.1.01.009.06 يشرح الاتجاه الدوري لأنصاف الأقطار الذرية عبر دورة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار على اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	نص الكتاب • الأشكال 11 و 12 • مثال 2 • تطبيقات	17 , 18 , 19
	CHM.5.1.01.009.06 Explain the periodic trend of atomic radii across a period and down a group	Textbook • figures 11 , 12 , Example 2 •Applications	

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

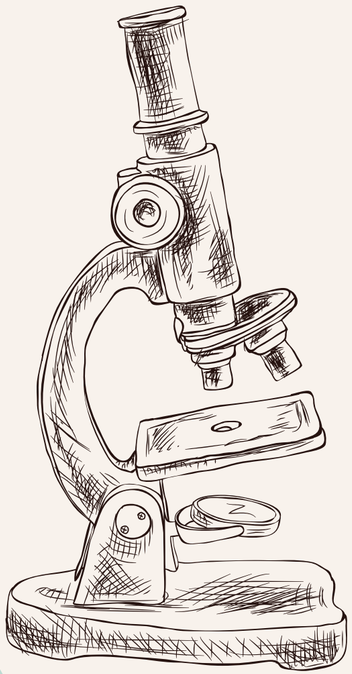
التأكد من فهم النص **ناقش** حقيقة كيف أن بقاء مستوى الطاقة الرئيس خلال أي دورة دون تغيير يفسّر التناقص في أنصاف الأقطار الذرية عبر أي دورة.

الاتجاهات خلال المجموعات بشكل عام تزداد أنصاف الأقطار الذرية مع الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. وتزيد شحنة النواة وتتم إضافة الإلكترونات إلى الأفلاك المتوافقة مع مستويات الطاقة الرئيسة الأعلى على التوالي. ومع ذلك، لا تسحب شحنة النواة المتزايدة الإلكترونات الخارجية تجاه النواة لجعل الذرة أصغر.

وبالانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة، يزداد حجم الفلك الخارجي مع زيادة مستوى الطاقة الرئيس؛ ولهذا، تصبح الذرة أكبر حجمًا. وزيادة حجم الفلك تعني أنَّ الإلكترونات الخارجية ستكون أبعد عن النواة. ويقلل ازدياد 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. يُلخّص **الشكل** 12 اتجاهات المجموعات والدورات.



الشكل 11 تختلف أنصاف الأقطار الذرية للعناصر الرئيسة، المتوفرة بالبيكو متر(10^{-12}m). عندما تنتقل من اليسار إلى اليمين عبر الدورة وإلى الأسفل عبر المجموعة.



الشكل 12 تقل أنصاف الأقطار الذرية بشكل عام مع الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة وتزيد عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

الاتجاهات في أنصاف الأقطار الذرية

https://t.me/lIl5inll

by.3alya

17 , 18 , 19	في الكتاب • الأشكال 11 و 12 • مثال 2 • تطبيقات	CHM.5.1.01.009.06 يشرح الاتجاه الدوري لأنصاف الأقطار الذرية عبر دورة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار حتى اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	4
	Textbook • Figures 11 , 12 , Example 2 •Applications	CHM.5.1.01.009.06 Explain the periodic trend of atomic radii across a period and down a group	

تفسير الاتجاهات في أنصاف الأقطار الذرية أي مما يلي له أكبر نصف قطر ذري: الكربون (C) أم الفلور (F) أم البيريليوم (Be) أم الليثيوم (Li)؟ أجب دون الرجوع إلى **الشكل 11**. اشرح إجابتك حسب الاتجاهات في أنصاف الأقطار الذرية.

1 تحليل المسألة

لديك أربعة عناصر. أولًا، حدد المجموعات والدورات التي توجد فيها العناصر. ثم طبّق الاتجاهات العامة في أنصاف الأقطار الذرية لتحديد العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري.

2 إيجاد القيمة المجهولة

من الجدول الدوري، نجد أن جميع العناصر موجودة في الدورة 2.

ترتيب العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورة هو Li وBe وC وF.

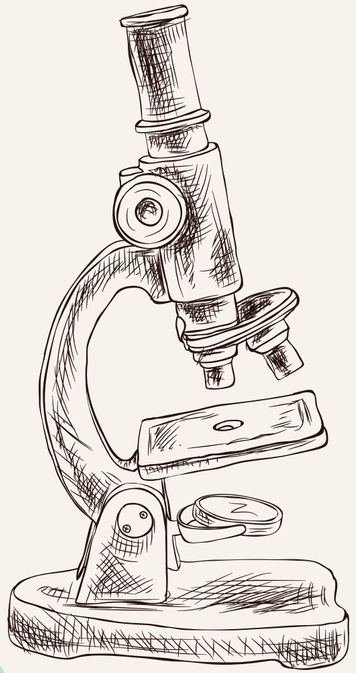
العنصر الأول في الدورة 2 وهو الليثيوم له أكبر نصف قطر.

3 تقييم الإجابة

تم تطبيق اتجاه الدورة في أنصاف الأقطار الذرية على الوجه الصحيح. وبمراجعة قيم أنصاف الأقطار في **الشكل 11**

حدد الدورات.

طبّق اتجاه أنصاف الأقطار المتناقصة عبر الدورة.



https://t.me/l15inll

by.3alya

4	CHM.5.1.01.009.06 يشرح الاتجاه الدوري لأنصاف الأقطار الذرية عبر دورة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار على اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	نعي الكتاب • الأشكال 11 و 12 • مثال 2 • تطبيقات	17 , 18 , 19
	CHM.5.1.01.009.06 Explain the periodic trend of atomic radii across a period and down a group	Textbook • Figures 11 , 12 , Example 2 •Applications	

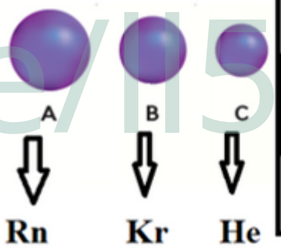
16. أي العناصر التالية له أكبر نصف قطر ذري: المغنيسيوم (Mg) أم السيليكون (Si) أم الكبريت (S) أم الصوديوم (Na)؟ وما الأصغر قطرًا؟

الاكبر نصف قطر = Mg

الاصغر نصف قطر = S

	Mg	Si	S
رقم الدورة	3	3	3
رقم المجموعة	2	14	16

17. يُظهِر الشكل على اليسار الهيليوم والكربيتون والرادون. أيها يمثل الكربيتون؟ وكيف يمكنك معرفة ذلك؟



	He	Kr	Rn
رقم الدورة	1	4	5
رقم المجموعة	18	18	18

18. إذا كان لديك عنصران غير معروفين، فهل يمكنك تحديد أيهما نصف قطره أكبر إذا علمت فقط أنَّ العدد الذري لأحد العنصرين أكبر من الآخر بمقدار 20؟ فسّر إجابتك.

نعم لان من المستحيل تواجد عنصرين الفرق بينهم 20 ويقعان في نفس الدورة

19. **تحدي** حدد أي العنصرين في كل زوج له نصف قطر ذري أكبر:

a. العنصر في الدورة 2 والمجموعة 1؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 18

b. العنصر في الدورة 5 والمجموعة 2؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 16

c. العنصر في الدورة 3 والمجموعة 14؛ أو العنصر في الدورة 6 والمجموعة 15

d. العنصر في الدورة 4 والمجموعة 18؛ أو العنصر في الدورة 2 والمجموعة 16

https://t.me/lisinll

by.3alya

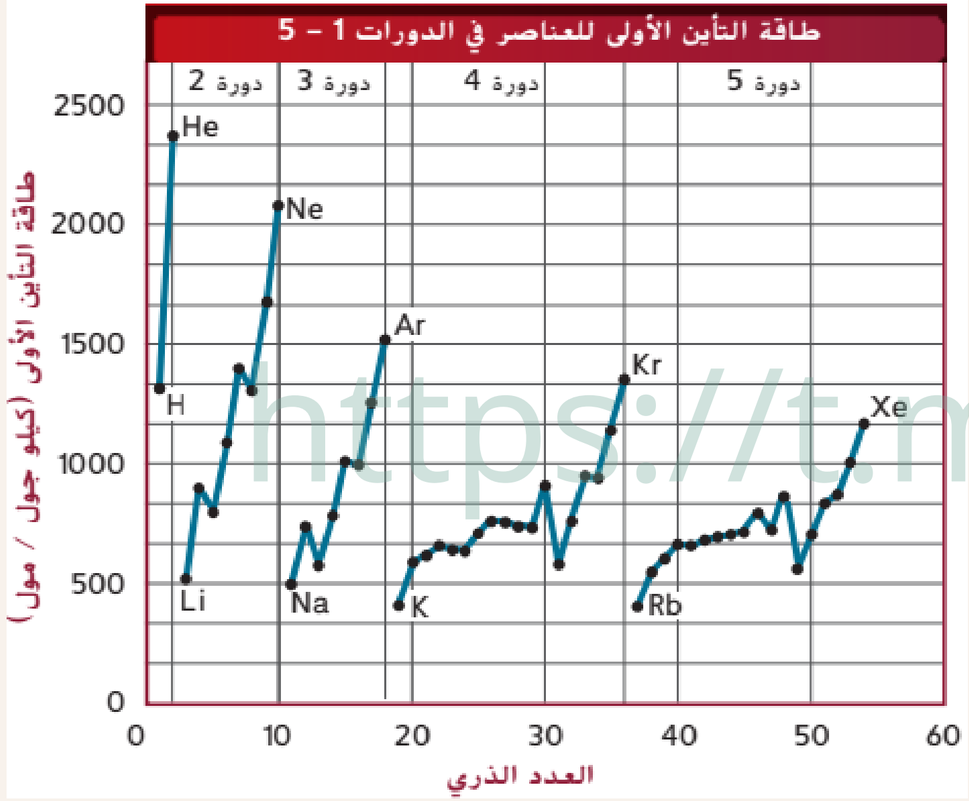
21 , 22	نص الكتاب • الشكل 16 • الجدول 5	CHM.5.1.01.009.10 يفسر الاتجاه الدوري لطاقة التأين الأولى عبر دورة ما (باستثناء الاستثناءات بين المجموعات 2 و 3، والمجموعات 5 و 6) ، ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار عبر اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	5
	Textbook •figure 16 • table 5	CHM.5.1.01.009.10 Explain the trend of first ionization energy across a period (Exceptions between Groups 2 & 3 and 5 & 6 are included), and down a group of the periodic table	

طاقة التأين

لتكوين أيون موجب، يجب إزالة إلكترون من الذرة المتعادلة. ويتطلب ذلك توفر طاقة. ونحتاج إلى هذه الطاقة للتغلب على قوة التجاذب بين الشحنة الموجبة للنواة والشحنة السالبة للإلكترون. تُعرَّف **طاقة التأين** بأنها الطاقة المطلوبة لإزالة إلكترون من ذرة في الحالة الغازية. على سبيل المثال، يلزم طاقة قدرها $8.64x10^{-19}$ 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 $8.64x10^{-19}$ جول. ينتج عن فقد الإلكترون تكوّن 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 تمسُّك نواة الذرة بإلكترونات تكافؤها. لذا تُشير قيمة طاقة التأين العالية إلى أن الذرة تتمسك بإلكتروناتها بقوة. ومن ثَمّ تقل احتمالية أن تكوّن 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 تكوّن 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.



الشكل 16 طاقات التأين الأولى للعناصر في الدورات من 1 إلى 5 موضحة كدالة للعدد الذري.

https://t.me/115inn

by.3alya

21 , 22	في الكتاب • الشكل 16 • الجدول 5	CHM.5.1.01.009.10 يفسر الاتجاه الدوري لطاقة التأين الأولى عبر دورة ما (باستثناء الاستثناءات بين المجموعات 2 و 3، والمجموعات 5 و 6) ، ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار عبر اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	5
	Textbook •figure 16 • table 5	CHM.5.1.01.009.10 Explain the trend of first ionization energy across a period (Exceptions between Groups 2 & 3 and 5 & 6 are included), and down a group of the periodic table	

تمثل كل مجموعة من النقاط المتصلة على الرسم البياني في **الشكل 16** العناصر الموجودة في الدورة. طاقات التأين لفلزات المجموعة 1 منخفضة، ولذا يحتمل أن تكوّن فلزات المجموعة 1(Li وNa وK وRb) أيونات موجبة. وطاقات تأين عناصر المجموعة 18 (He وNe وAr وKr وXe) مرتفعة، لذا لا تكوّن أيونات. ويمثل الترتيب الإلكتروني المستقر لغازات المجموعة 18 من تفاعلها الكيميائي بشكلٍ كبير.

إزالة أكثر من إلكترون بعد إزالة الإلكترون الأول من الذرة، يمكن إزالة إلكترونات إضافية. يُطلق على كمية الطاقة اللازمة لإزالة إلكترون ثانٍ من أيون +1 طاقة التأين الثانية ويُطلق على كمية الطاقة المطلوبة لإزالة إلكترون ثالث من أيون +2 طاقة التأين الثالثة، وهكذا. ويوضح **الجدول 5** طاقات التأين من الأولى إلى التاسعة لعناصر الدورة 2.

بمراجعة **الجدول 5** من اليمين إلى اليسار، ستعرف أن الطاقة اللازمة لكل عملية تأين تالية تزيد دومًا، لكن زيادة الطاقة لا يحدث بشكل منتظم. لاحظ أنه لكل عنصر، تزداد الطاقة اللازمة لعملية تأين معينة بشكل كبير. فعلى سبيل المثال، طاقة التأين الثانية لليثيوم (7300 kJ/mol) أكبر بكثير من طاقة التأين الأولى (520 kJ/mol). ويعني هذا أنه يحتمل أن تفقد ذرة الليثيوم إلكترون التكافؤ الأول لها لكن لا يُحتمل أن تفقد الإلكترون الثاني.

الجدول 5 طاقات التأين المتتالية لعناصر الدورة 2

العنصر	إلكترونات التكافؤ	طاقة التأين (kJ/mol)*								
		الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة	الثامنة	التاسعة
Li	1	520	7300	11,810						
Be	2	900	1760	14,850	21,010					
B	3	800	2430	3660	25,020	32,820				
C	4	1090	2350	4620	6220	37,830	47,280			
N	5	1400	2860	4580	7480	9440	53,270	64,360		
O	6	1310	3390	5300	7470	10,980	13,330	71,870	84,080	
F	7	1680	3370	6050	8410	11,020	15,160	17,870	92,040	106,430
Ne	8	2080	3950	6120	9370	12,180	15,240	20,000	23,070	115,380

إذا فحصت الجدول، ستلاحظ أن التأين الذي يحدث فيه الزيادة الكبيرة في الطاقة مرتبط بعدد إلكترونات تكافؤ الذرة. فالليثيوم له إلكترون تكافؤ واحد وتحدث الزيادة بعد طاقة التأين الأولى. ويُشكل الليثيوم أيون الليثيوم +1 الشائع بسهولة لكن لا يحتمل أن يُشكل أيون الليثيوم +2. تُبيّن الزيادة في طاقة التأين أن الذرات تتمسك بإلكتروناتها الأساسية الداخلية بقوة شديدة تفوق تمسكها بإلكترونات التكافؤ.

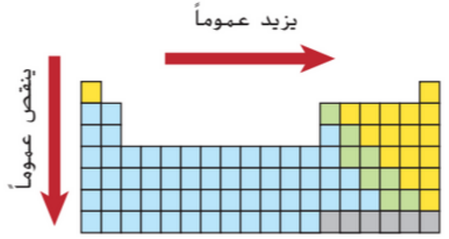
https://t.me/lisinil

by.3alya

21 , 22	نص الكتاب • الشكل 16 • الجدول 5	CHM.5.1.01.009.10 يشرح الاتجاه الدوري لطاقة التأين الأولى عبر دورة ما (باستثناء الاستثناءات بين المجموعات 2 و 3، والمجموعات 5 و 6) ، ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار عبر اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	5
	Textbook •figure 16 • table 5	CHM.5.1.01.009.10 Explain the trend of first ionization energy across a period (Exceptions between Groups 2 & 3 and 5 & 6 are included), and down a group of the periodic table	

الاتجاهات عبر الدورات كما هو موضح في **الشكل 16** ووفقًا للقيم الواردة في **الجدول 5**. تزيد طاقات التأين الأولى بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. وتؤدي زيادة شحنة النواة لكل عنصر تالٍ زيادة التمسك بإلكترونات التكافؤ.

الاتجاهات عبر المجموعات تقل طاقات التأين الأولى بشكل عام عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. ويحدث هذا التناقص في الطاقة بسبب زيادة الحجم الذري عند الانتقال إلى أسفل عبر المجموعة. وتقل الطاقة اللازمة لإبعاد إلكترونات التكافؤ عن النواة. يُلخِّص **الشكل 17** اتجاهات المجموعات والدورات في طاقات التأين الأولى.



الاتجاهات في طاقة التأين الأولى

الشكل 17 تزداد طاقات التأين بشكل عام من اليسار إلى اليمين في أي دورة وتقل عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

https://t.me/ll5lnll

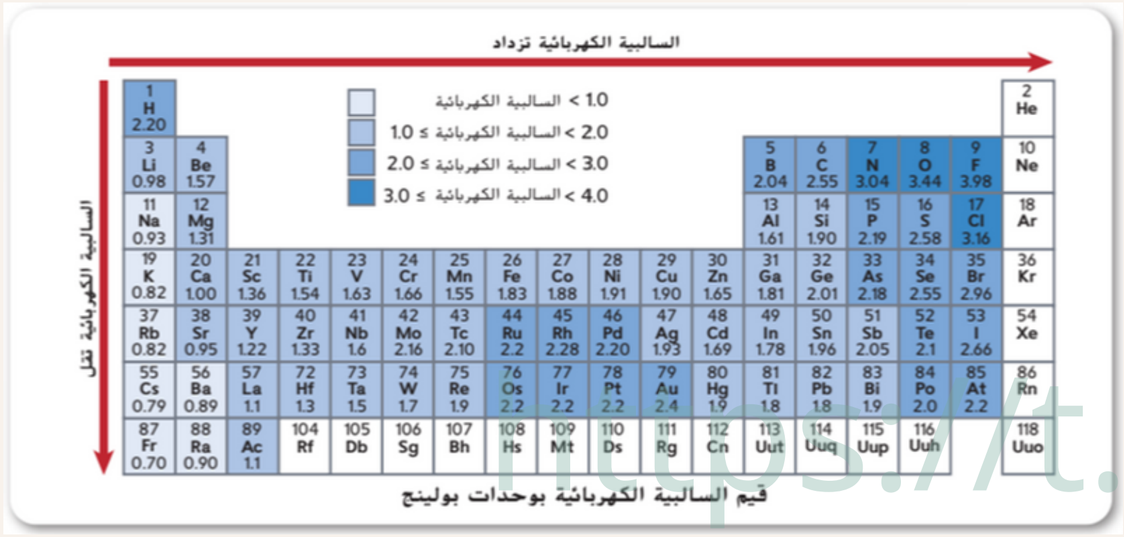
by.3alya

6	CHM.5.1.01.011.02 يشرح الاتجاه الدوري للسالبية الكهربائية عبر دورة ما ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار عبر اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	نص الكتاب • الشكل 18	24
	CHM.5.1.01.011.02 Explain the periodic trend of electronegativity across a period and down a group of the periodic table	Textbook • figure 18	

السالبية الكهربائية

تُشير **السالبية الكهربائية** للعنصر إلى القدرة النسبية لذراته على جذب الإلكترونات في رابطة كيميائية. وكما هو موضح في **الشكل** 18، تقل السالبية الكهربائية بشكل عام عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. يُشير **الشكل** 18 أيضًا إلى أن السالبية الكهربائية تزيد بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة.

يتم التعبير عن قيم السالبية الكهربائية بالقيمة العددية 3.98 أو أقل. ووحدات السالبية الكهربائية وحدات تقريبية يُطلق عليها بولينج على اسم العالِم الأمريكي لينوس بولينج (1901–1994). الفلور هو أعلى العناصر في السالبية الكهربائية وقيمتها 3.98. أما السيزيوم والفرانسيوم. فهما أقل العناصر في السالبية الكهربائية بقيمة تبلغ 0.79 و0.70. على التوالي. في الرابطة الكيميائية. تجذب الذرة ذات السالبية الكهربائية الكبيرة إلكترونات الرابطة بقوة شديدة. لاحظ أنه نظرًا لأن الغازات النبيلة تُكوّن عدد قليل من المركبات. فليس لها قيم سالبية كهربائية.

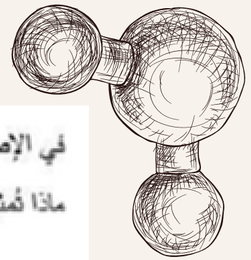


الشكل 18 يوضح قيم السالبية الكهربائية لمعظم العناصر. القيم معطاة بوحدات بولينج.

https://t.me/l15inll

by.3alya

اسئلة امتحانات سابقة و مراجعات على الوحدة الأولى



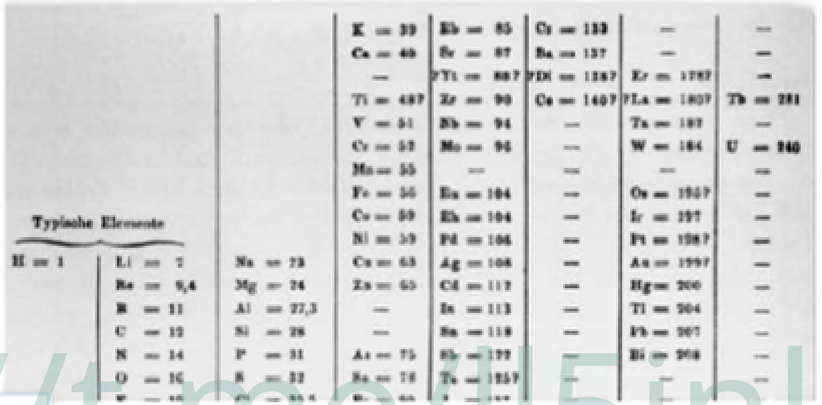
عناصر لم تكتشف بعد

In the first version of Mendeleev's table.

What did the empty spaces represent?

في الإصدار الأول من جدول مندليف.

ماذا تُمثل المساحات الفارغة ؟



Typische Elemente

H = 1	Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
	Be = 9,4	Mg = 24	Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
	B = 11	Al = 27,3	—	?Yt = 88?	?Di = 138?	?Er = 178?	—
	C = 12	Si = 28	?Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 140?	?La = 180?	Th = 231
	N = 14	P = 31	V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—
	O = 16	S = 32	Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
	F = 19	Cl = 35,5	Mn = 55	—	—	—	—
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—
			Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—
			Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—
			—	In = 113	—	Tl = 204	—
			—	Sn = 118	—	Pb = 207	—
			As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—
			Se = 78	Te = 125?	—	—	—

https://t.me/ll5inll

Which of the following is **not from** Mendeleev's contributions in the development of the periodic table?

A – The demonstration of the relation between the atomic mass and the elements' properties

B – The arrangement of elements according to their atomic mass ascending order

c – The prediction of the existence and properties of undiscovered elements

أي مما يأتي **ليست** من مساهمات مندليف في تطوير الجدول الدوري؟

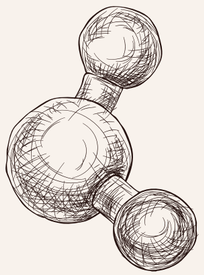
A – توضيحَ العلاقة بين الكتلة الذرية وخصائص العناصر

B – ترتيب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية

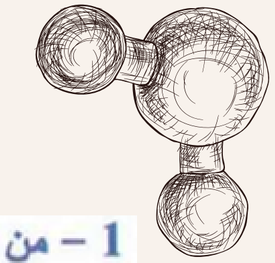
c – التنبؤ بوجود عناصر غير مكتشفة وخصائصها

D – ترتيب العناصر تصاعديًا حسب العدد الذري

ترتيب العناصر تصاعديًا
حسب العدد الذري



by.3alya



لافوازيه

1 – من هو العالم الذي صنف العناصر إلى أربع فئات الغازات والفلزات واللافلزات والعناصر الأرضية؟

نيولاندز ✍ مندليف ✍ لافوازييه ✍ موزلي ✍

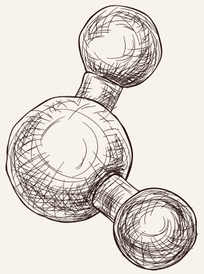
أي المركبات التالية يُعتبر استثناء من قاعدة الثمانية بسبب العدد الفردي من إلكترونات التكافؤ؟

Which of the following compounds is considered as an exception to the Octet Rule due to the odd number of valence electrons?

ClO_2

https://t.me/ll5inll

العنصر Element	Cl	O	P	Xe	B	H	F
عدد إلكترونات التكافؤ	7	6	5	8	3	1	7



by.3alya

4 – في أي مجمعات الجدول الدوري يقع العنصر ذو الترتيب الإلكتروني التالي؟ $[Kr]5s^2 4d^{10}$

s p d f

The electron configuration of sodium atom **Na** is: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

What is the correct electron configuration of sodium ion Na^+?

الترتيب الإلكتروني لذرة الصوديوم Na هي $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

ما الترتيب الإلكتروني الصحيح لأيون Na^+ ؟

.a $1s^2 2s^2 2p^6$

What is the group, period, and block of an element with the electron configuration [Ne] $3s^2 3p^4$?

ما المجموعة والدورة والمجمع التي ينتمي إليها عنصر توزيعه الإلكتروني هو [Ne] $3s^2 3p^4$؟

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.004
- CHM.5.1.01.009
- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.001
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.004
- CHM.5.1.02.008
- CHM.5.1.02.022
- CHM.5.1.02.023
- CHM.5.1.02.024

a. Group 16, period 3, block p

لمجموعة 16 والدورة 3 والمجمع p

العلامة: 4/4

المجمع ***** Q.17: ***** BONUS

Using the following electron configuration, $[Ar]\ 4s^2\ 3d^5$

In which block in the periodic table the elements is most likely found?

مستخدمًا الترتيب الإلكتروني التالي ،

ما المجمع في الجدول الدوري الذي يقع فيه العنصر ؟

.a Block s — المجمع s

.b Block p — المجمع p

.c Block d — المجمع d

.d Block f — المجمع f

العلامة: 5/5

Which of the following is the correct electron configuration of an element in group 2, and the fourth period?

أي مما يلي هو الترتيب الإلكتروني الصحيح لعنصر في المجموعة 2 وفي الدورة الرابعة؟

المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.01.008

.a $[He]2s^2 2p^2$

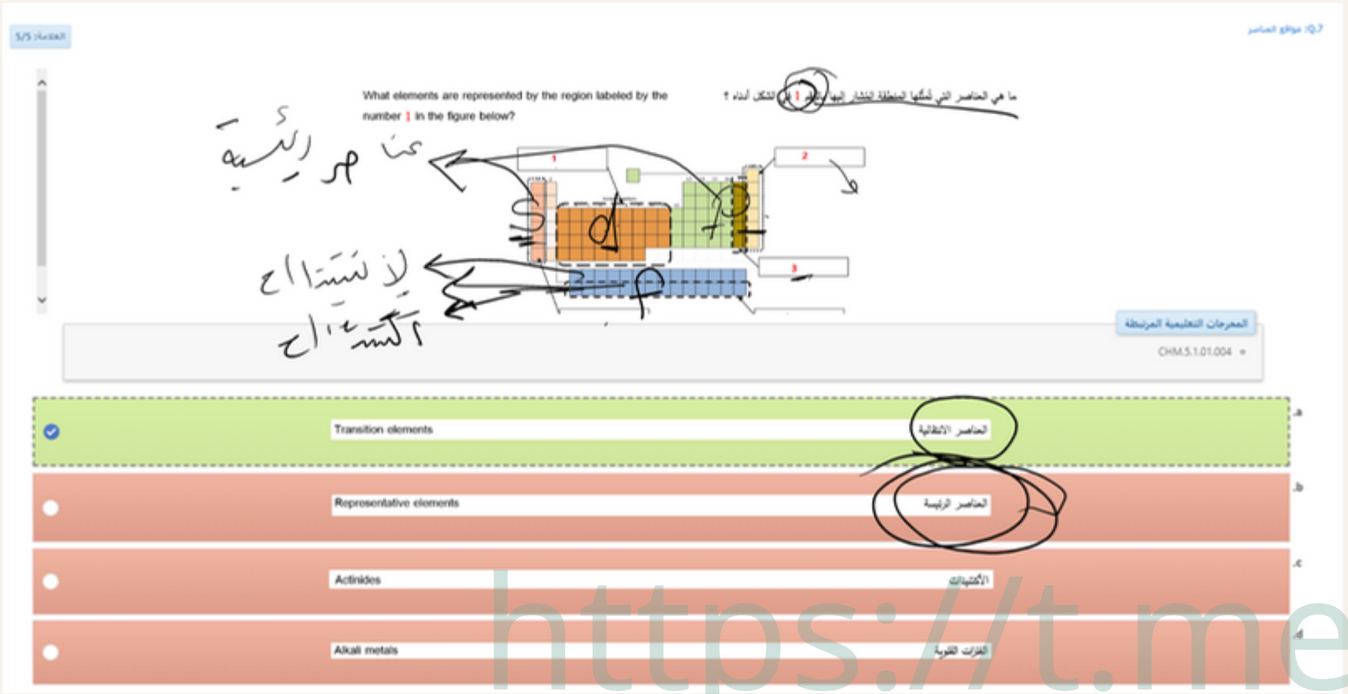
.b $[Ne]3s^2 3p^2$

.c $[Ar]4s^2$

.d $[Ar]4s^2\ 3d^2$

https://t.me/ll5inll

by.3alya



https://t.me/l15inll

2 – ما هي فئة العناصر التي تُستخدم عادة لصناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية بسبب قابليتها لتوصيل الكهرباء في ظروف معينة؟

اللافلزات | الغازات النبيلة | أشباه الفلزات | الفلزات

How do you compare the lattice energy of the compounds MgO and NaF?
طاقة الشبكة البلورية للمركبين MgO ، NaF ؟

Learning Outcomes Covered
CHM.5.1.01.011
CHM.5.1.01.013
CHM.5.1.01.014
CHM.5.1.02.001
CHM.5.1.02.002
CHM.5.1.02.004
CHM.5.1.02.008
CHM.5.1.02.022
CHM.5.1.02.023
CHM.5.1.02.024

a. The lattice energy of MgO is greater than that of NaF
طاقة الـ كة البلورية للمركب MgO أكبر منها للمركب NaF

by.3alya

The element zinc (Zn) has an atomic number = 30 and its electron configuration is: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. Which of the following is the pseudo-noble gas electronic configuration for this element's ion Zn^{2+}?

عنصر الخارصين (Zn) عدده الذري يساوي 30 وترتيبه الإلكتروني هو: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. أي مما يأتي هو الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل لأيون هذا العنصر Zn^{2+}؟

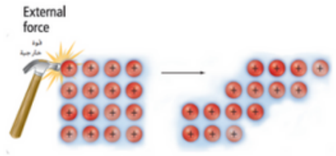
Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.009
- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.001
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.004
- CHM.5.1.02.008
- CHM.5.1.02.022
- CHM.5.1.02.023
- CHM.5.1.02.024

a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

What is the property of metals shown in the figure below?

ما خاصية الفلزات التي تتضح في الشكل أدناه؟



Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.001
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.004
- CHM.5.1.02.008
- CHM.5.1.02.022
- CHM.5.1.02.023
- CHM.5.1.02.024

a. Thermal and electrical conductivity — توصيل الحرارة والكهرباء

b. Hardness and strength — الصلابة والقوة

c. Malleability, ductility, and durability — قابلية الطرق والسحب والمتانة

3 – تتشابه خواص العناصر الموجودة في المجموعة نفسها لأنها:

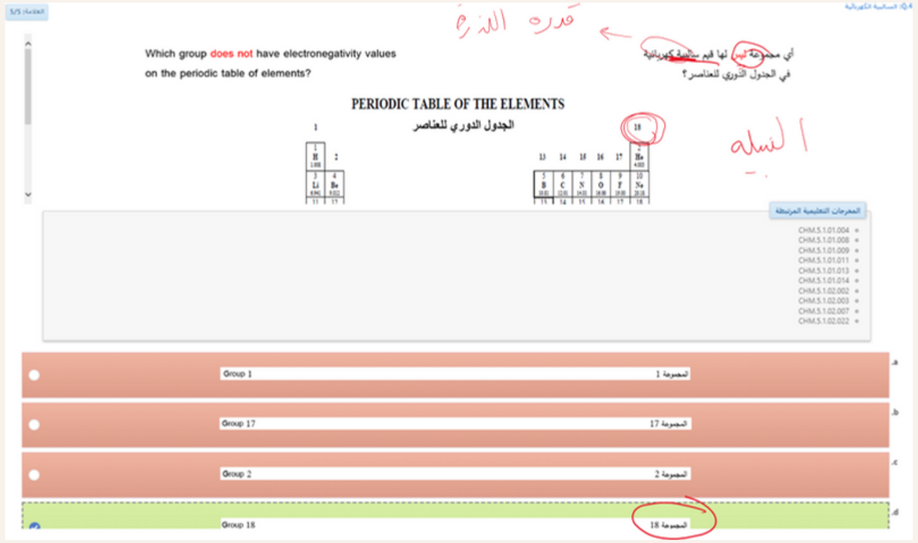
- لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ
- لها نفس عدد البروتونات
- تختلف في عدد إلكترونات التكافؤ
- تختلف في الدورة التي تقع فيها

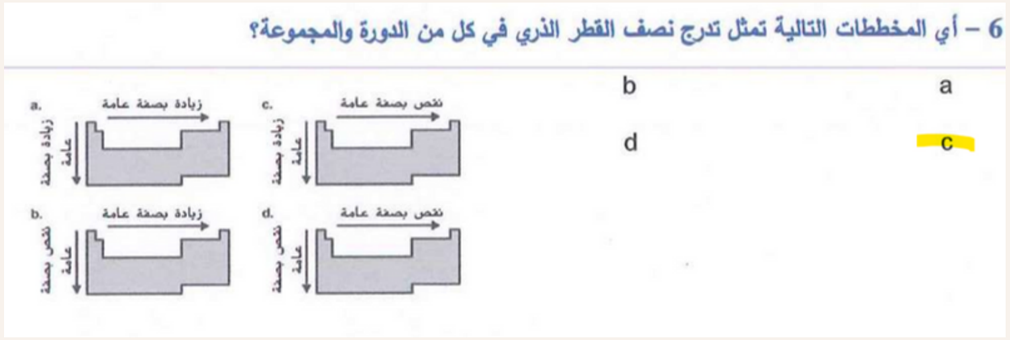
5 – ما الترتيب الإلكتروني الذي يُمثل عنصرًا له أعلى سالبية كهربائية؟

[Ne]$3s^2\ 3p^4$ [Ar]$4s^2\ 3d^3$ [Ne]$3s^2\ 3p^5$ [Ne]$3s^2\ 3p^3$

https://t.me/ll5inll

by.3alya

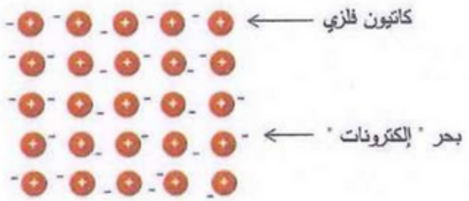




https://t.me/ll5inll

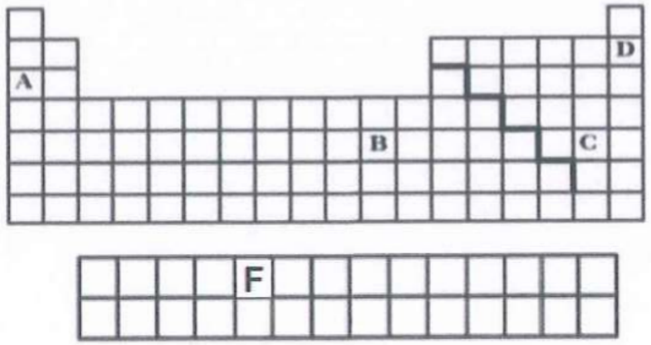
by.3alya

11 – من الشكل أدناه. لماذا تُعرف إلكترونات التكافؤ في ذرة عنصر فلزي بأنها بحر سالب من الإلكترونات؟



- لأن الإلكترونات تكون غير متموضعة (حرة)
- لأن الإلكترونات تنجذب إلى ذرة محددة
- لأن الإلكترونات لا تتحرك بحرية في البلورة
- لأن الإلكترونات تنجذب بقوة إلى أنوية الذرات

انظر المخطط التالي للجدول الدوري للعناصر. وأجب عما يليه من أسئلة:



17 – ما الرمز الذي يشير إلى مجموعة الهالوجينات؟ .....

18 – ما الرمز الذي يشير إلى مجموعة الغازات النبيلة؟.....

19 – ما الرمز الذي يشير إلى مجموعة الفلزات القلوية؟.....

20 – ما الرمز الذي يشير إلى سلسلة اللانثينيدات؟.....

21 – يوجد العنصر (B) في الدورة ..... والمجموعة .....

https://t.me/ll5inll

by.3alya

الوحدة الثانية

37 , 38	في الكتاب • الشكل 2	CHM.5.1.02.022.03 يصف كيفية تكوّن الأيونات (الأيونات الموجبة والسالبة) لتحقيق قاعدة الثمانية	7
	Textbook • figure 2	CHM.5.1.02.022.03 Describe how ions (cations and anions) form to fulfill the octet rule	

تكوين الأيون الموجب

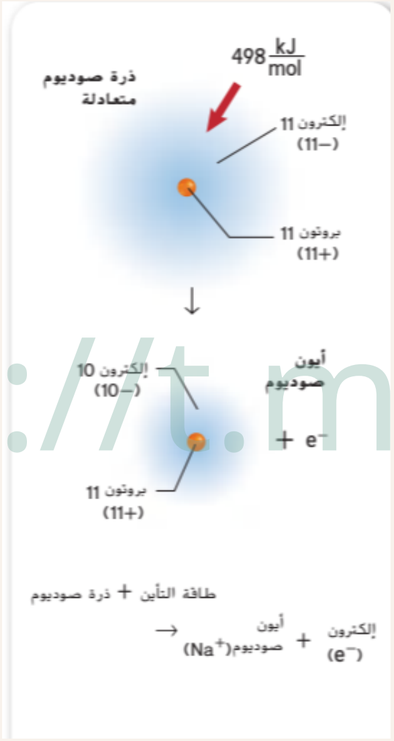
يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ للوصول إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. يُسمى الأيون موجب الشحنة **كاتيون**. لفهم تكوّن أي أيون موجب، قارن بين الترتيبات الإلكترونية للغاز النبيل النيون(العدد الذري 10) وفلز الصوديوم القلوي (العدد الذري 11).

ذرة النيون (Ne) $1s^2 2s^2 2p^6$

ذرة الصوديوم (Na) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

لاحظ أنّ ذرة الصوديوم تحتوي على إلكترون تكافؤ واحد في المستوى 3s؛ وهي تختلف عن النيون بإلكترون تكافؤ واحد عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الخارجي. يُصبح الترتيب الإلكتروني الناتج مماثلًا للنيون. يوضح **الشكل 2** كيف تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الخاص بها لتصبح كاتيون صوديوم.

بفقد الإلكترون، تكتسب ذرة الصوديوم الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر للنيون. ومن المهم أن تفهم أيضًا أنه على الرغم من أن الصوديوم له الآن الترتيب الإلكتروني للنيون، فالصوديوم لا يُعتبر مثل النيون. فهو أصبح أيون صوديوم بشحنة موجبة أحادية. ولا تزال الـ 11 بروتونًا التي تميّز الصوديوم على حالها داخل النواة.



الشكل 2 في تكوّن الأيون الموجب، تفقد الذرة المتعادلة إلكترونًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ. الذرة متعادلة لأنها تحتوي على عدد متساوٍ من البروتونات والإلكترونات؛ أما الأيون فيحتوي على عدد بروتونات أكبر من الإلكترونات وأيضًا شحنته موجبة.

الجدول 2 أيونات المجموعات 1 و2 و13

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
1	[غاز نبيل] ns^1	+1 عند فقد الإلكترون s^1
2	[غاز نبيل] ns^2	+2 عند فقد إلكتروني s^2
13	[غاز نبيل] ns^2np^1	+3 عند فقد إلكترونات s^2p^1

https://t.me/ll5inll

by.3alya

37 , 38	في الكتاب • الشكل 2 Textbook • figure 2	CHM.5.1.02.022.03 يصف كيفية تكوّن الأيونات (الأيونات الموجبة والسالبة) لتحقق قاعدة الثمانية CHM.5.1.02.022.03 Describe how ions (cations and anions) form to fulfill the octet rule	7

أيونات الفلزات الانتقالية تذكر أن الفلزات الانتقالية بوجه عام مستوى الطاقة الخارجي لها هو ns^2. وبالانتقال من اليسار إلى اليمين خلال أي دورة، تملأ ذرات كل عنصر المستوى الفرعي الداخلي d. عند تكوين أيونات موجبة، تفقد عادة الفلزات الانتقالية إلكتروني التكافؤ لها مكونة أيونات +2. ومع ذلك، يحتمل أن تُفقد أيضًا إلكترونات المستوى d. ولهذا، فإن الفلزات الانتقالية عادة ما تكون أيونات +3 أو أكبر، وفقًا لعدد الإلكترونات الموجودة في الترتيب الإلكتروني. ويصعب التنبؤ بعدد الإلكترونات التي ستفقد. على سبيل المثال، يكون الحديد (Fe) كلاً من الأيون Fe^{2+} وFe^{3+}. القاعدة المفيدة التي تُطبّق على هذه الفلزات تنص على أنها تكوّن أيونات بشحنة +2 أو +3.

https://t.me/lisinh

أيونات الفلزات ذرات الفلزات نشطة كيميائيًا؛ لأنها تفقد إلكترونات التكافؤ بسهولة. تُعتبر الفلزات الموجودة في المجموعة 1 و 2 هي أكثر الفلزات نشاطًا كيميائيًا في الجدول الدوري. على سبيل المثال، يكوّن البوتاسيوم والمغنسيوم، وهما عنصران في المجموعة 1 والمجموعة 2 على التوالي، أيونات K^+ و Mg^{2+} . تكوّن أيضًا بعض ذرات المجموعة 13 أيونات. يتم تلخيص الأيونات التي تتكوّن عن طريق ذرات الفلزات من المجموعة 1 و 2 و 13 في **الجدول 2**.

by.3alya

37 , 38	في الكتاب • الشكل 2 Textbook • figure 2	CHM.5.1.02.022.03 يصف كيفية تكوّن الأيونات (الأيونات الموجبة والسالبة) لتحقق قاعدة الثمانية CHM.5.1.02.022.03 Describe how ions (cations and anions) form to fulfill the octet rule	7

الجدول 3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
15	[غاز نبيل] ns^2np^3	3- عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	[غاز نبيل] ns^2np^4	2- عند اكتساب إلكترونين
17	[غاز نبيل] ns^2np^5	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. افحص **الشكل 4**. للحصول على ترتيب الغاز النبيل، يكتسب الكلور إلكترونًا واحدًا ويكوّن أيونًا بشحنة 1-. بعد اكتساب الإلكترون، يكون لأيون الكلوريد الترتيب الإلكتروني لذرة الأرجون.

ذرة الكلور (Cl) $1s^22s^22p^63s^23p^5$

ذرة الأرجون (Ar) $1s^22s^22p^63s^23p^6$

أيون الكلوريد (Cl^-) $1s^22s^22p^63s^23p^6$

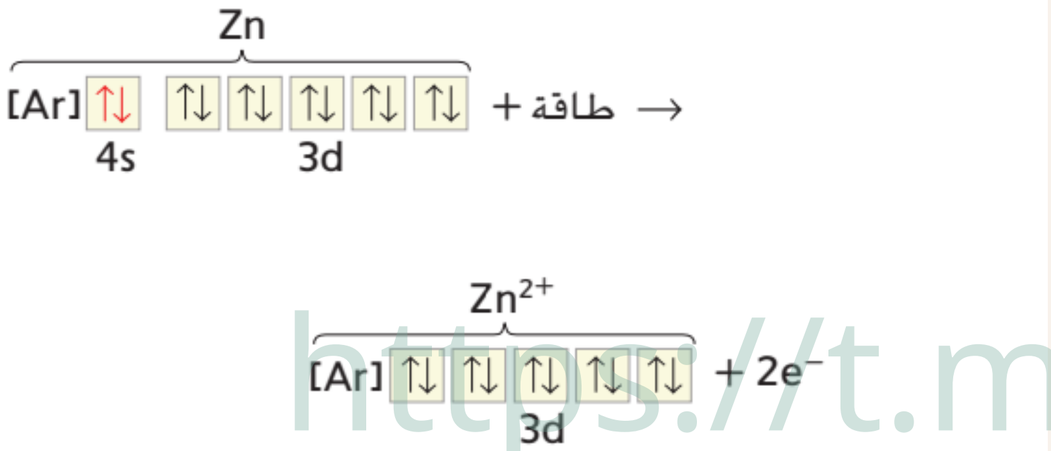
الأنيون هو أيون سالب الشحنة. لتسمية أي أنيون، تتم إضافة المقطع (-يد) *ide-* في نهاية اسم جذر العنصر. ولهذا، تُصبح ذرة الكلور أنيون كلوريد. ما هو اسم أنيون النيتروجين؟

https://t.me/l15inll

by.3alya

8	يكتب التراتب الإلكتروني ورمز الغاز النبيل وبنية لويس للكاتيونات والأنيونات المختلفة CHM.5.1.02.022.05	نص الكتاب	38
	CHM.5.1.02.022.05 Write the electron configuration notation, noble gas notation and Lewis structure of different anions and cations	Textbook	

الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل على الرغم من أن تحقيق قاعدة الثمانية هو الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا، يمكن أن توفر الترتيبات الإلكترونية الأخرى أيضًا الاستقرار. على سبيل المثال، تفقد العناصر في المجموعة 11 إلى 14 لتكوّن مستوى طاقة خارجي يحتوي على المستويات الفرعية s وp و d. ويُشار إلى هذه الترتيبات الإلكترونية المستقرة نسبيًا بترتيبات الغازات شبه النبيلة. يوضح **الشكل 3** أن لذرة الخارصين الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. عند تكوين أيون، تفقد ذرة الخارصين إلكتروني المستوى 4s في مستوى الطاقة الخارجي وينتج عن ذلك الترتيب المستقر $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ ويسمى الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل.



عندما يُفقد إلكترونا التكافؤ الموجودان في المستوى 4s، يتم الوصول إلى ترتيب الغاز شبه النبيل الذي يتألف من المستويات الفرعية الممتلئة s وp وd. لاحظ أنّ المستويات الفرعية 3s و3p موجودة كجزء من ترتيب [Ar] .

https://t.me/li5inl

by.3alya

20	OHM.5.1.02.022.08 يفسر الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية مثل درجات الانصهار والتوصيل الكهربائي (عندما تكون في الحالة الصلبة - أو منصهرة - أو مذابة في محلول)	نص الكتاب	44 ,45
	OHM.5.1.02.022.08 Explain the physical properties of ionic compounds as melting point and boiling point, conductivity when solid, molten or aqueous, and its solubility in water	Textbook	

الخصائص الفيزيائية تُعتبر درجة الغليان والانصهار والصلابة من الخصائص الفيزيائية للمادة التي تعتمد على مدى قوة تجاذب الجسيمات التي تكون المادة بعضها مع بعض. وثمة خاصية أخرى – وهي قدرة المادة على توصيل الكهرباء – تعتمد على وفرة الجسيمات المشحونة التي تتحرك بحرية. والأيونات عبارة عن جسيمات مشحونة ومن ثمَّ فإن قدرتها على الحركة بحرية من عدمها يحدد إذا ما كان المركَّب الأيوني يوصل الكهرباء أم لا. في الحالة الصلبة، تكون الأيونات الموجودة في المركَّب الأيوني مقيدة في أماكنها بفعل قوى التجاذب الكبيرة. ونتيجة لذلك لا توصل المواد الصلبة الأيونية الكهرباء.

https://t.me/ll5inll

by.3alya

41 , 42	في الكتاب + الجدول 4 + تطبيقات	يستخدم الرابط الإلكتروني ونموذج لويس (التمثيل النقطي للإلكترون) لتفسير كيف تتحد العناصر من مجموعات مختلفة لتكوين مركبات أيونية وبين حركة الإلكترونات OHM.5.1.02.022.07	9
	Textbook + table 5 + Applications	OHM.5.1.02.022.07 Use the electron configuratin and Lewis diagram (electron-dot structure) to explain how elements from the periodic groups combine to form an ionic compound and illstrate the electrons transfer	

الشحنات وتكوّن المركَّبات الأيونية

ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركَّبات الأيونية؟ للإجابة عن هذا السؤال، تفحص 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 $[He]2s^22p^5$، 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.

$$1\ \text{Ca}\ \cancel{\text{ion}}\left(\frac{2+}{\text{Ca}\ \cancel{\text{ion}}}\right) + 2\ \text{F}\ \cancel{\text{ions}}\left(\frac{1-}{\text{F}\ \cancel{\text{ion}}}\right) = (1)(2+) + (2)(1-) = 0$$

وكما ترى فإن الشحنة الكلية لوحدة واحدة من فلوريد الكالسيوم (CaF_2) تساوي صفرًا.

الجدول 4 يلخص طرائق متعددة يمكن بها تمثيل تكوّن مركَّب 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 المركَّب المتعادل المتكوّن أكسيد الألمنيوم (Al_2O_3).

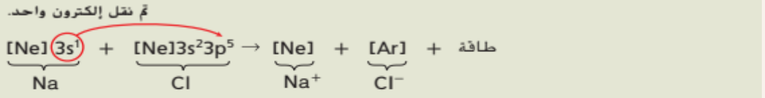
$$2\ \text{Al}\ \cancel{\text{ions}}\left(\frac{3+}{\text{Al}\ \cancel{\text{ion}}}\right) + 3\ \text{O}\ \cancel{\text{ions}}\left(\frac{2-}{\text{O}\ \cancel{\text{ion}}}\right) = 2(3+) + 3(2-) = 0$$

الجدول 4 تكوين كلوريد الصوديوم

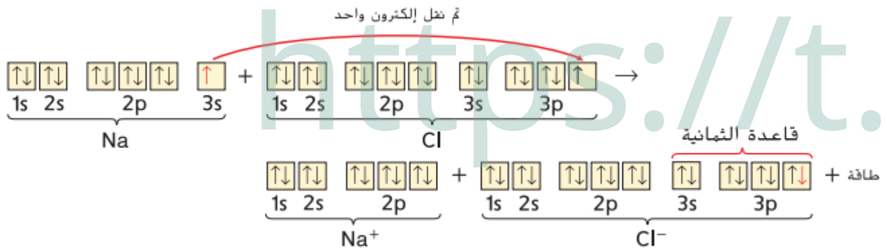
المعادلة الكيميائية

$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- +$ طاقة

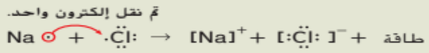
الترتيبات الإلكترونية



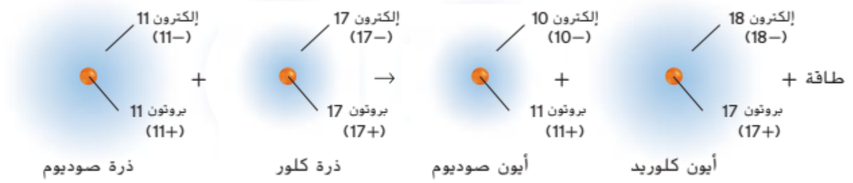
الترميز الفلكي



الترميز النقطي للإلكترونات



النماذج الذرية



https://t.me/lisinll

by.3alya

41 , 42	في الكتاب + الجدول 4 + تطبيقات	يستخدم الرابط الإلكتروني ونموذج لويس (التمثيل النقطي للإلكترون) لتفسير كيف تتحد العناصر من مجموعات مختلفة لتكوين مركبات أيونية ويبين حركة الإلكترونات OHM.5.1.02.022.07	9
	Textbook + table 5 + Applications	OHM.5.1.02.022.07 Use the electron configuratin and Lewis diagram (electron-dot structure) to explain how elements from the periodic groups combine to form an ionic compound and illstrate the electrons transfer	

خصائص المركَّبات الأيونية

تحدِّد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه. بالنسبة إلى المركَّبات الأيونية. تكوّن الروابط الأيونية بنية تركيبية فريدة لا تشبه تلك التي تكونها المركَّبات الأخرى. تساهم البنية التركيبية للمركَّبات الأيونية في طبيعة خصائصها الفيزيائية

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

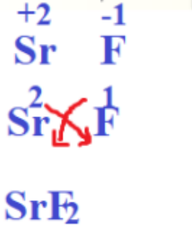
تطبيقات

اشرح كيفية تكوين المركب الأيوني من هذه العناصر.

7. الصوديوم والنيتروجين

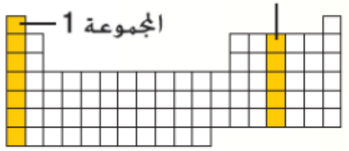
8. الليثيوم والأكسجين

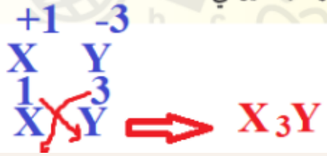
9. السترونشيوم والفلور



10. الألمنيوم والكبريت

11. **تحدي** اشرح كيف تتحد العناصر في المجموعتين المجموعة 15 والمجموعة 1 الموضّحتين في الجدول الدوري المبين على اليسار لتكوين مركَّب أيوني.





https://t.me/ll5inll

by.3alya

46 , 47	نص الكتاب + الجدول 6 Textbook + table 6	وصف العلاقة بين طاقة الشبكة وشحنة الأيونات CHM.5.1.02.022.15 ، وصف العلاقة بين طاقة الشبكة وحجم الأيونات CHM.5.1.02.022.15 CHM.5.1.02.022.15 Describe the relationship between lattice energy and the charge of ions CHM.5.1.02.022.16 Describe the relationship between lattice energy and the ionic size of ions	10

الطاقة والرابطة الأيونية

تُمتص الطاقة أو تُطلق أثناء التفاعل الكيميائي. في حالة امتصاص الطاقة أثناء التفاعل الكيميائي، يكون التفاعل ماصًا للحرارة. وفي حالة إطلاق الطاقة، يكون التفاعل طاردًا للحرارة.

وتكون دائمًا عملية تكون المركَّبات الأيونية من أيونات موجبة وأيونات سالبة عملية طاردة للحرارة. تكوِّن قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة نظامًا أكثر استقرارًا حيث تكون طاقته أقل من طاقة الأيونات المفردة. وفي حالة امتصاص كمية الطاقة المُطلقة خلال تكون الرابطة، تنكسر الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والأيونات السالبة بعضها مع بعض.

طاقة الشبكة نظرًا لأن الأيونات في المركَّبات الأيونية تترتب في شبكة بلورية، فإن الطاقة المطلوبة لفصل مول واحد من الأيونات وأي مركَّب أيوني تسمى "**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. وتكوِّن الأيونات الأصغر مركَّبات ذات شحنات أيونية متقاربة المسافة كثيرًا. ونظرًا لأن القوة الإلكتروستاتيكية للتجاذب. بين الشحنات المتضادة تزداد كلما قلت المسافة بين الشحنات، فإن الأيونات الصغيرة تنتج قوى تجاذب. كبيرة بين الأيونات وتكون الطاقة الشبكية كبيرة. فعلى سبيل المثال، طاقة الشبكة البلورية لمركَّب كلوريد الليثيوم أكبر من تلك الموجودة في مركَّب كلوريد البوتاسيوم؛ نظرًا لأن أيون الليثيوم أصغر من أيون البوتاسيوم.

الجدول 6 طاقات الشبكة البلورية لبعض المركَّبات الأيونية

المركَّب	طاقة الشبكة البلورية (*kJ/mol*)	المركَّب	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

تتأثر أيضًا قيمة طاقة الشبكة البلورية بشحنة الأيون. الرابطة الأيونية التي تتكون من تجاذب أيونات ذات شحنة موجبة أو سالبة كبيرة يكون لها طاقة شبكة بلورية كبيرة. فمثلًا طاقة الشبكة البلورية للمركب MgO أكبر أربع مرات من تلك الموجودة في NaF؛ نظرًا لأن شحنة الأيونات في MgO أكبر من شحنة الأيونات في NaF. تبلغ قيمة طاقة الشبكة البلورية لمركب $SrCl_2$ قيمة متوسطة بين MgO وNaF؛ نظرًا لأن $SrCl_2$ يتكون من أيونات بشحنات عالية و منخفضة.

☑ **التأكد من فهم النص** **لخص** الشحنات الموجودة على كل أيون في المركَّبات الأيونية التالية : MgO, NaF, $SrCl_2$.

الجدول 6 يعرض طاقات الشبكة البلورية لبعض المركَّبات الأيونية. افحص طاقات الشبكة البلورية لـ RbF و KF. نظرًا لأن K^+ له قطر أيوني أقل من Rb^+، يكون لـ KF طاقة شبكة بلورية أكبر من RbF. وهذا يؤكد على أن طاقة الشبكة البلورية مرتبطة بحجم الأيون. الآن تفحص في طاقات الشبكة البلورية لـ $SrCl_2$ وAgCl. كيف توضح العلاقة بين طاقة الشبكة البلورية وشحنة الأيونات الداخلة في العملية؟

https://t.me/l15irll

by.3alya

11	يُسمي مركّبًا أيونيًا يحتوي على أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات(متضمنة أيونات الأكسجينية) CHM.5.1.01.013.01 يكتب الصيغة الكيميائية لمركب أيوني مكون من أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات CHM.5.1.01.013.02	ص الكتاب • أمثلة 1 و 2 • تطبيقات • الجدول 9	49 , 50 , 51
	CHM.5.1.01.013.01 Write the chemical name of an ionic compound containing monoatomic and polyatomic ions (including oxyanions) CHM.5.1.01.013.02 Write the chemical formula (using the stock method) of an ionic compound containing monoatomic and polyatomic ions	Textbook • Examples 1 , 2 • Applications • table 9	

أعداد التأكسد تُعرّف شحنة الأيون الأحادي الذرة بعدد التأكسد، أو حالة الأكسدة. وكما يوضّح **الجدول 8**، فإن معظم الفلزات الانتقالية وفلزات المجموعتين 13 و14 لها أكثر من شحنة أيونية ممكنة. وتجدر الإشارة هنا إلى أن الشحنات الأيونية الموضحة في **الجدول 8** هي الشحنات الأكثر شيوعًا وليست الوحيدة الممكنة.

يساوي عدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني عدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة من الذرة لتكوين الأيون. على سبيل المثال، تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا وينتقل إلى ذرة الكلور لتكون كلوريد الصوديوم، مما ينتج عنه Na^+ وCl^-. لذا فإن عدد تأكسد الصوديوم في المركب هو +1. حيث انتقل إلكترون واحد من ذرة الصوديوم. ونظرًا لانتقال إلكترون واحد إلى ذرة الكلور، فإن عدد التأكسد لها يُصبح -1.

صيغ المركبات الأيونية الثنائية عند كتابة الصيغة الكيميائية لأي مركب أيوني، يُكتب غالبًا رمز الكاتيون في الأول متبوعًا برمز الأنيون. وتوضع أرقام سفلية على يمين الرمز لتمثيل عدد أيونات العنصر في المركب الأيوني. وإذا لم يُكتب رقم سفلي بجوار الرمز، فإننا نعتبر أن عدد الأيونات 1. ويمكنك استخدام أعداد التأكسد لكتابة صيغ المركبات الأيونية. تذكر أن المركبات الأيونية ليس لها شحنة. لذا عند جمع حاصل ضرب أعداد التأكسد لكل أيون في عدد أيوناته الموجودة في وحدة الصيغة، يجب أن يكون الناتج صفرًا.

افترض أنك تريد معرفة الصيغة لوحدة صيغة واحدة للمركب الذي يحتوي على أيونات الصوديوم والفلور. ابدأ بكتابة رمز وشحنة كلا العنصرين Na^+ وF^-. على أن تبيّن نسبة الأيونات في وحدة الصيغة أن عدد الإلكترونات التي يفقدها الفلز يساوي عدد الإلكترونات الذي يكتسبها اللافلز. ويحدث هذا عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا ينتقل إلى ذرة الفلور؛ فتصبح وحدة الصيغة NaF.

الجدول 8 أيونات فلزية أحادية الذرة

المجموعة	الأيونات الشائعة
3	Sc^{3+}، Y^{3+}، La^{3+}
4	Ti^{2+}، Ti^{3+}
5	V^{2+}، V^{3+}
6	Cr^{2+}، Cr^{3+}
7	Mn^{2+}، Mn^{3+}، Tc^{2+}
8	Fe^{2+}، Fe^{3+}
9	Co^{2+}، Co^{3+}
10	Ni^{2+}، Pd^{2+}، Pt^{2+}، Pt^{4+}
11	Cu^{+}، Cu^{2+}، Ag^{+}، Au^{+}، Au^{3+}
12	Zn^{2+}، Cd^{2+}، Hg_2^{2+}، Hg^{2+}
13	Al^{3+}، Ga^{2+}، Ga^{3+}، In^{+}، In^{2+}، In^{3+}، Tl^{+}، Tl^{3+}
14	Sn^{2+}، Sn^{4+}، Pb^{2+}، Pb^{4+}

https://t.me/115inn

by.3alya

11	يُسمى مركّبًا أيونيًا يحتوي على أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات(متضمنة أيونات أكسجينية) CHM.5.1.01.013.01 يكتب الصيغة الكيميائية لمركب أيوني مكون من أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات CHM.5.1.01.013.02	تمي الكتاب • أمثلة 1 و 2 • تطبيقات • الجدول 9	49 , 50 , 51
	CHM.5.1.01.013.01 Write the chemical name of an ionic compound containing monoatomic and polyatomic ions (including oxyanions) CHM.5.1.01.013.02 Write the chemical formula (using the stock method) of an ionic compound containing monoatomic and polyatomic ions	Textbook • Examples 1 , 2 • Applications • table 9	

مثال 1

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة للمركب الأيوني المكوّن من البوتاسيوم والأكسجين.

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من أيوني الأكسجين والبوتاسيوم. وصيغة هذا المركب مجهولة. نبدأ أولًا بكتابة رمز كل أيون في المركب وعدد تأكسده. يوجد البوتاسيوم من المجموعة 1 لذا يكوّن أيونًا شحنته +1. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16 لذا يكوّن أيونًا شحنته -2.

$$O^{2-} \qquad K^{+}$$

ولأن الشحنات غير متساوية، فإنه وضع رقم صغير أسفل يمين كل رمز، لتحديد نسب عدد الأيونات الموجبة إلى عدد الأيونات السالبة.

2 إيجاد القيمة المجهولة

تفقد ذرة البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا، في حين تكتسب ذرة الأكسجين إلكترونين. فإذا اتحدا بنسبة واحد إلى واحد، فإن عدد الإلكترونات المفقودة من البوتاسيوم لن تساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من الأكسجين. ولذا، فإننا بحاجة إلى أيونين من البوتاسيوم لكل أيون من الأكسجين. فتصبح الصيغة K_2O.

3 تقييم الإجابة

الشحنة الكلية للمركب تساوي صفرًا.

$$2\ \cancel{\text{K ions}}\left(\frac{1+}{\cancel{\text{K ion}}}\right) + 1\ \cancel{\text{O ion}}\left(\frac{2-}{\cancel{\text{O ion}}}\right) = 2(1+) + 1(2-) = 0$$

مثال 2

صيغة المركب الأيوني أوجد صيغة المركب الأيوني المكوّن من أيونات الألمنيوم والكبريتيد.

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من الألمنيوم والكبريت وصيغته مجهولة. لذا نبدأ أولاً بتحديد شحنة كل أيون في المركب. الألمنيوم من المجموعة 13 ويكوّن أيونًا موجبًا ثلاثي الشحنة +3 والكبريتيد من المجموعة 16 ويكون أيونًا سالبًا ثنائي الشحنة -2.

$$S^{2-} \qquad Al^{3+}$$

تفقد كل ذرة ألمنيوم ثلاثة إلكترونات، في حين تكتسب كل ذرة كبريت إلكترونين. ويجب أن يكون عدد الإلكترونات المفقودة مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة.

2 إيجاد القيمة المجهولة

أصغر عدد يمكن قسمته على 2 و3 هو 6. لذا يتم نقل ستة إلكترونات. تستقبل ثلاث ذرات من الكبريت ستة إلكترونات مفقودة من ذرتي ألمنيوم. فتكون الصيغة الصحيحة هي Al_2S_3. وتظهر أن أيونين من الألمينوم يرتبطان مع ثلاثة أيونات كبريت.

3 تقييم الإجابة

الشحنة الكلية لوحدة صيغة واحدة لهذا المركب تساوي صفرًا.

$$2\ \cancel{\text{Al ions}}\left(\frac{3+}{\cancel{\text{Al ion}}}\right) + 3\ \text{S}\ \cancel{\text{ions}}\left(\frac{2-}{\cancel{\text{S ion}}}\right) = 2(3+) + 3(2-) = 0$$

https://t.me/ll5inll

by.3alya

11	يسمي مركبًا أيونيًا يحتوي على أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات (متضمنة أيونات الأمونيوم) CHM.5.1.01.013.01 يكتب الصيغة الكيميائية لمركب أيوني مكون من أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات CHM.5.1.01.013.02	تمي الكتاب • أمثلة 1 و 2 • تطبيقات • الجدول 9	49 , 50 , 51
	CHM.5.1.01.013.01 Write the chemical name of an ionic compound containing monoatomic and polyatomic ions (including oxyanions) CHM.5.1.01.013.02 Write the chemical formula (using the stock method) of an ionic compound contain	Textbook • Examples 1 , 2 • Applications • table 9	

الجدول 9 الأيونات متعدد الذرات الشائعة

الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH_4^+	الأمونيوم	IO_4^-	البيريودات
NO_2^-	النيتريت	$C_2H_3O_2^-$	الأسيتات
NO_3^-	النيترات	$H_2PO_4^-$	فوسفات ثنائي الهيدروجين
OH^-	الهيدروكسيد	CO_3^{2-}	الكربونات
CN^-	السيانيد	SO_3^{2-}	الكبريتيت
MnO_4^-	البيرمنجنات	SO_4^{2-}	الكبريتات
HCO_3^-	كربونات هيدروجينية	$S_2O_3^{2-}$	الثيوكبريتات
ClO^-	الهيبوكلوريت	O_2^{2-}	البيروكسيد
ClO_2^-	الكلوريت	CrO_4^{2-}	الكرومات
ClO_3^-	الكلورات	$Cr_2O_7^{2-}$	ثنائي الكرومات
ClO_4^-	بير كلورات	HPO_4^{2-}	فوسفات هيدروجينية
BrO_3^-	البرومات	PO_4^{3-}	الفوسفات
IO_3^-	اليودات	AsO_4^{3-}	الزرنيخات

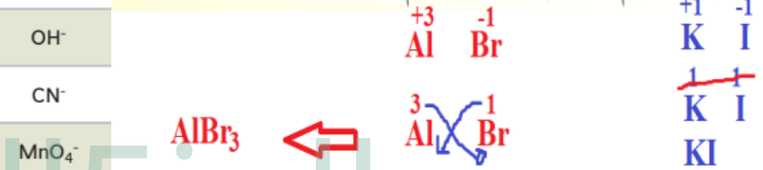
الذرات تحتوي العديد من المركبات
وهي أيونات مكوّنة من أكثر من ذرة.
عض الأيونات متعددة الذرات. ويعمل
ة في المركب وتنطبق شحنته على
ة المركب متعدد الذرات تتبع قواعد كتابة

وحدة واحدة. فلا يمكن تغيير الأرقام
وإذا دعت الحاجة إلى وجود أكثر من
ل قوسين، ثم نكتب الرقم السفلي
كب المكوّن من أيون الأمونيوم (NH_4^+)
ت، يحتاج المركب إلى أيونين من الأمونيوم
سفلي إلى الأمونيوم، ضعه داخل قوس، ثم
حة هي $(NH_4)_2O$.

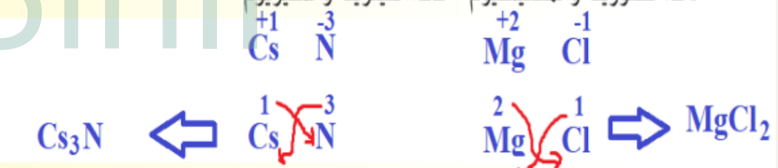
تطبيقات

اكتب الصيغ للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات التالية:

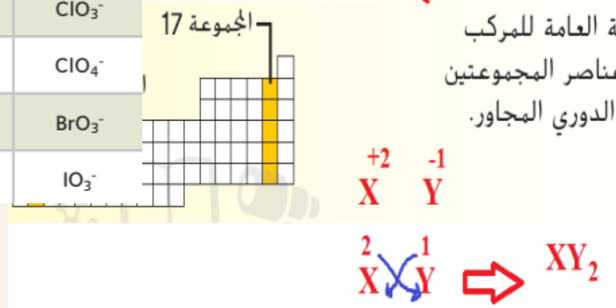
19. اليوديد والبوتاسيوم 21. البروميد والألمنيوم



20. الكلوريد والمغنيسيوم 22. النيتريد والسيزيوم



23. **تحدي** اكتب الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من عناصر المجموعتين الموضحتين في الجدول الدوري المجاور.



https://t.me/ll5inll

by.3alya

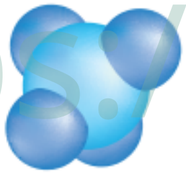
11	يُسمي مركّبًا أيونيًا يحتوي على أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات (متضمنة أيونات الأكسجينية) CHM.5.1.01.013.01 يكتب الصيغة الكيميائية لمركب أيوني مكون من أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات CHM.5.1.01.013.02	تمي الكتاب • أمثلة 1 و 2 • تطبيقات • الجدول 9	49 , 50 , 51
	CHM.5.1.01.013.01 Write the chemical name of an ionic compound containing monoatomic and polyatomic ions (including oxyanions) CHM.5.1.01.013.02 Write the chemical formula (using the stock method) of an ionic compound containing monoatomic and polyatomic ions	Textbook • Examples 1 , 2 • Applications • table 9	

الجدول 9 الأيونات متعدد الذرات الشائعة

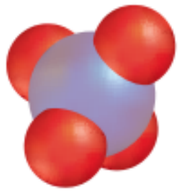
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH_4^+	الأمونيوم	IO_4^-	البيريودات
NO_2^-	النيتريت	$C_2H_3O_2^-$	الأسيتات
NO_3^-	النيترات	$H_2PO_4^-$	فوسفات ثنائي الهيدروجين
OH^-	الهيدروكسيد	CO_3^{2-}	الكربونات
CN^-	السيانيد	SO_3^{2-}	الكبريتيت
MnO_4^-	البيرمنجنات	SO_4^{2-}	الكبريتات
HCO_3^-	كربونات هيدروجينية	$S_2O_3^{2-}$	الثيوكبريتات
ClO^-	الهيبوكلوريت	O_2^{2-}	البيروكسيد
ClO_2^-	الكلوريت	CrO_4^{2-}	الكرومات
ClO_3^-	الكلورات	$Cr_2O_7^{2-}$	ثنائي الكرومات
ClO_4^-	بير كلورات	HPO_4^{2-}	فوسفات هيدروجينية
BrO_3^-	البرومات	PO_4^{3-}	الفوسفات
IO_3^-	اليودات	AsO_4^{3-}	الزرنيخات

الشكل 10 أيونات الفوسفات والأمونيوم متعددة الذرات؛ أي أنها تتكون من أكثر من ذرة. يعمل كل أيون متعدد الذرات كوحدة واحدة ذات شحنة محددة.

حدد ما شحنة أيون الأمونيوم وأيون الفوسفات على الترتيب.



أيون الأمونيوم
(NH_4^+)



أيون الفوسفات
(PO_4^{3-})

https://t.me/l15inll

by.3alya

51	تطبيقات	CHM.5.1.01.013.02 يكتب الصيغة الكيميائية لمركب أيوني مكون من أيونات أحادية وأيونات متعددة الذرات	12
	Applications	CHM.5.1.01.013.01 Write the chemical name of an ionic compound containing monoatomic and polyatomic ions (including oxyanions)	

تطبيقات

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكوّنة من الأيونات التالية:

24. الصوديوم والنيترات

Na^{+1} NO_3^{-1}

Na^{1} NO^{1}

$NaNO_3$

25. الكالسيوم والكلورات

Ca^{+2} ClO_3^{-1}

Ca^{2} ClO_3^{1}

$Ca(ClO_3)_2$

26. الألمنيوم والكربونات

Al^{+3} CO_3^{-2}

Al^{3} CO_3^{2}

$Al_3(CO_3)_2$

27. تحدي اكتب صيغة المركب الأيوني المكوّن من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيونا
متعددة الذرات المكوّنة من الكربون والأكسجين فقط.

X^{+2} SO_4^{-2}

X^{2} SO_4^{2}

XSO_4

X = اي عنصر في المجموعة الثانية

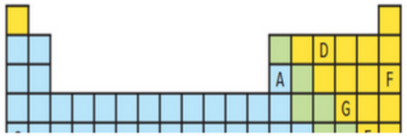
https://t.me/ll5inll

by.3alya

اسئلة امتحانات سابقة و مراجعات علي الوحدة الثانية

What is the general formula for the ionic compound formed from B and D in the table below?

ما الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من العنصرين B و D في الجدول أدناه؟



Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014

a. BD_3

b. B_3D_2

What is the correct name for an acid with the formula $HClO_3$?

ما الاسم الصحيح للحمض ذي الصيغة $HClO_3$؟

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.001
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.004
- CHM.5.1.02.008

a. Sulfurous acid — حمض الكبريتوز

b. Chloric acid — حمض الكلوريك

https://t.me/ll5inll

What is the correct name for the compound N_2F_4?

ما الاسم الصحيح للمركب N_2F_4؟

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.001
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.004
- CHM.5.1.02.008

a. Tetranitride difluoro — رابع نيتريد ثنائي الفلور

b. Tetraphosphide dinitrogen — رابع فوسفيد ثنائي النيتروجين

c. Dinitrogen tetrafluoride — رابع فلوريد ثنائي النيتروجين

What is the correct name for the ionic compound Cu_2O?

ما الاسم الصحيح للمركب الأيوني Cu_2O ؟

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.001
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.004
- CHM.5.1.02.008
- CHM.5.1.02.022
- CHM.5.1.02.023
- CHM.5.1.02.024

a. Copper (II) oxide — أكسيد النحاس(II)

b. Copper (I) oxide — أكسيد النحاس(I)

c. Cobalt (II) oxide — أكسيد الكوبلت (II)

d. Cobalt (I) oxide — أكسيد الكوبلت (I)

What is the correct formula for an ionic compound formed by the two ions Al^{3+} and SO_4^{2-} ?

صيغة الصحيحة للمركب الأيوني المكون من الأيونين Al^{3+} و SO_4^{2-} ؟

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.001
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.004
- CHM.5.1.02.008
- CHM.5.1.02.022
- CHM.5.1.02.023
- CHM.5.1.02.024

a. $AlSO_4$

b. Al_2SO_4

c. $Al_2(SO_4)_3$

by.3alya

8 – ما هي الصيغة الصحيحة للمركب الأيوني الناتج عن ارتباط هاتين الذرتين؟

X_2Y_5 X_5Y_2 X_2Y_3 X_3Y_2

- ما هي الصيغة الصحيحة لمركب مكون من المغنيسيوم وأيون الفوسفات؟

$MgPO_4$ Mg_3PO_2 $Mg_3(PO_4)_2$ MgP_2O_8

14 – ما هو الاسم الصحيح للمركب P_2O_5 ؟

- ثاني أكسيد خماسي الفوسفور
- خامس أكسيد ثنائي الفوسفور
- أكسيد خماسي الفوسفور
- ثنائي أكسيد الفوسفور

What is the correct formula for the compound **chromium(III) oxide**?

ما الصيغة الصحيحة لمركب **أكسيد الكروم (III)** ؟

✓ Cr_2O_3

22 – أكمل فراغات الجدول التالي بكتابة اسم المركب أو صيغته.

اسم المركب	الصيغة
رابع كلوريد الكربون	.....
.....	H_2SO_4
عاشر فلوريد ثنائي الكبريت	.....
.....	SO_2
كلوريد النحاس (II)	.....

https://t.me/l15inll

by.3alya

Which of the following is the correct match between the compound's name and the chemical formula written in front of it?

أي مما يلي هو تطابق صحيح لاسم المركب مع الصيغة الكيميائية المكتوبة امامه؟

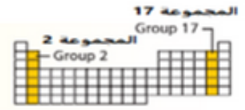
- Sodium nitrite $NaNO_3$ — نيتريت الصوديوم $NaNO_3$
- ✓ Calcium sulfate $CaSO_4$ — كبريتات الكالسيوم $CaSO_4$

t is the general formula for the ionic compound formed by ents from the two groups shown on the periodic table below?

ما الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من عناصر المجموعتين الموضحتين في الجدول الدوري أدناه؟

X: represent element in Group 2

Y: represent element in Group 17



X: يُمثل عنصر بالمجموعة 2

Y: يُمثل عنصر بالمجموعة 17

.b

- ✓ XY_2

العلامة: 5/5

Q: البلورات الأيونية

Why ionic crystals vary in shape as shown by the minerals in the figure below?

لماذا تتنوع البلورات الأيونية في شكلها كما هو موضح من خلال المعادن في الشكل أدناه؟

- ✓ Because of the sizes and relative numbers of the ions bonded — بسبب الأحجام والأعداد النسبية للأيونات المترابطة

What is the correct chemical formula that represents the compound **dinitrogen trioxide**?

ما الصيغة الكيميائية الصحيحة التي تُمثل المركب ثالث أكسيد ثنائي النيتروجين؟

المخرجات التعليمية المرتبطة

- CHM.5.1.01.004
- CHM.5.1.01.008
- CHM.5.1.01.009
- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.003
- CHM.5.1.02.007
- CHM.5.1.02.022

.a

- ✓ N_2O_3

https://t.me/t15ill

by.3alya

الوحدة الثالثة

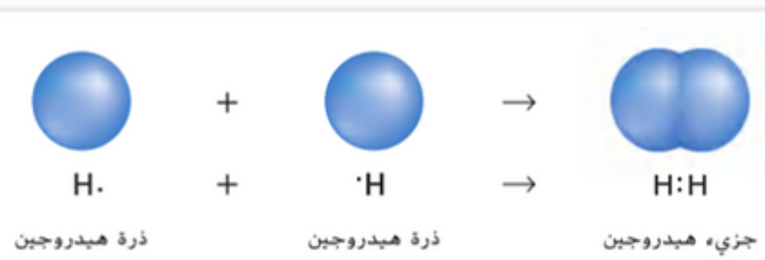
13	تكون الذرات روابط تساهمية أحادية وثنائية وثلاثية	نص الكتاب	72 , 73
	Atoms form single , double, and triple covalent bonds	Textbook	

روابط تساهمية أحادية

عندما تتم مشاركة زوج واحد فقط من الإلكترونات، كما في جزيء الهيدروجين، تعتبر هذه رابطة تساهمية أحادية. ويُشار إلى زوج الإلكترونات المُشارك بالزوج المرتبط. بالنسبة إلى جزيء الهيدروجين، كما هو موضح في **الشكل 4** تجذب كل ذرة مرتبطة تساهميًا زوج الإلكترونات المتشاركة بالتساوي. ولهذا، ينتمي الإلكترونان المتشاركان إلى كل ذرة بالتزامن، مما يعطي كل ذرة هيدروجين شكل توزيع الغاز النبيل الهيليوم ($1s^2$) وطاقة أقل. ويعتبر جزيء الهيدروجين أكثر استقرارًا من ذرة الهيدروجين المفردة.

تذكر أنه يمكن استخدام الترميز النقطي للإلكترون في توضيح الكترونات التكافؤ للذرات. في **بُنى لويس**. يمكن تمثيل توزيع الإلكترونات بحيث يمثل خط أو زوج من النقاط العمودية بين رموز العناصر رابطة تساهمية أحادية في بنية لويس. على سبيل المثال . يُكتب جزيء الهيدروجين في صورة H—H أو H:H.

https://t.me/ll5inll



■ **الشكل 4** عندما تشارك ذرتا هيدروجين زوجًا من الإلكترونات، تُصبح كل ذرة هيدروجين مستقرة لأن مستوى الطاقة الخارجي لها ممتلئ.

by.3alya

13	تكون الذرات روابط تساهمية أحادية وثنائية وثلاثية Atoms form single , double, and triple covalent bonds	نص الكتاب Textbook	72 , 73

المجموعة 17 والروابط الأحادية الهالوجينات – عناصر المجموعة 17، مثل الفلور – لديها سبعة إلكترونات تكافؤ. وحتى تصل إلى قاعدة الثمانية تحتاج إلى إلكترون واحد، ولهذا تكون ذرات عناصر المجموعة 17 روابط تساهمية أحادية مع ذرات عناصر لافلزية أخرى، مثل: الكربون. لقد قرأت أن ذرات عناصر المجموعة 17 تكون روابط تساهمية بذرات متطابقة. على سبيل المثال، يوجد الفلور في صورة F_2 والكلور في صورة Cl_2.

المجموعة 16 والروابط الأحادية يمكن لذرة من عناصر المجموعة16 مشاركة إلكترونين ويمكن لها تكوين رابطتين تساهمتين. الأكسجين هو عنصر من عناصر المجموعة 16 وله الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^4$. يتكون الماء من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين. كل ذرة هيدروجين يصبح لها الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الهيليوم عندما تشارك إلكترونًا واحدًا مع الأكسجين. ويصبح للأكسجين الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل النيون عندما يُشارك إلكترونًا واحدًا مع كل ذرة هيدروجين.
الشكل 5a يعرض بنية لويس لجزيء من الماء. تجدر الإشارة إلى أن ذرة الأكسجين لها رابطتين تساهمتين أحاديتين وزوجين من الإلكترونات غير المشتركة.

ماء

a

$$2H\cdot + \cdot\ddot{O}: \rightarrow H-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle \cdot\cdot}{\underset{|}{O}}}:$$

رابطتان تساهميتان أحاديتان

الأمونيا

b

$$3H\cdot + \cdot\dot{N}: \rightarrow H-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle H}{\underset{|}{N}}}:$$

ثلاث روابط تساهمية أحادية

https://t.me/lI5inI

by.3alya

13	تكون الذرات روابط تساهمية أحادية وثنائية وثلاثية	نص الكتاب	72 , 73
	Atoms form single , double, and triple covalent bonds	Textbook	

المجموعة 15 والروابط الأحادية تُكوّن عناصر المجموعة 15 ثلاث روابط تساهمية مع ذرات من اللافلزات. النيتروجين هو عنصر من عناصر المجموعة 15 له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^3$. الأمونيا لها (NH_3) ثلاث روابط تساهمية أحادية. ثلاث إلكترونات من النيتروجين ترتبط مع ثلاث ذرات هيدروجين تاركة زوجًا من الإلكترونات غير المشتركة على ذرة النيتروجين. **الشكل 5b** يوضح بنية لويس لجزيء الأمونيا. يكون النيتروجين أيضًا مركبات مشابهة مع ذرات عناصر المجموعة 17، مثل: ثالث فلوريد النيتروجين (NF_3) وثالث كلوريد النيتروجين (NCl_3) و ثالث بروميد النيتروجين (NBr_3). تشارك كل ذرة من ذرات عناصر المجموعة 17 مع ذرة النيتروجين زوجًا من الإلكترونات.

المجموعة 14 والروابط الأحادية تكون ذرات عناصر المجموعة 14 أربع روابط تساهمية. يتكوّن جزيء الميثان (CH_4) عند ارتباط ذرة كربون مع أربع ذرات هيدروجين. الكربون هو عنصر من عناصر المجموعة 14 له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$. يحتاج الكربون، الذي له أربعة إلكترونات تكافؤ، إلى أربعة إلكترونات أخرى للوصول إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. ولهذا، عندما يرتبط الكربون مع ذرات أخرى، فإنه يكون أربع روابط تساهمية. ونظرًا لأن ذرة الهيدروجين، وهو عنصر من عناصر المجموعة الأولى، له إلكترون تكافؤ واحد، فإن ذرة الكربون تحتاج إلى أربع ذرات هيدروجين لتوفير الأربعة إلكترونات التي تحتاجها. وتظهر بنية لويس للميثان في **الشكل 5c**. كما يكوّن الكربون أيضًا روابط تساهمية أحادية مع ذرات لافلزية أخرى من بينها تلك الموجودة في المجموعة 17.

الأمونيا

b

$$3H\cdot + \cdot\dot{N}: \rightarrow H-\underset{H}{\overset{H}{\underset{|}{\overset{|}{N}}}}:$$

ثلاث روابط تساهمية أحادية

الميثان

c

$$4H\cdot + \cdot\dot{C}\cdot \rightarrow H-\underset{H}{\overset{H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-H$$

أربع روابط تساهمية أحادية

https://t.me/lbnll

by.3alya

14	CHM.5.1.02.003.01 يُحدّد عدد روابط سيجما وباي في مركّبات مختلفة	نص الكتاب	75 , 76
	CHM.5.1.02.003.01 Define the number of sigma, and bi bonds in different compounds	Textbook	
15	CHM.5.1.02.007.03 يُعرّف طاقة تفكّك الرابطة ويستنتج العلاقة بين طاقة تفكّك الرابطة وطولها	نص الكتاب + الجداول 1 و 2	76 , 77
	CHM.5.1.02.007.03 Define bond dissociation energy related and estimate the realation between bond dissociation energy and the bond length	Textbook + tables 1 , 2	

الروابط التساهمية المتعددة

في بعض الجزيئات، تصل الذرات للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل عندما تُشارك أكثر من زوج من الإلكترونات مع ذرة أو أكثر. تكوّن مشاركة أزواج الإلكترونات المتعددة روابط تساهمية متعددة. وتعتبر الرابطة التساهمية الثنائية والثلاثية أمثلة على الروابط المتعددة. وتكون غالبًا ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت روابط متعددة مع اللافلزات. كيف تعرف إذا كانت ذرتان ستكونان رابطة متعددة؟ وبوجه عام، يساوي عدد إلكترونات التكافؤ المطلوب للوصول إلى قاعدة الثمانية عدد الروابط التساهمية التي يمكن أن تتكوّن.

الروابط الثنائية تتكوّن الرابطة التساهمية الثنائية عندما تتم مشاركة زوجين من الإلكترونات بين ذرتين. على سبيل المثال، تتواجد ذرات عنصر الأكسجين فقط في صورة جزيئات ثنائية الذرة. لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ وينبغي أن تحصل على إلكتروني إضافيين للوصول إلى توزيع الغاز النبيل كما هو موضح في **الشكل 8a**. تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تُشارك كل ذرة أكسجين إلكترونين؛ وتتم مشاركة إجمالي زوجين من الإلكترونات بين الذرتين.

الروابط الثلاثية تتكوّن الرابطة التساهمية الثلاثية عندما تتم مشاركة ثلاثة أزواج من الإلكترونات بين ذرتين. تحتوي جزيئات النيتروجين ثنائي الذرة (N_2) على رابطة تساهمية ثلاثية. تُشارك كل ذة نيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات مكونة رابطة ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى كما هو موضح في **الشكل 8b**.

الرابطة باي (π) الروابط التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما مع رابطة باي واحدة على الأقل. تُمثل **رابطة باي** بالحرف اليوناني(π) وهي تتكوّن عندما تتداخل أفلاك جنبًا إلى جنب وتشترك في الإلكترونات. يشغل زوج الإلكترونات المشترك في رابطة باي المساحة أعلى وأسفل الخط الذي يمثل الموضع الذي ترتبط فيه الذرتين سويًا.

رابطة سيجما الروابط التساهمية الأحادية يطلق عليها أيضًا **روابط سيجما** وتمثل 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 الفلك s مع فلك s آخر أو فلك p أو يتداخل فلكا p من النهاية إلى النهاية. تكون جزيئات الماء (H_2O) والأمونيا (NH_3) والميثان (CH_4) روابط سيجما كما هو موضح في **الشكل 7**.

https://t.me/h5imh

by.3alya

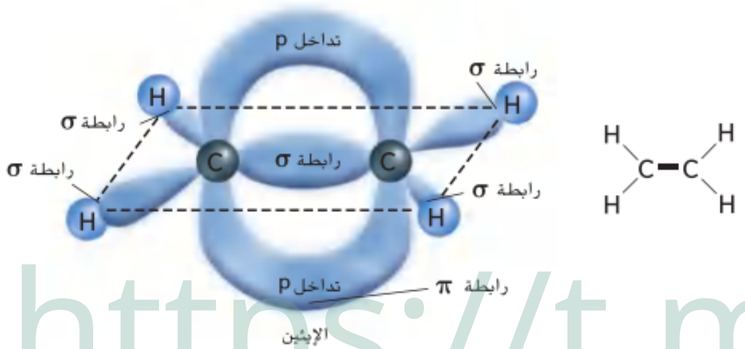
14	CHM.5.1.02.003.01 يُحدّد عدد روابط سيجما وباي في مركّبات مختلفة	في الكتاب	75 , 76
	CHM.5.1.02.003.01 Define the number of sigma, and bi bonds in different compounds	Textbook	
15	CHM.5.1.02.007.03 يُعرّف طاقة تفكّك الرابطة ويستنتج العلاقة بين طاقة تفكّك الرابطة وطولها	في الكتاب + الجداول 1 و 2	76 , 77
	CHM.5.1.02.007.03 Define bond dissociation energy related and estimate the realation between bond dissociation energy and the bond length	Textbook + tables 1 , 2	

قوة الروابط التساهمية

تذكر أن الرابطة التساهمية تشمل 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. ونظرًا 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 المترابطة. ويُطلق على المسافة بين نواتين مترابطتين في موضع الحد الأقصى للجذب طول الرابطة كما هو موضح في **الشكل 10**. وهو يحدد بواسطة أحجام الذرتين المرتبطتين وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة بينهما. تُدرج أطوال الرابطة لجزيئات الفلور (F_2) والأكسجين (O_2) والنيتروجين (N_2) في **الجدول 1**. لاحظ أنه عند زيادة عدد أزواج الإلكترونات المتشاركة، قصر طول الرابطة.

يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضًا: فكلما كان طول الرابطة قصيرًا، زدات قوتها. ولهذا، تكون الرابطة الأحادية، كما في F_2 أضعف من الرابطة الثنائية كما في O_2. وبالمثل تكون الرابطة الثنائية الموجودة في O_2 أضعف من الرابطة الثلاثية في N_2.



الشكل 9 لاحظ كيف تتكون الرابطة المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثين (C_2H_4) من رابطة سيجما ورابطة باي. تتكون رابطة سيجما عن طريق تداخل الأفلاك الرأسي الرأسي مباشرة بين ذرتي الكربون. وتكون ذرات الكربون قريبة جدًا بحيث تتداخل (جنبًا إلى جنب) أفلاك p المتجاورة مكونة رابطة باي. وهذا ينتج سحابة على شكل حلقة حول الرابطة سيجما.

ومن المهم ملاحظة أن الجزيئات التي لديها روابط تساهمية متعددة تحتوي على روابط سيجما وباي. تتكون الرابطة التساهمية الثنائية كما هو موضح في **الشكل 9** من رابطة باي واحدة ومن رابطة سيجما. تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية من رابطتين باى ومن رابطة سيجما واحدة.

https://t.me/l15inll

by.3alya

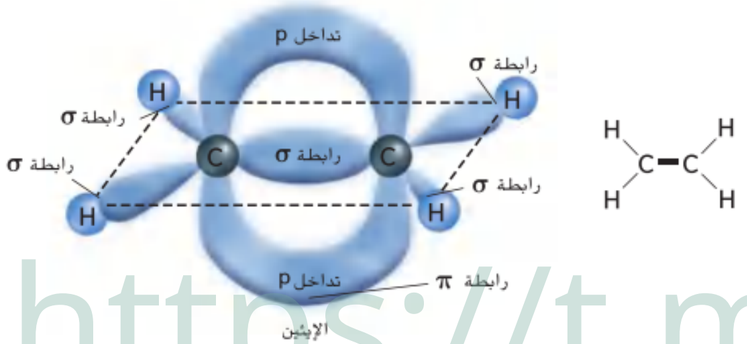
14	CHM.5.1.02.003.01 يحدّد عدد روابط سيجما وباي في مركّبات مختلفة	نص الكتاب	75 , 76
	CHM.5.1.02.003.01 Define the number of sigma, and bi bonds in different compounds	Textbook	
15	CHM.5.1.02.007.03 يُعرّف طاقة تفكّك الرابطة ويستنتج العلاقة بين طاقة تفكّك الرابطة وطولها	نص الكتاب + الجداول 1 و 2	76 , 77
	CHM.5.1.02.007.03 Define bond dissociation energy related and estimate the realation between bond dissociation energy and the bond length	Textbook + tables 1 , 2	

قوة الروابط التساهمية

تذكر أن الرابطة التساهمية تشمل 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. ونظرًا 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 المترابطة. ويُطلق على المسافة بين نواتين مترابطتين في موضع الحد الأقصى للجذب طول الرابطة كما هو موضح في **الشكل 10**. وهو يحدد بواسطة أحجام الذرتين المرتبطتين وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة بينهما. تُدرج أطوال الرابطة لجزيئات الفلور (F_2) والأكسجين (O_2) والنيتروجين (N_2) في **الجدول 1**. لاحظ أنه عند زيادة عدد أزواج الإلكترونات المتشاركة، قصر طول الرابطة.

يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضًا: فكلما كان طول الرابطة قصيرًا، زدات قوتها. ولهذا، تكون الرابطة الأحادية، كما في F_2 أضعف من الرابطة الثنائية كما في O_2. وبالمثل تكون الرابطة الثنائية الموجودة في O_2 أضعف من الرابطة الثلاثية في N_2.



الشكل 9 لاحظ كيف تتكون الرابطة المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثين (C_2H_4) من رابطة سيجما ورابطة باي. تتكون رابطة سيجما عن طريق تداخل الأفلاك الرأسي الرأسي مباشرة بين ذرتي الكربون. وتكون ذرات الكربون قريبة جدًا بحيث تتداخل (جنبًا إلى جنب) أفلاك p المتجاورة مكونة رابطة باي. وهذا ينتج سحابة على شكل حلقة حول الرابطة سيجما.

https://t.me/l15inll

ومن المهم ملاحظة أن الجزيئات التي لديها روابط تساهمية متعددة تحتوي على روابط سيجما وباي. تتكون الرابطة التساهمية الثنائية كما هو موضح في **الشكل 9** من رابطة باي واحدة ومن رابطة سيجما. تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية من رابطتين باي ومن رابطة سيجما واحدة.

الجدول 1 نوع الرابطة التساهمية وطول الرابطة

جزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة
F_2	تساهمية أحادية	1.43×10^{-10} m
O_2	تساهمية ثنائية	1.21×10^{-10} m
N_2	تساهمية ثلاثية	1.10×10^{-10} m

الشكل 10 طول الرابطة هو المسافة من منتصف نواة إلى منتصف النواة الأخرى للذرتين المترابطتين.

by.3alya

14	CHM.5.1.02.003.01 يُحدّد عدد روابط سيجما وباي في مركّبات مختلفة	نص الكتاب	75 , 76
	CHM.5.1.02.003.01 Define the number of sigma, and bi bonds in different compounds	Textbook	
15	CHM.5.1.02.007.03 يُعرّف طاقة تفكّك الرابطة ويستنتج العلاقة بين طاقة تفكّك الرابطة وطولها	نص الكتاب + الجداول 1 و 2	76 , 77
	CHM.5.1.02.007.03 Define bond dissociation energy related and estimate the realation between bond dissociation energy and the bond length	Textbook + tables 1 , 2	

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 دومًا. تدرج طاقات تفكك الرابطة الخاصة بالروابط التساهمية في جزيئات الفلور والأكسجين والنيتروجين في **الجدول 2.**

وتُشير أيضًا طاقة تفكك الرابطة إلى قوة أي رابطة كيمائية: 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 تُطلق 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.

الجدول 2 طاقة تفكك الرابطة

جزيء	طاقة تفكك الرابطة
F_2	159 kJ/mol
O_2	498 kJ/mol
N_2	945 kJ/mol

■ **الشكل 11** يتطلب تكسير الروابط C-C الموجودة في الفحم والروابط O = O الموجودة في أكسجين الهواء كمية من الطاقة. تنبعث الطاقة في صورة حرارة وضوء عند تكوّن الروابط، مما ينتج عنه مركب CO_2. ولهذا، فإن إحتراق الفحم هو تفاعل طارد للحرارة.

https://t.me/lisinf

by.3alya

16	CHM.5.1.01.014.02 يُسمّي مركّب جزيئي ثنائي بناءً على صيغته الجزيئية (حتى عشرة ذرّات) CHM.5.1.01.014.02 Name a binary molecular compound based on its molecular formula (up to deca-)	نص الكتاب + الجدول 3 + مثال 2 + تطبيقات Textbook + table 3 + Example 2 + Applications	78 , 79
17	CHM.5.1.01.014.05 يُسمّي حمضًا (حمض ثنائي وحمض أكسجيني) بالنظر إلى صيغته الكيميائية والعكس Name acids (binary acids , oxyacids) using its chemical formula and vice versa	نص الكتاب + الجدول 4 Textbook + table 4	80

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية

تعرف العديد من المركبات الجزيئية بأسماء شائعة ولكن لها أيضا أسماء علمية تكشف عن تركيبها. لكتابة صيغ و أسماء الجزئيات، ستعتمد طرقا شبيهة بتلك الموصوفة للمركبات الأيونية.

ابدأ بالمركب الجزيئي الثنائي. لاحظ أن المركب الجزيئي الثنائي متكون من ذرّتين لافلزيتين. ومثال على ذلك أول أكسيد ثنائي النيتروجين (N_2O)، وهو مادة مخدرة غازية يعرف باسم أكسيد النيتروجين أو غاز الضحك. يمكن شرح تسمية N_2O في القواعد التالية:

1. يرد اسم العنصر الأول من الصيغة في النهاية، مع استخدام الاسم الكامل لهذا العنصر. **N هو رمز النيتروجين.**
2. ويدرج اسم العنصر الثاني من الصيغة باستخدام الجذر مع إضافة المقطع –يد. **O هو رمز الأكسجين وبالتالي فإن الكلمة الأولى هي أكسيد.**
3. تشير البادئات إلى عدد الذرّات المكونة لكل عنصر والموجودة في الصيغة. **الجدول 3** يحتوي على قائمة البادئات الأكثر استخداما. **هناك ذرّتا نيتروجين وذرّة أكسجين، وهكذا فإن المقطع الثاني هو ثنائي النيتروجين** والمقطع الأول هو **أول أكسيد.**

هناك استثناءات في استخدام البادئات مبينة في**الجدول 3**. العنصر الأول في الصيغة لا يستخدم البادئة أحادي. على سبيل المثال، CO هو أول أكسيد الكربون، وليس أول أكسيد أحادي الكربون. كذلك، عند كتابة البادئة في بداية الاسم نستخدم أول ، ثاني ، ثالث ، رابع ، خامس بدلًا من أحادي ،ثنائي ،ثلاثي ،رباعي ، خماسي على الترتيب..

الجدول 3 البادئات في المركّبات التساهمية

عدد الذرّات	البادئة	عدد الذرّات	البادئة
1	أحادي	6	سداسي
2	ثنائي	7	سباعي
3	ثلاثي	8	ثماني
4	رباعي	9	تساعي
5	خماسي	10	عشاري

بعض الأسماء الشائعة للمركبات الجزيئية هل سبق لك أن استمتعت بكوب من أول أكسيد ثنائي الهيدروجين البارد في يوم حار؟ على الأرجح أنك جربت ذلك، لكنك سميته باسمه الشائع، الماء. تذكّر أن العديد من المركّبات الأيّونية لها أسماء شائعة إلى جانب مسمياتها العلمية. على سبيل المثال، خميرة الخبز هي كربونات الصوديوم الهيدروجينية وملح المائدة هو كلوريد الصوديوم

تم اكتشاف العديد من المركّبات الجزيئية، مثل أكسيد النيتروز والماء، وتمت تسميتهم بأسماء شائعة قبل ظهور نظام الأسماء الحديث. ومن المركّبات الثنائية التساهمية الأخرى المعروفة عموما بأسمائها الشائعة غير الأسماء العلمية، الأمونيا (NH_3) ، هيدرازين (N_2H_4)، وأكسيد النيتريك (NO).

https://t.me/ll5inll

by.3alya

78 , 79	نص الكتاب + الجدول 3 + مثال 2 + تطبيقات Textbook + table 3 + Example 2 + Applications	CHM.5.1.01.014.02 يُسمّي مركّب مزيلي ثنائي بناءً على صيغته الجزيئية (حتى عشرة ذرّات) CHM.5.1.01.014.02 Name a binary molecular compound based on its molecular formula (up to deca-)	16
80	نص الكتاب + الجدول 4 Textbook + table 4	CHM.5.1.01.014.05 يُسمّي حمضًا (حمضًا ثنائيًا وحمضًا أكسجينيًا) بالنظر إلى صيغته الكيميائية والعكس Name acids (binary acids , oxyacids) using its chemical formula and vice versa	17

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

1 حلل المسألة

أُعطيت 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 — **العنصر الأول، الممثل بالحرف P، هو الفوسفور.**

أكسيد — **العنصر الثاني في الصيغة، الممثل بالحرف O، هو الأكسجين. أضف المقطع -يد إلى جذر الأكسجين.**

أكسيد الفوسفور — **ضم الاسمين.**

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.**

3 قيّم الإجابة

يوضح اسم خامس أكسيد ثنائي الفوسفور أن الجزيء من المركب يحتوي على ذرتين فوسفور وخمس ذرات أكسجين. وهذا ما يتوافق مع الصيغة الكيميائية للمركب، P_2O_5.

تطبيقات

اكتب اسم كل مركّب من المركّبات الثنائية التساهمية الواردة أدناه.

14. CO_2
15. SO_2
16. NF_3
17. CCl_4
18. **تحدّى** ما صيغة ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟

https://t.me/l15nll

by.3alya

16	CHM.5.1.01.014.02 إسمي مركب جزيئي ثنائي بناءً على صيغته الجزيئية (حتى عشرة ذرّات)	نص الكتاب + الجدول 3 + مثال 2 + تطبيقات	78 , 79
	CHM.5.1.01.014.02 Name a binary molecular compound based on its molecular formula (up to deca-)	Textbook + table 3 + Example 2 + Applications	
17	CHM.5.1.01.014.05 إسمي حمض (حمض ثنائي وحمض أكسجيني) بالنظر إلى صيغته الكيميائية والعكس	نص الكتاب + الجدول 4	80
	Name acids (binary acids , oxyacids) using its chemical formula and vice versa	Textbook + table 4	

تسمية الأحماض

بعض المحاليل المائية للجزيئات تكون حمضية وتسمّى الأحماض. الأحماض هي مركّبات هامة ولها خواصّ محدّدة. إذا كان مركّب من المركّبات ينتج أيونات الهيدروجين (H^+) في المحلول فهو حمض. مثلًا، ينتج HCl أيونات H^+ في المحلول فهو حمض. يوجد نوعان معروفان من الأحماض – الأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية.

تسمية الأحماض الثنائية الحمض الثنائي يحتوي على الهيدروجين و عنصر واحد آخر. تشرح القواعد التالية التسمية الشائعة للحمض الثنائي المعروف بحمض الهيدروكلوريك.

1. تضم الكلمة الثانية البادئة هيدرو التي تشير لمكوّن الهيدروجين من المركّب. بقية الكلمة الثانية هي اسم العنصر الثاني مع إضافة المقطع "يك". HCl (الهيدروجين والكلور) تصبح **هيدروكلوريك**
2. الكلمة الأولى هي دائمًا حمض. وبالتالي فإن HCl في المحلول المائي يسمّى **حمض الهيدروكلوريك**.

رغم أن مفردة ثنائي تشير تحديدًا إلى عنصرين، فإن عددًا قليلًا من الأحماض التي تحتوي على أكثر من عنصرين تتم تسميتها وفقًا لقواعد تسمية الأحماض الثنائية. إذا غاب الأكسجين عن صيغة المركّب الحمضي، يسمى الحمض بنفس الطريقة التي تسمى بها الأحماض الثنائية، غير أن الجزء الثاني من الاسم هو اسم الأيون متعدد الذرّات الذي يتضمنه الحمض. على سبيل المثال، HCN، والمتكون من الهيدروجين وأيون السيانيد، يسمّى**حمض الهيدروسيانيك** في المحلول.

تسمية الأحمـاض الأكسجينية الحمض الذي يحتوي على ذرة هيدروجين وأنيون أكسجيني يشار إليه باسم **حمض أكسجيني**. تذكر بأن الأنيون الأكسجيني هو أيون متعدد الذرات يحتوي على ذرّة واحدة أو أكثر من ذرّات الأكسجين. تشرح القواعد التالية طريقة تسمية حمض النيتريك (HNO_3)، وهو حمض أكسجيني .

1. أولا، تعرّف على الأنيون الأكسجيني الموجود. تتمثل الكلمة الثانية من اسم حمض أكسجيني في جذر كلمة الأيون الأكسجيني مع البادئة "بير " أو "هيبو" إذا كانت جزءًا من اسم الأنيون الأكسجيني. تحتوي الكلمة الثانية من اسم الحمض الأكسجيني أيضًا على مقطع يعتمد على مقطع الأنيون الأكسجيني. إذا كان اسم الأنيون الأكسجيني ينتهي بالمقطع "ات"، يستبدل بالمقطع "يك". إذا كان اسم الأنيون الأكسجيني ينتهي بالمقطع"يت"، يستبدل بالمقطع"وز". NO_3^-، أيون النيترات يصبح نيتريك.
2. الكلمة الأولى من الاسم هي دائمًا حمض. HNO_3 (الهيدروجين وأيون النيترات) يصبح حمض النيتريك.

https://t.me/l15inll

by.3alya

16	CHM.5.1.01.014.02 يُسمّي مركب مزيلي ثنائي بناءً على صيغته الجزيئية (حتى عشرة ذرّات) CHM.5.1.01.014.02 Name a binary molecular compound based on its molecular formula (up to deca-)	نص الكتاب + الجدول 3 + مثال 2 + تطبيقات Textbook + table 3 + Example 2 + Applications	78 , 79
17	CHM.5.1.01.014.05 يُسمّي حمضاً (حمض ثنائي وحمض أكسجيني) بالنظر إلى صيغته الكيميائية والعكس Name acids (binary acids , oxyacids) using its chemical formula and vice versa	نص الكتاب + الجدول 4 Textbook + table 4	80

الجدول 4 يبين كيف أن أسماء العديد من الأحماض الأكسجينية تخضع لهذه القواعد. لاحظ أن الهيدروجين في الحمض الأكسجيني ليس جزءًا من الاسم.

الجدول 4 تسمية الأحماض الأكسجينية

مركّب	أنيون أكسجيني	المقطع	اسم الحمض
$HClO_3$	كلورات	-يك	حمض الكلوريك
$HClO_2$	كلوريت	-وز	حمض الكلوروز
HNO_3	نيترات	-يك	حمض النيتريك
HNO_2	نيتريت	-وز	حمض النيتروز

https://t.me/l15inll

by.3alya

18	CHM.5.1.02.002.01 يرسم بنى لويس لعدد من المركّبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة	نص الكتاب + استراتيجيات حل المسائل + أمثلة 3 و 4 و 5 + تطبيقات	84 , 85 , 86 ,87
	CHM.5.1.01.013.01 draw Lewis structures for a number of covalent compounds which has single and multiple bonds	Textbook + Problem - silving strategy + examples3 , 4 ,5 + Applications	
19	يُعلل الشذوذات التي تعتبر بمثابة استثناءات لقاعدة الثمانيات ويفسر حدوث هذه الاستثناءات	نص الكتاب + الأشكال 15 و 16 و 17	88 , 89
	Give examples for the molecules which are exceptions to the octet rule, and explain why do these exceptions occur	Textbook + figures 15 , 16 , 17	

بُنى لويس على الرغم من أنه يسهل نسبيًا رسم بُنى لويس لمعظم المركبات المكوّنة من اللافلزات. فإنها فكرة جيدة أن تتبع إجراءًا منتظمًا. عندما تحتاج إلى رسم بنية لويس. اتّبع الخطوات الموضحة في استراتيجية حل المشكلات.

رسم بنية لوريس

1. تنبأ بموقع ذرات محددة.

ستكون الذرة التي لها أقل قوة جذب تجاه الإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. هذا العنصر هو غالبًا العنصر الأقرب للجانب الأيسر من الجدول الدوري. تقع الذرة المركزية في وسط الجزيء؛ وتُصبح جميع الذرات الأخرى ذرات طرفية.

الهيدروجين دائمًا ذرة طرفية. ونظرًا لأنها يمكن أن تُشارك زوج واحد فقط من الإلكترونات، يمكن ربط الهيدروجين بذرة واحدة أخرى فقط.

2. حدد عدد الإلكترونات المتوفرة للربط.

هذا العدد يساوي إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ الموجود في الذرات التي تكوّن الجزيء.

3. حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

لإجراء ذلك قسم عدد الإلكترونات المتوفر للربط على اثنين.

4. ضع أزواج الربط.

ضع زوج ربط واحد (رابطة أحادية) بين الذرة المركزية وجميع الذرات الطرفية.

5. حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

لإجراء ذلك، اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة 4 من إجمالي عدد أزواج الربط المحددة في الخطوة 3. تشمل هذه الأزواج المتبيقة أزواجًا غير مرتبطة وأيضًا أزوجًا مُستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية. ضع الأزواج غير المرتبطة حول كل ذرة طرفية (عدا ذرات H) مرتبطة بالذرة المركزية لتحقيق قاعدة الثمانية. سيتم تخصيص أي أزواج متبقية إلى الذرة المركزية.

6. حدد إذا ما كانت الذرة المركزية تحقق قاعدة الثمانية.

هل تُحاط الذرة المركزية بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا لم يكن الأمر كذلك، فلن تحقق قاعدة الثمانية. لتحقيق قاعدة الثمانية، حوّل زوج أو اثنين من الأزوج غير المرتبطة في الذرات الطرفية إلى رابطة ثلاثية أو ثنائية بين الذرة الطرفية والذرة المركزية. وتظل هذه الأزواج مرتبطة بالذرة الطرفية وأيضًا بالذرة المركزية. تذكر أن ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت تكون غالبًا روابط ثنائية وثلاثية.

https://t.me/lb5nll

by.3alya

18	OHM.5.1.02.002.01 يرسم بنى لويس لعدد من المركّبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة	نص الكتاب • استراتيجيات حل المسائل • أمثلة 3 و 4 و 5 • تطبيقات	84 , 85 , 86 ,87
	CHM.5.1.01.013.01 draw Lewis structures for a number of covalent compounds which has single and multiple bonds	Textbook • Problem - silving strategy • examples3 , 4 ,5 • Applications	
19	يُعلل الشحنات التي تعتبر بمثابة استثناءات لقاعدة الثمانيات ويفسر حدوث هذه الاستثناءات	نص الكتاب • الأشكال 15 و 16 و 17	88 , 89
	Give examples for the molecules which are exceptions to the octet rule, and explain why do these exceptions occur	Textbook • figures 15 , 16 , 17	

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 (NH_3).

1 حلل المسألة

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

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

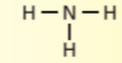
$$1\text{ N atom} \times \frac{5\text{ valence electrons}}{1\text{ N atom}} + 3\text{ H atoms} \times \frac{1\text{ valence electron}}{1\text{ H atom}}$$

تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

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

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

يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.



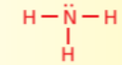
ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين طرفية.

حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

4 أزواج الإجمالي – 3 أزواج مستخدمة
= زوج واحد متبقي

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

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



ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

3 تقييم الإجابة

تُشارك كل ذرة هيدروجين زوج واحد من الإلكترونات، كما هو مطلوب. وتُشارك ذرة النيتروجين المركزية ثلاثة أزواج من الإلكترونات ولها زوج غير مرتبط واحد بحيث تحقق قاعدة الثمانية.

بنية لويس للمركب التساهمي ذي الروابط المتعددة

ثاني أكسيد الكربون هو ناتج التنفس الخلوي. ارسم بنية لويس لثاني أكسيد الكربون(CO_2).

1 حلل المسألة

يتكون جُزيء ثاني أكسيد الكربون من ذرة كربون واحدة وذرتي أكسجين. ونظرًا لأن الكربون له قوة جذب ضعيفة للإلكترونات المشتركة، فإن الكربون هو الذرة المركزية بينما ذرتا الأكسجين ذرات طرفية.

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

$$1\text{ C atom} \times \frac{4\text{ valence electrons}}{1\text{ C atom}} + 2\text{ O atoms} \times \frac{6\text{ valence electron}}{1\text{ O atom}}$$

يتوفر 16 إلكترون تكافؤ للربط.

$$\frac{16\text{ electrons}}{2\text{ electrons/pair}} = 8\text{ pairs}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الربط عن طريق قسمة عدد الإلكترونات المتوفرة على اثنين.

تتوفر ثمانية أزواج من الإلكترونات للترابط.

ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة الكربون المركزية وكل ذرة أكسجين طرفية.

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

8 أزواج الإجمالي – زوجين مستخدم
= 6 أزواج متبقية

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

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين طرفية.

حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

6 أزواج متوفرة – 6 أزواج مستخدمة
= 0 زوج متبقي

اطرح الأزواج غير المرتبطة من الأزواج المتوفرة.

افحص التركيب غير المكتمل أعلاه (الذي يعرض موضع الأزواج غير المرتبطة). لاحظ أن ذرة الكربون ليس لها ثمانية إلكترونات ولا يوجد أكثر من ثلاثة أزواج متوفرة من الإلكترونات. للوصول بذرة الكربون إلى الثمانية، ينبغي أن يُكوّن الجُزيء روابط ثنائية.

استخدم زوج غير مرتبط من كل ذرة أكسجين (O) لتكوين رابطة ثنائية مع ذرة الكربون (C).

3 تقييم الإجابة

تشارك كل من ذرة الكربون والأكسجين الآن ثمانية إلكترونات، والتي تحقق قاعدة الثمانية.

بنية لويس لأيون متعدد الذرات

ارسم بنية لويس الصحيحة لأيون الفوسفات متعدد الذرات (PO_4^{3-}).

1 حلل المسألة

أُعطيت بيانات تفيد بأن أيون الفوسفات يتألف من ذرة فوسفور وأربع ذرات أكسجين وشحنته -3. ونظرًا لأن الفوسفور له قوة جذب ضعيفة للإلكترونات المشتركة مقارنة بالأكسجين، فإن الفوسفور هو الذرة المركزية بينما تمثل ذرات الأكسجين الأربعة الذرات الطرفية.

2 حساب المجهول

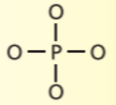
ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

$$1\text{ P atom} \times \frac{5\text{ valence electrons}}{\text{P atom}} + 4\text{ O atoms} \times \frac{6\text{ valence electron}}{\text{O atom}}$$

$$+ 3\text{ electrons x from the negative charge} = 32\text{ valence electrons}$$

$$\frac{32\text{ electrons}}{2\text{ electrons/pair}} = 16\text{ pairs}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الترابط.

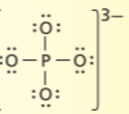


ارسم روابط أحادية من كل ذرة أكسجين طرفية إلى ذرة الفوسفور المركزية.

16 زوج متوفر – 4 أزواج مستخدمة
= 12 زوج متبقي

اطرح عدد الأزواج المستخدمة من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين طرفية.



يبرهن طرح الأزواج غير المرتبطة المستخدمة من الأزواج المتوفرة على عدم وجود أزواج إلكترونات متوفرة لذرة الفوسفور.

3 تقييم الإجابة

https://t.me/ll5inll

by.3alya

18	CHM.5.1.02.002.01 يرسم بنى لويس لعدد من المركّبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة	نص الكتاب + استراتيجيات حل المسائل + أمثلة 3 و 4 و 5 + تطبيقات	84 , 85 , 86 ,87
	CHM.5.1.01.013.01 draw Lewis structures for a number of covalent compounds which has single and multiple bonds	Textbook + Problem - silving strategy + examples3 , 4 ,5 + Applications	
19	يحلل التعزيزات التي تعتبر بمثابة استثناءات لقاعدة الثمانيات ويفسر حدوث هذه الإستثناءات	نص الكتاب + الأشكال 15 و 16 و 17	88 , 89
	Give examples for the molecules which are exceptions to the octet rule, and explain why do these exceptions occur	Textbook + figures 15 , 16 , 17	

37. ارسم بنية لويس لـــ BH_3.
38. **تحدي** يحتوي جزيء ثالث فلوريد النيتروجين على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم بنية لويس الخاصة بهذا الجزيء.

https://t.me/ll5inll

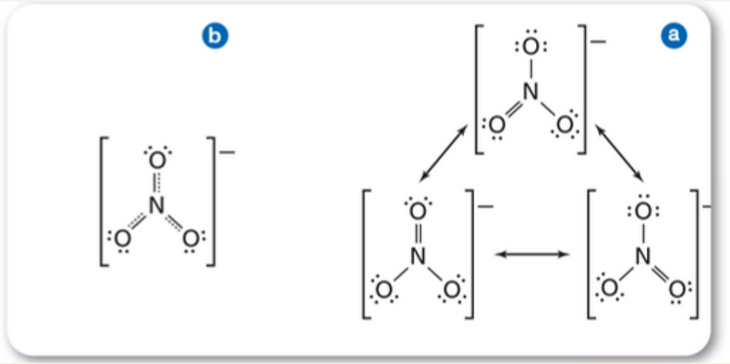
39. ارسم بنية لويس للإيثيلين، C_2H_4.
40. **تحدي** يحتوي جزيء من ثاني كبريتيد الكربون على كل من الأزواج غير المرتبطة والروابط التساهمية المتعددة. ارسم بنية لوريس الخاص به.

41. ارسم بنية لويس للأيون NH_4^+.
42. **تحدي** يحتوي الأيون ClO_4^- على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم بنية لويس الخاص به.

by.3alya

18	CHM.5.1.02.002.01 يرسم بنى لويس لعدد من المركّبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة	نص الكتاب • استراتيجيات حل المسائل • أمثلة 3 و 4 و 5 • تطبيقات	84 , 85 , 86 ,87
	CHM.5.1.01.013.01 draw Lewis structures for a number of covalent compounds which has single and multiple bonds	Textbook • Problem - silving strategy • examples3 , 4 ,5 • Applications	
19	يُعلل الشذوذات التي تعتبر بمثابة استثناءات لقاعدة الثمانيات ويفسر حدوث هذه الاستثناءات	نص الكتاب • الأشكال 15 و 16 و 17	88 , 89
	Give examples for the molecules which are exceptions to the octet rule, and explain why do these exceptions occur	Textbook • figures 15 , 16 , 17	

بنية لويس للأيونات متعددة الذرات على الرغم من أن الأنيون يعمل كوحدة واحدة، فإن الذرات داخل أي أيون متعدد الذرات تكون مترابطة بروابط تساهمية. يتشابه الإجراء الخاص برسم بُنى لويس للأيونات متعددة الذرات مع رسمها للمركبات التساهمية. ويظهر الاختلاف الوحيد في حساب إجمالي عدد الإلكترونات المتوفرة للربط. وبالمقارنة مع عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة في الذرات التي تكوّن الأيون، يتوفر عدد أكثر من الإلكترونات إذا كان الأيون سالب الشحنة ويتوفر عدد أقل إذا كان الأيون موجب الشحنة. لإيجاد إجمالي عدد الإلكترونات المتوفرة للربط، احسب أولاً العدد المتوفر في الذرات الموجودة في الأيون. وبعد ذلك، اطرح شحنة الأيون إذا كان الأيون موجب الشحنة وأضف شحنة الأيون إذا كان الأيون سالب الشحنة.



■ **الشكل 14** أيون النيترات (NO_3^-) يظهر خصائص رنين. **a.** تختلف تراكيب الرنين هذه فقط في موقع الرابطة الثنائية. مواقع ذرات النيتروجين والأكسجين تبقى كما هي. **b.** يشبه أيون النيترات الفعلي متوسط تراكيب الرنين الثلاث. في **a.** تُشير الخطوط المنقطة إلى المواقع المحتملة للرابطة الثنائية.

تراكيب الرنين

باستخدام نفس ترتيب الذرات، من الممكن امتلاك أكثر من بنية لويس صحيحة عندما يكون للجزيء أو الأيون متعدد الذرات رابطة أحادية وثنائية. لننظر إلى أيون النيترات متعدد الذرات (NO_3^-)، المعروض في **الشكل 14a**. يمكن استخدام ثلاث تراكيب متكافئة لتمثيل أيون النيترات.

الرنين هي حالة تحدث عندما تكتب أكثر من بنية لويس صحيحة لجزيء أو أيون. يُشار إلى بنيتين أو أكثر من بُنى لويس التي تمثل جزيء مفرد أو أيون على أنها تراكيب رنين. تختلف تراكيب الرنين فقط في موقع أزواج الإلكترونات، وليس في مواقع الذرات. يختلف موقع الأزواج غير المرتبطة وأزواج الربط في تراكيب الرنين. للجزيء O_3 والأيونات متعددت الذرات SO_3^{2-} وCO_3^{2-}, NO_2^-, NO_3^- جميعها يوجد فيها ظاهرة الرنين.

من المهم أن تعلم أن كل جزيء أو أيون يوجد فيه ظاهرة الرنين يتصرف 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 تراكيب الرنين.

https://t.me/l15mll

by.3alya

18	OHM.5.1.02.002.01 يرسم بنى لويس لعدد من المركّبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة	نص الكتاب • استراتيجيات حل المسائل • أمثلة 3 و 4 و 5 • تطبيقات	84 , 85 , 86 ,87
	CHM.5.1.01.013.01 draw Lewis structures for a number of covalent compounds which has single and multiple bonds	Textbook • Problem - silving strategy • examples3 , 4 ,5 • Applications	
19	يحلل التعبيرات التي تعتبر بمثابة استثناءات لقاعدة الثمانيات ويفسر حدوث هذه الاستثناءات	نص الكتاب • الأشكال 15 و 16 و 17	88 , 89
	Give examples for the molecules which are exceptions to the octet rule, and explain why do these exceptions occur	Textbook • figures 15 , 16 , 17	

ارسم تراكيب الرنين للجزيئات الآتية:

43. NO_2^- 44. SO_2 45. O_3

46. **تحدي** ارسم تراكيب الرنين للأيون SO_3^{2-}.

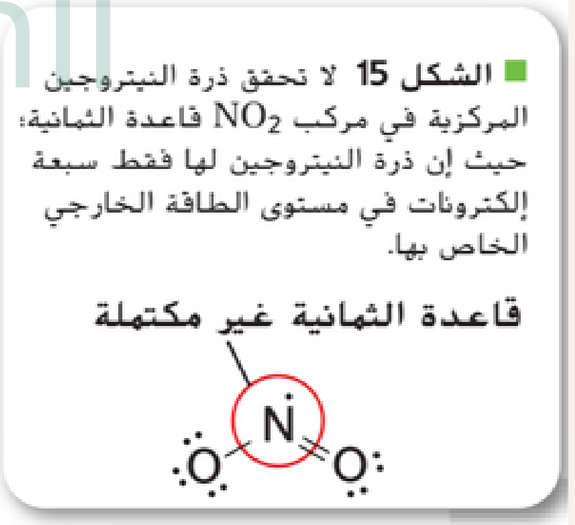
https://t.me/ll5inll

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.

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 ClO_2 وNO هما مثالان آخرين على الجزيئات التي لها أعداد فردية من إلكترونات التكافؤ.

الشكل 15 لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في مركب NO_2 قاعدة الثمانية؛ حيث إن ذرة النيتروجين لها فقط سبعة إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي الخاص بها.



by.3alya

18	OHM.5.1.02.002.01 يرسم بنى لويس لعدد من المركّبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة	نص الكتاب • استراتيجيات حل المسائل • أمثلة 3 و 4 و 5 • تطبيقات	84 , 85 , 86 ,87
	OHM.5.1.01.013.01 draw Lewis structures for a number of covalent compounds which has single and multiple bonds	Textbook • Problem - silving strategy • examples3 , 4 ,5 • Applications	
19	يُعلل الشذوذات التي تعتبر بمثابة استثناءات لقاعدة الثمانيات ويفسر حدوث هذه الاستثناءات	نص الكتاب • الأشكال 15 و 16 و 17	88 , 89
	Give examples for the molecules which are exceptions to the octet rule, and explain why do these exceptions occur	Textbook • figures 15 , 16 , 17	

الثمانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية وهناك استثناء آخر لقاعدة الثمانية يرجع إلى عدة مركبات تكوّن الثمانيات الفرعية – حيث تكون التوزيعات المستقرة بأقل من ثماني إلكترونات موجودة حول كل ذرة. هذه المجموعة نادرة نسبيًا، ويُعد BH_3 مثالا على ذلك. البورون، شبه فلز يقع في المجموعة 13 يكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لافلزية أخرى.

تشارك ذرة البورون بستة إلكترونات فقط – أي لا تتبع قاعدة الثمانية، تميل مثل هذه المركبات إلى أن تكون نشطة كيميائيًا ويمكن أن تستقبل زوجًا من الإلكترونات التي تتبرع بها ذرة أخرى.

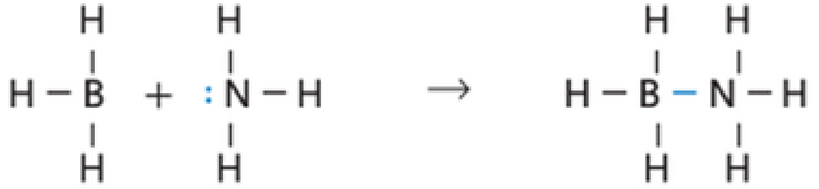
تتكون رابطة تساهمية تناسقية عندما تمنح ذرة واحدة الإلكترونين لتصبح مشتركة مع أي ذرة أو أيون يحتاج إلى إلكترونين لتكوّن ترتيبًا إلكترونيًا مستقرًا مع طاقة وضع منخفضة. ارجع إلى **الشكل 16.** تكوّن الذرات أو الأيونات مع الأزواج غير المرتبطة روابط تساهمية تناسقية مع الذرات أو الأيونات التي تحتاج إلى إلكترونين إضافيين.

الثمانيات 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 بالثمانيات 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.

https://t.me/ll5lnll

by.3alya

18	CHM.5.1.02.002.01 يرسم بنى لويس لعدد من المركّبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة	نص الكتاب • استراتيجيات حل المسائل • أمثلة 3 و 4 و 5 • تطبيقات	84 , 85 , 86 ,87
	CHM.5.1.01.013.01 draw Lewis structures for a number of covalent compounds which has single and multiple bonds	Textbook • Problem - silving strategy • examples3 , 4 ,5 • Applications	
19	يُعلل الشذوذات التي تعتبر بمثابة استثناءات لقاعدة الثمانيات ويفسر حدوث هذه الإستثناءات.	نص الكتاب • الأشكال 15 و 16 و 17	88 , 89
	Give examples for the molecules which are exceptions to the octet rule, and explain why do these exceptions occur	Textbook • figures 15 , 16 , 17	



ذرة البورون ليست بها إلكترونات تشارك بها. في حين أن ذرة النيتروجين بها إلكترونان تشارك بهما.

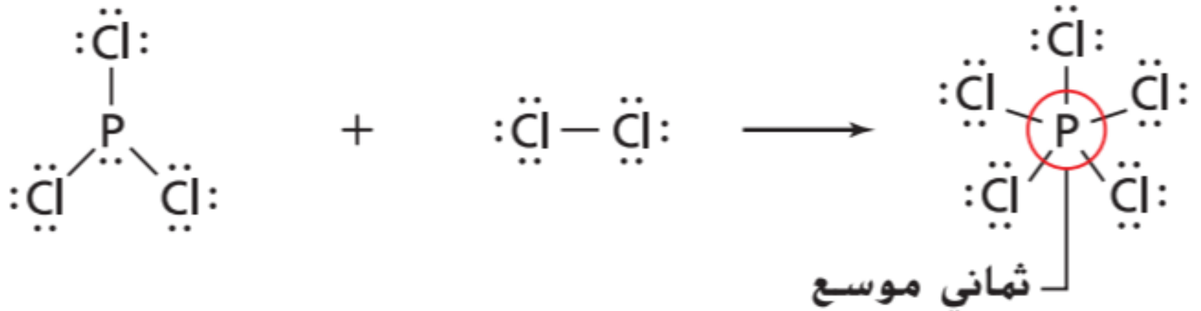
ذرة النيتروجين تشارك بإلكترونيها لتكون رابطة تساهمية تناسقية.

■ **الشكل 16** في هذا التفاعل بين ثالث هيدريد البورون (BH_3) والأمونيا (NH_3). تمنح ذرة النيتروجين الإلكترونين اللذين يتشارك بهما البورون والنيتروجين مكوّنة رابطة تساهمية تناسقية.

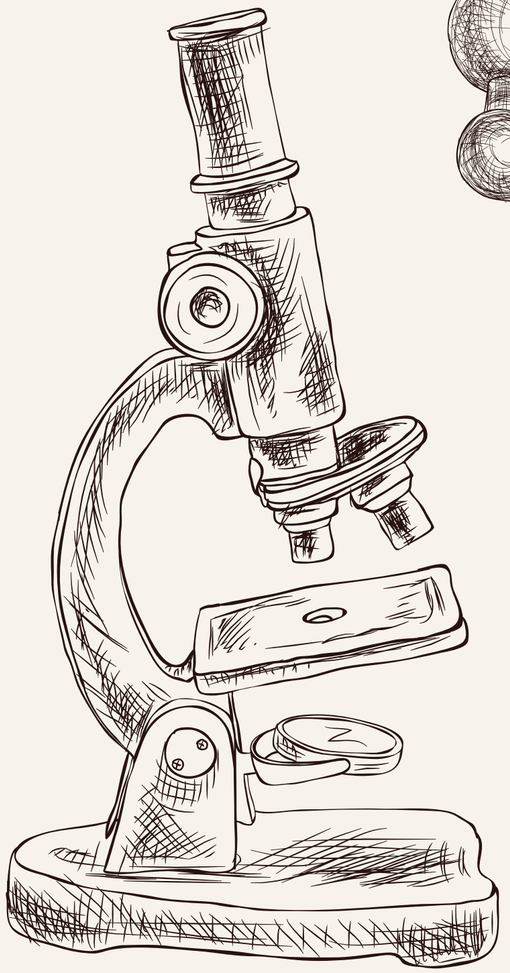
فسر هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في الجزيء الناتج قاعدة الثمانية؟

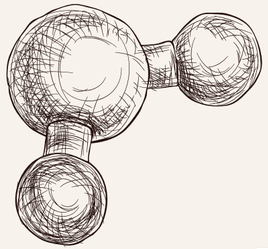
https://t.me/l15inl

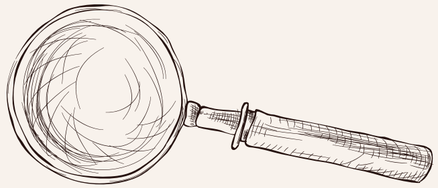
■ **الشكل 17** قبل تفاعل PCl_3 وCl_2، فإن كل ذرة متفاعلة تتبع قاعدة الثمانية. بعد التفاعل، يكون للناتج PCl_5، ثمانيات موسعة تحتوي على عشرة إلكترونات.

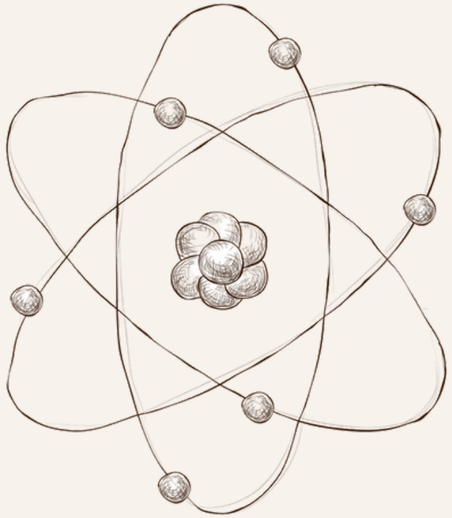


by.3alya









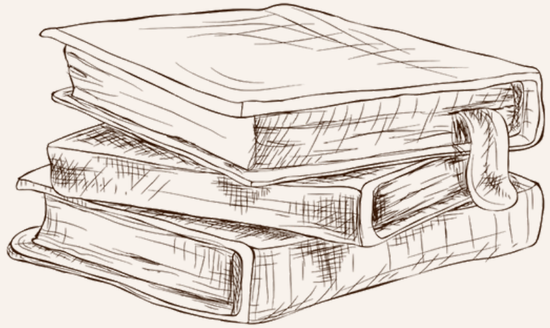
Thank you!

Do you have any questions?

11 gen📚

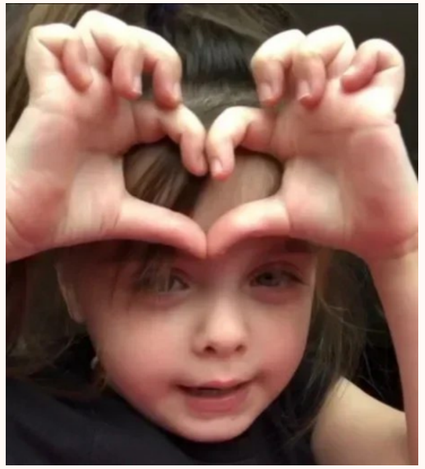
learning channel

Telegram



اللهم اعني في دراستي و بارك لي في وقتي و اجعل نهاية جهدي فرحاً .. اللهم وفقني و يسر أمري .

لا تنسوني من دعواتكم



by.3alya