تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية

	almanahj.com/ae 2025 2024 موقع المناهج الإماراتية

تجميعة أسئلة مراجعة وفق الهيكل الوزاري منهج بريدج الخطة C

موقع المناهج ⇦ المناهج الإماراتية ⇦ الصف الحادي عشر العام ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الأول ⇦ ملفات المدرس ⇦ الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2024-11-19 10:38:20

المزيد من مادة كيمياء:	ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس
	إعداد: محمد الجبر

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الحادي عشر العام

صفحة المناهج الإماراتية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف الحادي عشر العام والمادة كيمياء في الفصل الأول

1	تجميعة أسئلة وفق الهيكل الوزاري منهج بريدج
2	تجميعة صفحات الكتاب وفق الهيكل الوزاري منهج بريدج
3	الهيكل الوزاري الجديد المسار العام منهج بريدج الخطة C-101
4	حل أسئلة الامتحان النهائي الوزاري
5	كتاب دليل المعلم المجلد الأول منهج بريدج

Academic Year العام الدراسي	2024/2025
Term الفصل	1
Subject المادة	Chemistry /Bridge الكيمياء /بريدج
خطة: C101	
Grade الصف	11
Stream الممسار	General العام
Number of MCQ عدد الأسئلة الموضوعية	20
Marks of MCQ درجة الأسئلة الموضوعية	5
Number of FRQ عدد الأسئلة المقالية	0
Marks per FRQ الدرجات للأسئلة المقالية	0
Type of All Questions نوع كافة الأسئلة	MCQ/ الأسئلة الموضوعية
Maximum Overall Grade الدرجة القصوى الممكنة	100

وزارة التربية والتعليم
MINISTRY OF EDUCATION

مدرسة أسماء بنت النعمان للتعليم الثانوي

هيكل اختبار الكيمياء

الحادي عشر العام C101

الأستاذ : محمد الجبر

0503644012

1	يعرّف السمات والخصائص الرئيسية للجدول الدوري الحديث	نص الكتاب + الشكل 5	7,8,9,10,11
	Explains the key features and characteristics of the modern periodic table	Textbook + figure 5	

الجدول الدوري الحديث

يتألف الجدول الدوري الحديث من مربعات، يحتوي كل منها على اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية. يظهر مربع نموذجي من الجدول في **الشكل 3**. يتم ترتيب المربعات تصاعديًا حسب العدد الذري في سلسلة من الأعمدة تسمى **المجموعات** أو العائلات ومجموعة من الصفوف تسمى **الدورات**. يظهر الجدول في **الشكل 5** في الصفحة التالية وعلى الصفحة الداخلية لغلاف الكتاب المدرسي الخلفي.

التأكد من فهم النص عرّف المجموعات و الدورات.

يوجد سبع دورات بدءًا بالهيدروجين في الدورة الأولى. وتُرقّم المجموعات من 1 إلى 18. فعلى سبيل المثال، تحتوي الدورة 4 على البوتاسيوم والكالسيوم في حين يوجد عنصر السكانديوم (Sc) في العمود الثالث من جهة اليسار أي المجموعة 3. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16. وللعناصر التي في المجموعات 1 و2 ومن 13 إلى 18مجموعة كبيرة من الخواص الفيزيائية والكيميائية. ولهذا السبب، يُشار إليها في الغالب باسم المجموعات الرئيسة أو **العناصر الرئيسة**. ويُشار إلى العناصر في المجموعات من 3 إلى 12 **بالعناصر الانتقالية**. وتصنف العناصر إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات.

الفلزات تسمى العناصر التي تمتاز باللمعان (عندما تكون نظيفة وناعمة) وصلبة في درجة حرارة الغرفة وكذلك جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء **الفلزات**. وأغلب الفلزات قابلة للطرق و السحب مما يعني أنه يمكن تشكيلها في صورة صفائح رقيقة وسحبها على هيئة أسلاك على التوالي. ومعظم العناصر الرئيسة وجميع العناصر الانتقالية فلزات. إذا نظرت إلى عنصر البورون (B) في العمود 13، فسترى خطًا عريضًا على شكل درجات السلم متعرجًا نزولًا إلى عنصر الأستاتين (At) في نهاية المجموعة 17. يكوّن هذا الخط فاصلًا مرئيًا بين الفلزات واللافلزات في الجدول. في **الشكل 5**، تُمثَّل الفلزات بمربعات زرقاء.

الفلزات القلوية جميع العناصر الموجودة على يسار الجدول فلزات باستثناء الهيدروجين. تُعرف عناصر المجموعة 1 (باستثناء الهيدروجين) **بالفلزات القلوية**. وتوجد الفلزات القلوية عادةً في صورة مركبات مع عناصر أخرى، وذلك لشدة نشاطها الكيميائي. يوجد فلزان قلويان معروفان هما الصوديوم (Na)، وهو من مكونات الملح، والليثيوم (Li) ويُستخدم غالبًا في البطاريات.

الفلزات القلوية الأرضية توجد **الفلزات القلوية الأرضية** في المجموعة 2 وهي نشطة كيميائيًا الكالسيوم (Ca) والمغنيسيوم (Mg) فلزان مهمان لصحتك وهما من أمثلة الفلزات القلوية الأرضية. ونظرًا لأن المغنيسيوم يتميز بالصلابة وخفة الوزن

الفلزات الانتقالية الداخلية والفلزات الانتقالية تنقسم العناصر الانتقالية إلى **فلزات انتقالية و فلزات انتقالية داخلية**. تقع مجموعتا الفلزات الانتقالية 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 في الوزن في صنع إطارات الدراجات والنظارات.

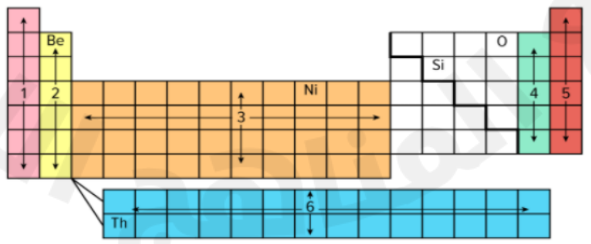
الربط بعلم الأحياء **اللافلزات** تشغل اللافلزات الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري. وهي ممثلة بالمربعات الصفراء في **الشكل 5**. **واللافلزات** بشكل عام هي غازات أو أجسام صلبة هشة باهتة اللون. وهي موصلات رديئة للحرارة والكهرباء. واللافلز الوحيد الذي يكون سائلًا في درجة حرارة الغرفة هو البروم (Br). يُعدّ الأكسجين العنصر الأكثر توفرًا في جسم الإنسان ويُشكّل 65% من كتلة الجسم.

تتألف المجموعة 17 من عناصر نشطة كيميائيًا يُطلق عليها **الهالوجينات**. وكما هو الحال مع عناصر المجموعة 1 والمجموعة 2، تكون الهالوجينات في الغالب جزءًا من مركبات. تُضاف المركبات التي تصنع من الفلور (F) إلى معجون الأسنان وماء الشرب للحماية من تسوس الأسنان. يُطلق على عناصر المجموعة 18 التي تتميز بأنها غير نشطة كيميائيًا. **الغازات النبيلة** وتُستخدم في أشعة الليزر ومجموعة متنوعة من المصابيح الضوئية واللافتات المضيئة بالنيون.

أشباه الفلزات يُطلق على العناصر الموجودة في مربعات خضراء على جانب الخط المتعرج في **الشكل 5** أشباه فلزات. تتمتع **أشباه الفلزات** بكل من الخواص الفيزيائية والكيميائية للفلزات واللافلزات. والسيليكون (Si) والجرمانيوم (Ge) عنصران مهمان من أشباه الفلزات ويُستخدمان على نطاق واسع في رقاقات الكمبيوتر والخلايا الشمسية. ويُستخدم السيليكون أيضًا في الجراحات التعويضية أو في التطبيقات المقاربة للواقع، كما هو موضح في **الشكل 6**.

تقع الفلزات في الجدول الدوري في المجموعات	
1,2,13	A
15,16,17	B
1,2,18	C
2,5,8	D

ما الرقم الذي يُمثل الفلزات الانتقالية الداخلية في الرسم التخطيطي أدناه للجدول الدوري للعناصر؟



ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث يعتمد على .....للعنصر.

العدد الكتلي

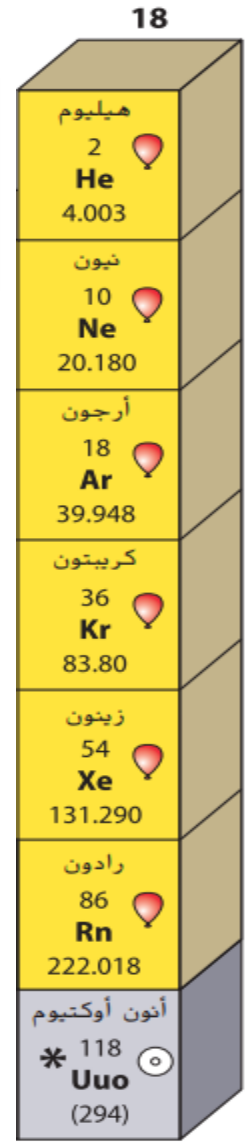
الاسم

الرمز الكيميائي

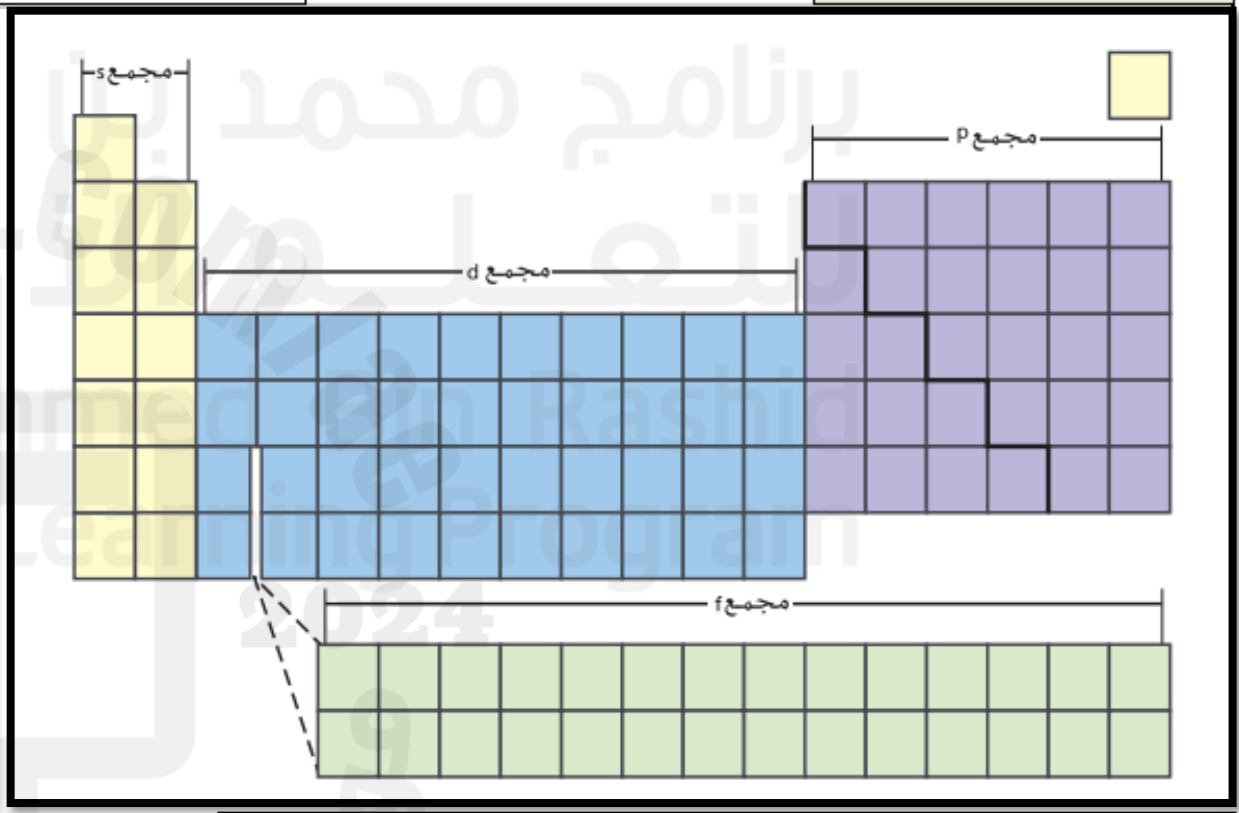
العدد الذري

2	Describe the general properties and applications of noble gases	يصف الخصائص العامة الغازات النبيلة واستخداماتها Textbook + fiqure 5	نص الكتاب + الشكل 5 8,9,10

يُطلق على عناصر المجموعة 18 التي تتميز بأنها غير نشطة كيميائيًا. **الغازات النبيلة** وتُستخدم في أشعة الليزر ومجموعة متنوعة من المصابيح الضوئية واللافتات المضيئة بالنيون.



3	يحدد المجمعات المختلفة في الجدول الدوري مع تحديد رقم المجموعة والعناصر الموجودة فيه	نص الكتاب + الشكل 8	13,14,15
	Identify the different blocks in the periodic table, specifying the group number and the elements found within each block	Textbook + figure 8	



مُستخدمًا الترتيب الإلكتروني التالي ،

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

ما المجمع في الجدول الدوري الذي يقع فيه العنصر ؟

أي مجمع الذي يقع فيه العنصر ذو الترتيب الإلكتروني التالي؟

$[Ar]\ 4s^2\ 3d^1$

- المجمع d
- المجمع S
- المجمع f
- المجمع p

أي مجمع الذي يقع فيه العنصر ذو الترتيب الإلكتروني التالي؟

$[Ar]\ 4s^2\ 3d^1$

- المجمع d
- المجمع S
- المجمع f
- المجمع p

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

a. $[Ne]3s^2$ b. $[He]2s^2$ c. $[Kr]5s^24d^{10}5p^5$

16	نص الكتاب + مثال1 + تطبيقات	يوظّف ترميز الترتيب الإلكتروني، وترميز الغاز النبيل للعناصر ، ومخططات الأفلاك الذرية، وترميز الغاز النبيل للعناصر (Z= 1-36) لتحديد موقع عنصر ما في الجدول الدوري (الدورة، المجموعة والمجمع)	4
	Textbook + Example 1 + Applications	Use electron configuration notation, noble gas notation, atomic orbital diagrams, and noble gas notation for elements (Z=1-36) to determine the position 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	المجهول
الترتيب الإلكتروني = $[Kr]5s^2$	المجموعة = ؟
	الدورة = ؟
	المجمع = ؟

2 إيجاد القيمة المجهولة

يُشير s^2 إلى أنّ 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.

. ما رموز العناصر التي لها ترتيبات إلكترونات التكافؤ التالية؟

a. s^2d^1 b. s^2p^3 c. s^2p^6

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

a. عنصر في المجموعة 2 وفي الدورة الرابعة c. غاز نبيل في الدورة الخامسة

b. عنصر في المجموعة 12 وفي الدورة الرابعة d. عنصر في المجموعة 16 وفي الدورة الثانية

يُعدّ العنصر ذا الترتيب الإلكتروني $[Ar]4s^2$ مادة معدنية مهمة في اللبن. حدد مجموعة العنصر ودورته ومجمعه في الجدول الدوري.

أي عنصر يُشابه في الخواص الكيميائية عنصر له الترتيب الإلكتروني؟

$[He]\ 2s^2\ 2p^5$

- عنصر الذي يقع في المجمع S
- عنصر الذي يقع في المجموعة 17
- عنصر الذي يقع في الدورة 2
- عنصر الذي يقع في المجمع p

أين يقع العنصر ذو الترتيب الإلكتروني $[Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$ في الجدول الدوري؟

A – في الدورة 5 والمجموعة 2

B – في الدورة 5 والمجموعة 12

c – في الدورة 5 والمجموعة 14

D – في الدورة 5 والمجموعة 4

5	يشرح الاتجاه الدوري لأنصاف الأقطار الذرية عبر دورة ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار حتى اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	نص الكتاب + مثال 2 + تطبيقات +الشكل 11	17,18,19,20
	Explain the periodic trend of atomic radii across a period and down a group in the periodic table (moving from left to right across a period and from top to bottom down a group)	Textbook + example 2 + Applications +figure 11	

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.

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.

أجب عن الأسئلة التالية باستخدام معرفتك باتجاهات المجموعات والدورات في أنصاف الأقطار الذرية. لا تستخدم قيم أنصاف الأقطار الذرية في الشكل 11 للإجابة عن الأسئلة.

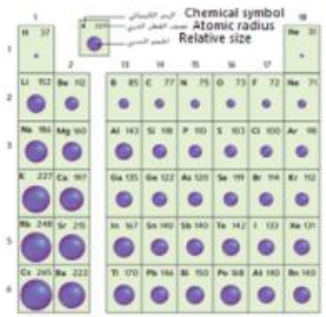
16. أي العناصر التالية له أكبر نصف قطر ذري: المغنيسيوم (Mg) أم السيليكون (Si) أم الكبريت (S) أم الصوديوم (Na)؟ وما الأصغر قطرًا؟
17. يُظهر الشكل على اليسار الهيليوم والكربيتون والرادون. أيها يمثل الكربيتون؟ وكيف يمكنك معرفة ذلك؟

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.
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

لماذا تقل أنصاف الأقطار الذرية عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة بوجه عام؟

- بسبب نقصان الشحنة الموجبة في النواة
- بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية
- بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة
- بسبب نقصان عدد مستويات الطاقة الرئيسية

لماذا تزداد أنصاف الأقطار الذرية عند الانتقال لأسفل خلال أي مجموعة؟



- بسبب بقاء مستوى الطاقة الرئيس ثابت
- بسبب نقصان شحنة النواة
- بسبب ازدياد بعد إلكترونات التكافؤ عن النواة
- بسبب ازدياد قرب إلكترونات التكافؤ من النواة

Almanahj.com

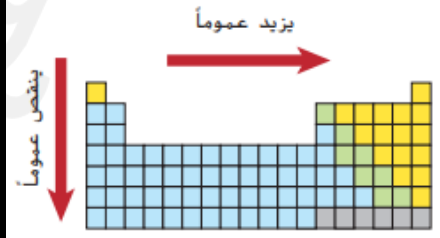
6	يشرح الاتجاه الدوري لطاقة التأين الأولى عبر دورة ما ، ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار حتى اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	نص الكتاب + الشكل 17	21,22,23
	Explain the periodic trend of the first ionization energy across a period and down a group in the periodic table (moving from left to right across a period and from top to bottom down a group).	Textbook + figure 17	

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^+.

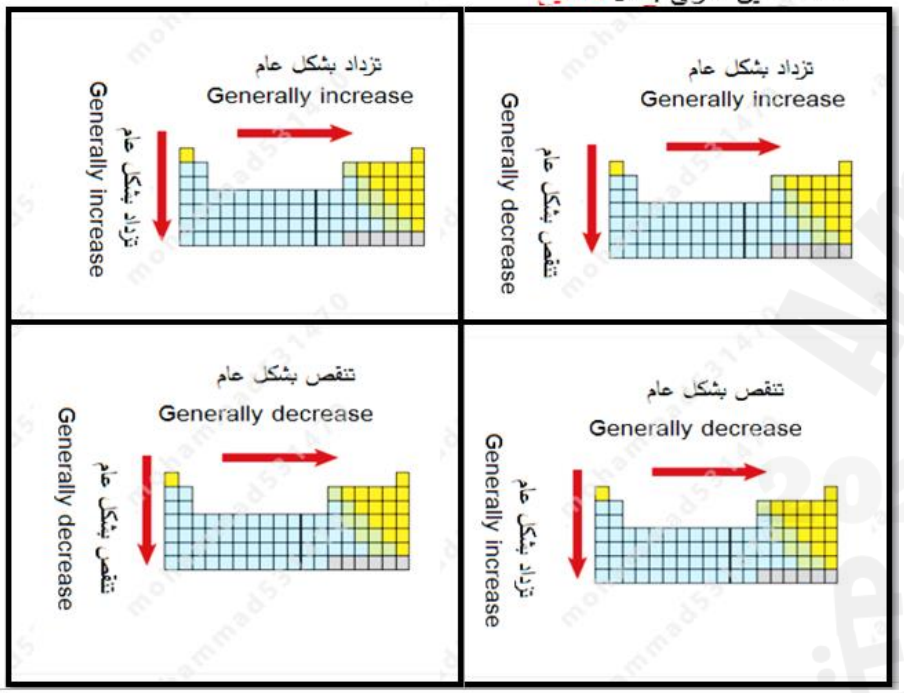
الاتجاهات عبر الدورات كما هو موضح في **الشكل 16** ووفقًا للقيم الواردة في **الجدول 5**، تزيد طاقات التأين الأولى بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. وتؤدي زيادة شحنة النواة لكل عنصر تالٍ زيادة التمسك بإلكترونات التكافؤ.

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

أي مخطط مما يلي يصف تدرج طاقة التأين الأولى بشكل صحيح؟



ما التَرتيب الإلكتروني الذي يُمثّل أعلى طاقة تأين أولى؟

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

b. $[He]2s^2\ 2p^1$

c. $[He]2s^2\ 2p^3$

d. $[He]2s^1$

أي عنصر من العناصر التالية له أكبر طاقة تأين؟

a. Li و N　　b. Kr و Ne　　c. Cs و Li

24	نص الكتاب + الشكل 18	يشرح الاتجاه الدوري للسالبية الكهربائية عبر دورة ما ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار حتى اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	7
	Textbook + fiqure 18	Explain the periodic trend of electronegativity across a period and down a group in the periodic table (moving from left to right across a period and from top to bottom down a (group	

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.

السالبية الكهربائية تزداد

السالبية الكهربائية تقل

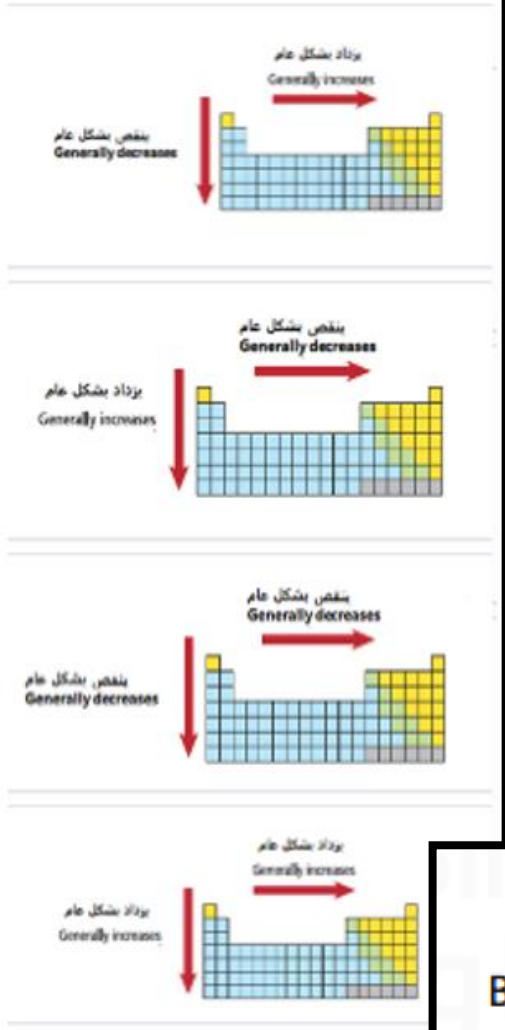
1 H 2.20																	2 He
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	10 Ne
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	18 Ar
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96	36 Kr
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66	54 Xe
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.1	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2	86 Rn
87 Fr 0.70	88 Ra 0.90	89 Ac 1.1	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh		118 Uuo

السالبية الكهربائية < 1.0
1.0 ≤ السالبية الكهربائية < 2.0
2.0 ≤ السالبية الكهربائية < 3.0
3.0 ≤ السالبية الكهربائية < 4.0

قيم السالبية الكهربائية بوحدات بولينج

أي مجموعة ليس لها قيم سالبية كهربائية في الجدول الدوري للعناصر؟

أي المخططات التالية يُبين تدرج السالبية الكهربائية بشكل صحيح؟



أي العناصر في كل زوج من العناصر التالية له سالبية كهربائية أكبر؟

a. K و As b. N و Sb c. Sr و Be

8	يكتب الترتيب الإلكتروني باستخدام الترميز النقطي للإلكترون لذرة عنصر Write the electron configuration using the electron dot notation for an atom of an element	نص الكتاب + الجدول 1 Textbook+table 1	36,37

إلكترونات التكافؤ تذكر أنّ الترميز النقطي للإلكترونات هو نوع من أنواع المخططات المستخدمة لتوضيح إلكترونات التكافؤ. يُعدّ الترميز النقطي للإلكترونات مفيدًا للغاية عند استخدامه لتوضيح تكوّن الروابط الكيميائية. يوضح **الجدول 1** العديد من الأمثلة على الترميز النقطي للإلكترونات. على سبيل المثال، الكربون، الذي له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$، لديه أربعة إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الثاني. تُمثّل إلكترونات التكافؤ بواسطة أربع نقاط حول الرمز C الموجود في الجدول.

تذكّر أيضًا أنّ طاقة التأين تُشير إلى مدى سهولة فقدان الذرة للإلكترون وأن الميل الإلكتروني يشير إلى مقدار جذب الذرة للإلكترونات. تُظهر الغازات النبيلة، التي تتميّز بطاقات التأين العالية وميل إلكتروني منخفض نقصًا عامًا في النشاط الكيميائي. تتفاعل العناصر الأخرى في الجدول الدوري مع بعضها بحيث تُشكّل مركّبات متعددة. ويرتبط الاختلاف في النشاط الكيميائي مباشرة بإلكترونات التكافؤ.

الاختلاف في النشاط الكيميائي يعتمد على قاعدة الثمانية (الترتيب المستقر الذي يحتوي على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الأبعد). تمتلك الغازات النبيلة الخاملة ترتيبات إلكترونية يكون فيها مستوى الطاقة الخارجي ممتلئ. يمتلئ هذا المستوى بإلكترونين بالنسبة إلى ذرة الهيليوم ($1s^2$) وثمانية إلكترونات بالنسبة إلى الغازات النبيلة الأخرى (ns^2np^6). تميل العناصر إلى التفاعل لاكتساب التركيب الإلكتروني المستقر لأي غاز نبيل.

الجدول 1 الترميز النقطي للإلكترونات

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

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

ما الترتيب الإلكتروني الصحيح لأيون Na^+ ؟

ماذا يحدث عندما يتفاعل الألمنيوم مع النيتروجين حسب المعادلة أدناه؟

A – تكتسب ذرة الألمنيوم 5 إلكترونات وتكوّن أيون Al^{5-}

B – تفقد ذرة الألمنيوم 3 إلكترونات وتكوّن أيون Al^{3+}

C – تكتسب ذرة النيتروجين 5 إلكترونات وتكوّن أيون N^{5-}

D – تفقد ذرة النيتروجين 3 إلكترونات وتكوّن أيون N^{3+}

$2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$

كيف تستقرّ ذرات عناصر المجموعة 15؟

A – بفقدان إلكترونين

B – باكتساب إلكترونين

C – بفقدان 3 إلكترونات

D – باكتساب 3 إلكترونات

الأيون الموجب هو ذرة
اكتسبت الكترونات
فقدت الكترونات
A+B
لا شيء صحيح

37,39	نص الكتاب + الشكلين 3و4	يكتب الترتيب الإلكتروني باستخدام ترميز الترتيب الإلكتروني، وترميز الغاز النبيل للأيونات	9
	Textbook + figures 3 and 4	Write the electron configuration using electron configuration notation and noble gas notation for ions	

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) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

ذرة الأرجون (Ar) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

أيون الكلوريد (Cl^-) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

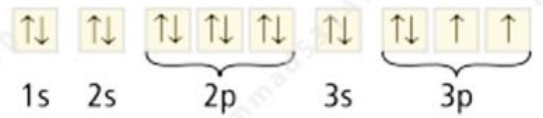
الأنيون هو أيون سالب الشحنة. لتسمية أي أنيون. تتم إضافة المقطع (-يد) *ide-* في نهاية اسم جذر العنصر. ولهذا. تُصبح ذرة الكلور أنيون كلوريد. ما هو اسم أنيون النيتروجين؟

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

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

مُستخدمًا الترميز الفلكي لذرة الكبريت المُبين أدناه،

كيف تكوّن ذرة الكبريت أيوناً ؟



تفقد أربعة إلكترونات

تفقد إلكترونين

تكتسب إلكتروناً واحداً

تكتسب إلكترونين

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) $1s^2 2s^2 2p^6$

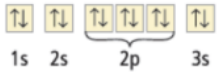
ذرة الصوديوم (Na) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

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.

الترميز الفلكي للمغنيسيوم مُبين في الشكل أدناه،

كيف يكون المغنيسيوم الأيون الخاص به؟



يفقد 4 إلكترونات

يفقد إلكترونين

يكتسب إلكترون واحد

يكتسب إلكترونين

الترتيب الإلكتروني لذرة الفوسفور هو: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

عندما تكسب ذرة الفوسفور 3 إلكترونات يتكون أيون الفوسفيد P^{3-} ،

ما الترتيب الإلكتروني لأيون P^{3-} ؟

الأيون الموجب هو ذرة
اكتسبت الكترونات
فقدت الكترونات
A+B
لا شيء صحيح

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

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

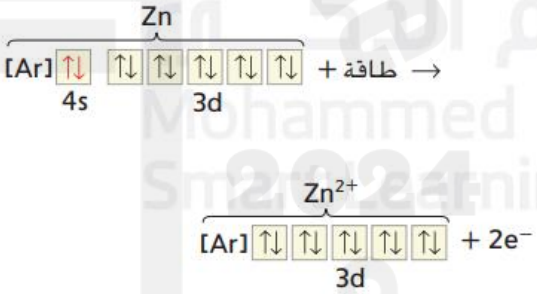
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

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

38	نص الكتاب + الشكل 3	يكتب الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل باستخدام ترميز الافلاك، وترميز الغاز النبيل للأيونات	10
	Textbook + fiqure 3	Write the electron configuration using orbital notation, and the noble gas notation for ions	

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 و p 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.

■ **الشكل 3** عندما يتفاعل الخارصين مع اليود، تسبب الحرارة الناتجة عن التفاعل في تسامي اليود الصلب إلى بخار أرجواني اللون. يتكون بقعر الأنبوب ZnI_2 الذي يحتوي على أيونات Zn^{2+} مع ترتيب إلكتروني لغاز شبه نبيل.



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

Almanahj 2025
Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program 2024
المنهج الإماراتي

48,49,50,51	نص الكتاب + أمثلة 1 ,2&+ تطبيقات	يكتب الصيغة الكيميائية لمركب أيوني يحتوي على أيونات أحادية الذرة من مجموعتين	11
	Textbook + examples 1&2+ Applications	Write the chemical formula of an ionic compound composed of single-atom ions that belong to two different groups on the periodic tabl	

تذكر أن المركب الأيوني يتألف من أيونات مرتّبة بنمط متكرر. وتُسمى الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني **وحدة الصيغة**. وهي تمثل أبسط نسبة للأيونات. على سبيل المثال، وحدة الصيغة لكلوريد المغنيسيوم هي $MgCl_2$ لأن نسبة أيونات الكلوريد والمغنيسيوم هي 1:2.

الشحنة الكلية في وحدة الصيغة هي صفر؛ لأنها تمثل البلورة بكاملها والتي تكون متعادلة كهربائيًا. وتحتوي وحدة الصيغة لـ $MgCl_2$ على أيون Mg^{2+} واحد وأيوني Cl^- للحصول على شحنة كلية تساوي صفرًا.

الجدول 7 أيونات أحادية الذرة

المجموعة	الذرات التي تكوّن الأيونات	شحنة الأيون
1	Cs و Rb و K و Na و Li و H	1+
2	Ba و Sr و Ca و Mg و Be	2+
15	As و P و N	3-
16	Te و Se و S و O	2-
17	I و Br و Cl و F	1-

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكوّنة من الأيونات التالية:

24. الصوديوم والنيترات

25. الكالسيوم والكلورات

26. الألمنيوم والكربونات

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

الجدول 8 أيونات فلزية أحادية الذرة

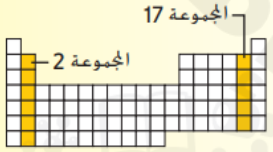
المجموعة	الأيونات الشائعة
3	Sc^{3+}، Y^{3+}، La^{3+}
4	Ti^{2+}، Ti^{3+}
5	V^{2+}، V^{3+}
6	Cr^{2+}، Cr^{3+}
7	Mn^{2+}، Mn^{3+}، Tc^{2+}
8	Fe^{2+}، Fe^{3+}
9	Co^{2+}، Co^{3+}
10	Ni^{2+}، Pd^{2+}، Pt^{2+}، Pt^{4+}
11	Cu^{+}، Cu^{2+}، Ag^{+}، Au^{+}، Au^{3+}
12	Zn^{2+}، Cd^{2+}، Hg_2^{2+}، Hg^{2+}
13	Al^{3+}،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

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.



42,43,44,45	نص الكتاب + الجدول 5	يشرح الخصائص الفيزيائية للمركّبات الأيونية كدرجة الانصهار ودرجة الغليان ، والتوصيل الكهربائي عندما تكون صلبة أو منصهرة أو ذائبة	12
	Textbook+table 5	Explain the physical properties of ionic compounds, such as melting point, boiling point, and electrical conductivity when they are solid, molten, or dissolved	

ينتج عن التجاذبات القوية بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في مركّب أيوني تكوّن شبكة بلورية. **والشبكة البلورية** عبارة عن ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد للجسيمات. يُحاط كل أيون موجب في أي شبكة بلورية بأيونات سالبة ويُحاط كل أيون سالب بأيونات موجبة. تتنوع البلورات الأيونية في الشكل بسبب الأحجام والأعداد النسبية للأيونات المترابطة كما هو موضَّح من خلال المعادن

الجدول 5 درجات انصهار وغليان بعض المركّبات الأيونية

المركّب	درجة الانصهار (C°)	درجة الغليان (C°)
NaI	660	1304
KBr	734	1435
NaBr	747	1390
$CaCl_2$	782	1600<
NaCl	801	1413
MgO	2852	3600

تتغير الحالة بصورة جذرية عندما تنصهر المادة الصلبة الأيونية لتصبح سائلة أو تذوب في المحلول. وتصبح الأيونات – التي كانت مقيدة في أماكنها – حرة الحركة وتوصل التيار الكهربائي. وتُعتبر المركّبات الأيونية في المحلول وفي الحالة السائلة موصلات ممتازة للكهرباء. ويُطلق على المركّب الأيوني الذي يوصل محلوله المائي التيار الكهربائي اسم "**الإلكتروليت**".

ونظرًا لأن الروابط الأيونية قوية نسبيًا، فإن البلورات الأيونية تتطلب كمية كبيرة من الطاقة لتنكسر إلى أجزاء. ولهذا، يكون للبلورات الأيونية درجات انصهار وغليان مرتفعة، كما هو موضَّح في **الجدول 5**. وتمتاز الكثير من البلورات، ومنها الأحجار الكريمة، بألوانها الزاهية، وذلك بسبب وجود فلزات انتقالية في الشبكات البلورية.

وتكون أيضًا البلورات أجسامًا هشّة و قوية و صلبة بسبب قوى التجاذب الكبيرة التي تثبت الأيونات في مكانها. عند تطبيق قوة كبيرة على البلورة – قوة كافية للتغلب على قوى التجاذب التي تثبت الأيونات في مكانها داخل البلورة – تتهشم البلورة أو تتفتت إلى أجزاء كما في **الشكل 9**. لأن القوة الخارجية المُطبقة تحرك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض ،مما يجعل قوى التنافر تفتت البلورة إلى أجزاء.

لماذا تكون طاقة الشبكة البلورية في المركّب (KF) أكبر من طاقة الشبكة في المركّب (RbF) ؟

الأعداد الذرية هي (K = 19 , F = 9 , Rb = 37)

A – شحنة أيون **الروبيديوم** أكبر من شحنة أيون **البوتاسيوم**

B – شحنة أيون **الروبيديوم** أقل من شحنة أيون **البوتاسيوم**

C – قطر أيون **البوتاسيوم** أكبر منها قطر أيون **الروبيديوم**

D – قطر أيون **البوتاسيوم** أقلّ منها قطر أيون **الروبيديوم**

لماذا تُعتبر المركبات الأيونية في المحلول والحالة السائلة موصلات ممتازة للكهرباء؟

بسبب قيد حركة الجزيئات المشحونة

بسبب توفر قوى الجذب الفعالة

بسبب عدم توفر جزيئات مشحونة

بسبب حرية الحركة للجزيئات المشحونة

ما السبب الرئيس في اختلاف قيم طاقة الشبكة بين المركبات الأيونية الموضحة بالجدول أدناه ؟

المركب Compound	طاقة الشبكة Lattice Energy (kJ/mol)
$SrCl_2$	2142
AgCl	910

ما أثر وجود فلزات انتقالية في الشبكات البلورية؟

A – ارتفاع درجات الانصهار والغليان

B – إكساب البلورات ألوانًا زاهية

C – القدرة على توصيل الكهرباء

D – انخفاض درجات الانصهار والغليان

ما الذي يفسر ازدياد الصلابة والقوة في الفلزات الانتقالية مقارنة بالفلزات القلوية؟

A – لأن الفلزات الانتقالية تمتلك إلكترونات غير متمركزة في المستويين الفرعيين s و d

B – لأن الفلزات الانتقالية تمتلك إلكترونات غير متمركزة في المستوى الفرعي s فقط

C – لأن الفلزات القلوية تمتلك إلكترونات غير متمركزة في المستويين الفرعيين s و d

D – لأن الرابطة الفلزية في الفلزات القلوية أقوى منها في الفلزات الانتقالية

طاقة الشبكة في المركّب **MgO** أكبر منها في المركّب **NaF**. ما الذي يُفسّر ذلك؟

A – شحنات الأيونات المكوّنة لـ **MgO** أكبر من تلك المكوّنة لـ **NaF**

B – شحنات الأيونات المكوّنة لـ **NaF** أكبر من تلك المكوّنة لـ **MgO**

C – حجم أيون المغنيسيوم أكبر من حجم أيون الصوديوم

D – حجم أيون الفلوريد أكبر من حجم أيون الأكسيد

مدرسة أسماء بنت النعمان

وزارة التربية والتعليم
MINISTRY OF EDUCATION

إعداد : الأستاذ محمد الجبر

51,52	نص الكتاب + مثال 3 + تطبيقات	يكتب الصيغة الكيميائية لمركب أيوني يحتوي على أيونات أحادية الذرة وأيونات متعددة الذرات	13
	Textbook + example 3 + Applications	Write the chemical formula for an ionic compound containing monoatomic ions and polyatomic ions	
52,53,54	نص الكتاب + تطبيقات	يكتب الاسم الكيميائي لمركب أيوني يحتوي على أيونات أحادية الذرة وأيونات متعددة الذرات (شاملة الأنيونات الأكسجينية)	14
	Textbook + Applications	Write the chemical name of an ionic compound that contains both monatomic and polyatomic ions (including oxyanions)	

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

الجدول 7 أيونات أحادية الذرة

المجموعة	الذرات التي تكوّن الأيونات	شحنة الأيون
1	H و Li و Na و K و Rb و Cs	1+
2	Be و Mg و Ca و Sr و Ba	2+
15	N و P و As	3-
16	O و S و Se و Te	2-
17	F و Cl و Br و I	1-

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكوّنة من الأيونات التالية:

24. الصوديوم والنيترات
25. الكالسيوم والكلورات
26. الألمنيوم والكربونات
27. **تحدي** اكتب صيغة المركب الأيوني المكوّن من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيونات متعددة الذرات المكوّنة من الكربون والأكسجين فقط.

ما صيغة المركّب الأيوني المكوّن من أيون الأمونيوم (NH_4^+) وأيون الأكسيد (O^{2-})؟

A – $(NH_4)_2O$

B – NH_4O_2

C – $O_2(NH_4)$

D – NH_4O

ما صيغة المركب الأيوني عند اتحاد أيون البوتاسيوم (K^+) وأيون الكربونات $(CO_3)^{-2}$

A	K_2CO_3
B	$K(CO_3)_2$
C	$K_2(CO_3)_2$
D	KCO_3

أي اسم مما يلي **لا** يتطابق مع الصيغة الكيميائية المكتوبة أمامه؟

كبريتيد الأمونيوم	$(NH_4)_2S$
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH
بروميد الصوديوم	$NaBrO_3$
كلوريد الكالسيوم	$CaCl_2$

ما الصيغة الصحيحة لمركب أكسيد الكروم (III) ؟

Cr_2O_3

Cr_3O

Cr_3O_2

CrO_3

ما رقما الأيونين اللذين يكوّنان هيبوكلوريت البوتاسيوم؟

A – 3 و4

B – 1 و 3

C – 2 و 4

D – 1 و 2

صيغة الأيون	K^+	ClO^-	ClO_2^-	Pb^{2+}
رقم الأيون	1	2	3	4

ما رقما الأيونين اللذين يكونان فوسفات الكالسيوم أحادي الهيدروجين؟

A – 1 و 2

B – 1 و 3

C – 2 و 4

D – 3 و4

صيغة الأيون	K^+	HPO_4^{2-}	$H_2PO_4^-$	Ca^{2+}
رقم الأيون	1	2	3	4

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

نيترات الصوديوم $NaNO_2$

نيتريت الصوديوم $NaNO_3$

كبريتيد الألمنيوم $(NH_4)_2S$

كبريتات الكالسيوم $CaSO_4$

15	Describe how the octet rule is applied to covalent bonds	يصف كيفية تنطبق قاعدة الثمانية على الروابط التساهمية	نص الكتاب + مثال 1 + تطبيقات +الشكل 5 Textbook + example 1 + Applications +figure 5	72,73 ,74

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 تساهميتين. 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.

المجموعة 15 والروابط الأحادية تكوّن 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.

ماء

a

$2H\cdot + \cdot\ddot{O}: \rightarrow H-\ddot{O}:$ (H)

رابطتان تساهميتان أحاديتان

الأمونيا

b

$3H\cdot + \cdot\ddot{N}: \rightarrow H-\ddot{N}:$ (H)

ثلاث روابط تساهمية أحادية

الميثان

c

$4H\cdot + \cdot\dot{C}\cdot \rightarrow H-\dot{C}-H$ (H)

أربع روابط تساهمية أحادية

■**الشكل 5** تعرض هذه المعادلات الكيميائية كيف تُشارك الذرات الإلكترونات وتُصبح مستقرة. وكما هو موضح عن طريق بنية لويس لكل جزيء، فإن جميع الذرات في كل جزيء تصل إلى مستوى طاقة خارجي ممتلئ.

صف بالنسبة إلى الذرة المركزية في كل جزيء، صف كيفية تحقيق قاعدة الثمانية.

ينتمي عنصر النيتروجين الى المجموعة **15** من الجدول الدوري ويمتلك **5** إلكترونات تكافؤ. كيف تحقق ذرّات النيتروجين الإستقرار عند تكوين جزيء النيتروجين N_2؟

A – تفقد كل ذرة نيتروجين ثلاث الكترونات

B – تتشارك ذرتان نيتروجين زوجين من الإلكترونات

C – تتشارك ذرتان نيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات

D – تكتسب كل ذرة نيتروجين ثلاث الكترونات

كيف تستقرّ ذرات عناصر المجموعة **15**؟

A – بفقدان إلكترونين

B – باكتساب إلكترونين

C – بفقدان 3 إلكترونات

D – باكتساب 3 إلكترونات

ما عدد أزواج الإلكترونات غير المشتركة لذرة الأكسجين في جزيء الماء H_2O؟

$2H\cdot + \cdot\ddot{O}: \rightarrow H-\ddot{O}:$ (H)

مثال 1

بنية لويس لجزيء يتم تصنيع الأشكال على الزجاج كما هو موضح في**الشكل 6** بحفر سطحها كيميائيًا باستخدام فلوريد الهيدروجين (HF). ارسم بنية لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين.

$H\cdot$ ذرة هيدروجين $+ \cdot\ddot{F}:$ ذرة فلور $\rightarrow H-\ddot{F}:$ جزيء فلوريد الهيدروجين

ارسم بنية لويس لكل جزيء.

1. PH_3
2. H_2S
3. HCl
4. CCl_4
5. SiH_4

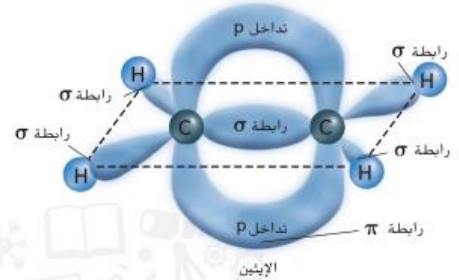
أي من العناصر التالية لا يتواجد على صورة جزيء ثنائي الذرة؟

الكربون	$\cdot\dot{C}\cdot$
الهيدروجين	$H\cdot$
الأكسجين	$\cdot\ddot{O}:$
النيتروجين	$\cdot\ddot{N}:$

16	Determine the number of sigma and pi bonds in different compounds	يحدّدعدد روابط سيجما وباي في مركبّات مختلفة	نص الكتاب + الشكلين 8و9 Textbook + figures 8 and 9	75,76

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

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.



■ **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.

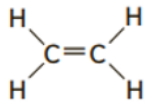
كم عدد روابط سيجما (σ) وروابط باي (π) الموجودة في الإيثين C_2H_4 **الموضّح** في الشكل أدناه؟

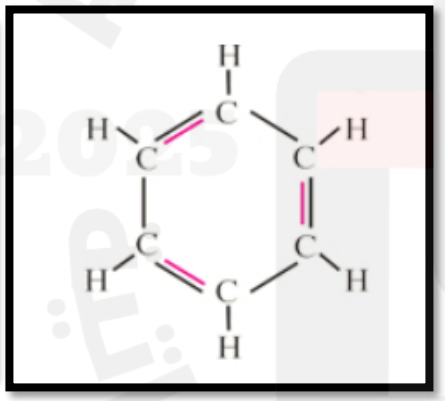
A – واحدة سيجما، 5 باي

B – 5 سيجما، واحدة باي

C – 2 سيجما ، 4 باي

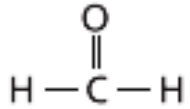
D – 4 سيجما، 2 باي





حدد مكان روابط سيجما وباي في كل جزيء من الجزيئات الموضحة أدناه.

a.



b.

17	يحدّد الصيغة الجزيئية لمركب من اسمه	نص الكتاب + مثال 2 + تطبيقات	78,79
	Determines the molecular formula of a compound from its name	Textbook + example 2 + Applications	

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية

تعرف العديد من المركبات الجزيئية بأسماء شائعة ولكن لها أيضا أسماء علمية تكشف عن تركيبها. لكتابة صيغ و أسماء الجزيئات، 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..

مثال 2

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

1 حلل المسألة

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

2 حساب المجهول

أولاً، قم بتسمية العناصر المشتركة في المركب.

فوسفور — 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. **تحدّي** ما صيغة ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟

ما اسم المركّب الجزيئي ذي الصيغة S_2F_{10}؟

A – ثاني فلوريد عُشاري الكبريت

B – عاشر فلوريد ثنائي الكبريت

C – ثاني فلوريد عُشاري السيليتيوم

D – عاشر فلوريد ثنائي السيليتيوم

ما الاسم **غير الصحيح** للصيغة الكيميائية المكتوبة أمامه؟

SiO_2 : ثاني أكسيد السيلكون

P_2O_5 : خامس فوسفيد ثنائي الأكسجين

N_2H_4 : رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين

CCl_4 : رابع كلوريد الكربون

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

18	يسمّي حمض (حمض ثنائي وحمض أكسجيني) بالنظر إلى صيغته الكيميائية والعكس	نص الكتاب + جداول 4و5+ تطبيقات	80 ,81,82
	Naming an acid (diprotic acid and oxyacid) based on its chemical formula and vice versa	Textbook + Applications +TABLES 4&5	

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 الأحماض 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.

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

ما صيغة حمض الهيدروكبريتيك؟

A – H_2SO_4

B – H_2SO_3

C – H_2Se

D – H_2S

ما اسم الأنيون في الحمض $HClO_3$؟

A – الكلوريد

B – الكلوريت

C – الكلورات

D – البيركلورات

ما اسم الحمض الذي صيغته الكيميائية $HClO_3$ ؟

حمض الهيبوكلوروز

حمض الكلوريك

حمض الهيدروكلوريك

حمض الكلوروز

ما صيغة هو حمض الهيدرويوديك؟

A – HIO_4

B – HIO_3

C – HIO_2

D – HI

84,85,86	نص الكتاب + أمثلة 3 ,4+ تطبيقات	يرسم بنى لويس لعدد من المركبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة	19
	Textbook + examples 3&4+ Applications	Draw Lewis structures for a number of covalent compounds with single and multiple bonds	

مثال 3

بنية لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية

الأمونيا هي مادة خام تستخدم في تصنيع الكثير من المنتجات، بما في ذلك الأسمدة ومنتجات التنظيف والمتفجرات. ارسم بنية لويس للأمونيا (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.

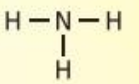
$$1\,\text{N atom} \times \frac{5\text{ valence electrons}}{1\text{ N atom}} + 3\,\text{H atoms} \times \frac{1\text{ valence electron}}{1\text{ H atom}}$$

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.



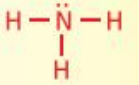
ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين طرفية

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 الهيدوجين يكون لها رابطة واحدة فقط، فليس لديها أزواج غير مرتبطة.



ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

مثال 4

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.

$$O - C - O$$

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).

تطبيقات

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

تطبيقات

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.

ما إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط

في أيون الفوسفات: PO_4^{3-} ؟

(عدد إلكترونات التكافؤ للفوسفور =5، وللأكسجين =6)

20	Explain resonance structures	يشرح تراكيب الرنين	نص الكتاب + الشكل 14 Textbook + figure 14

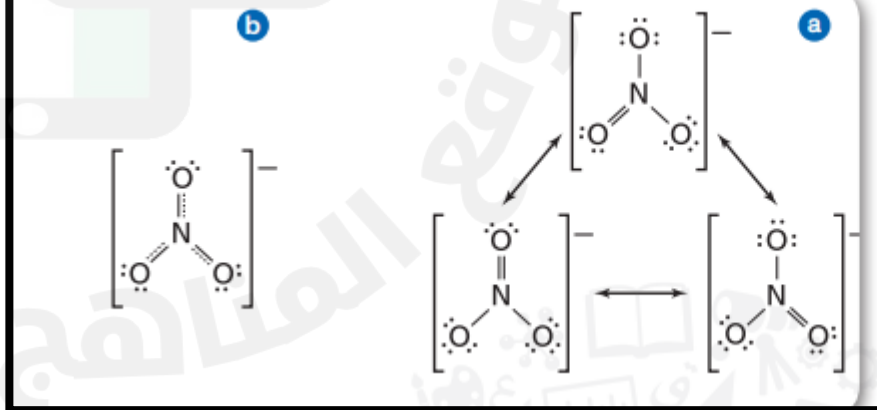
88

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 متعددة الذرات SO_3^{2-} وCO_3^{2-}، NO_2^-، NO_3^- جميعها يوجد فيها ظاهرة الرنين.

من المهم أن نعلم 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.



■ **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.

ما وجه الاختلاف بين تراكيب الرنين للأوزون (O_3) الموضحة بالشكل أدناه؟

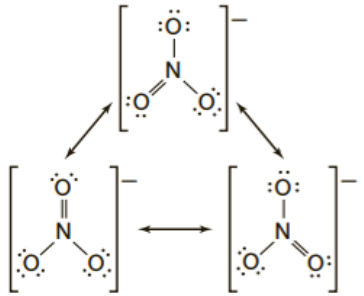
A – موقع الذرّات

B – عدد الذرّات

C – الشحنة الإجمالية

D – موقع الرابطة الثنائية

ما وجه الإختلاف بين تراكيب الرنين المختلفة لذات الأيون المتعدّد الذرّات؟



A – موقع الذرّات

B – موقع الرابطة الثنائية

C – عدد الذرّات

D – الشحنة الإجمالية