مراجعة وفق الهيكل الوزاري الجديد المسار C-101 منهج بريدج

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية	
موقع المناهج ⇦ المناهج الإماراتية ⇦ الصف الثاني عشر العام ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الأول ⇦ ملفات متنوعة ⇦ الملف	
تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2025-11-20 15:07:29	
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 الثاني عشر العام					
صفحة المناهج الإماراتية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر العام والمادة كيمياء في الفصل الأول	
1	حل أسئلة مراجعة عامة القسم الالكتروني المسار M
2	حل تجميعة أسئلة وفق الهيكل الوزاري الجديد المسار M باللغتين العربية والانجليزية
3	مراجعة أسئلة امتحانات سابقة وفق الهيكل الوزاري الجديد
4	مراجعة عامة وفق الهيكل الوزاري الجديد المسار M منهج بريدج
5	تجميعة مراجعة وفق الهيكل الوزاري الجديد المسار C منهج بريدج

Academic Year العام الدراسي	2025/2026
Term الفصل	1
Subject المادة	Chemistry /bridge الكيمياء / بريدج
Grade الصف	12
Stream المسار	General العام
C101-Ar	
Number of MCQ عدد الأسئلة الموضوعية	30
Marks of MCQ درجة الأسئلة الموضوعية	من درجتان إلى 4 درجات
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
Exam Duration - مدة الامتحان	120 minutes
Mode of Implementation - طريقة التطبيق	SwiftAssess
Calculator الآلة الحاسبة	Allowed مسموحة

وزارة التربية والتعليم
MINISTRY OF EDUCATION

هيكل اختبار الكيمياء

الثاني عشر العام

الأستاذ : محمد الجبر

0503644012

1	CHM.5.1.01.001.04 يصف نموذج بور لذرة الهيدروجين	نص الكتاب	14
2	CHM.5.1.01.001.07 يميز ما بين الحالة الأرضية والحالة المستثارة لذرة ما	نص الكتاب+ الشكل 10	14
3	CHM.5.1.01.002.01 يصف أرقام الكم الأربعة وأهمية كل منها في المساعدة على تتبع الإلكترونات الموجودة في الذرة	نص الكتاب	21
4	CHM.5.1.01.002.01 يصف أرقام الكم الأربعة وأهمية كل منها في المساعدة على تتبع الإلكترونات الموجودة في الذرة	نص الكتاب+ الشكل 16	21
5	CHM.5.1.01.003.02 يفسر مبدأ أوفباو	نص الكتاب+ الشكل 18 والجدول 3	24
6	CHM.5.1.01.003.02 يفسر مبدأ باولي للاستبعاد	نص الكتاب	25
7	CHM.5.1.01.003.02 يفسر قاعدة هوند	نص الكتاب	25
8	CHM.5.1.01.003.04 يكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر	نص الكتاب والجدول 4 و الجدول 5	27،26
9	CHM.5.1.01.003.05 يكتب التوزيع الإلكتروني، الترميز النقطي للإكترون، ومخططات الأفلاك الذرية، وترميز الغاز النبيل لعناصر مختلفة	نص الكتاب والجدول 6 + مثال 3 وتطبيقات	30،29

14	نص الكتاب	CHM.5.1.01.001.04 يصف نموذج بور لذرة الهيدروجين	1

نموذج بور للذرة

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

2	CHM.5.1.01.001.07 يميّز ما بين الحالة الأرضية والحالة المستثارة لذرّة ما	نص الكتاب+ الشكل 10	14

الشكل 10 يوضح الشكل ذرَّة لها إلكترون واحد لاحظ أن الرسم التوضيحي ليس مطابقًا لمقياس رسم. في حالته الأرضية(المستقرة)، يوجد الإلكترون بأقل مستوى للطاقة. حين تكون الذرَّة في حالة مستثارة، يوجد الإلكترون بمستوى طاقة أعلى.

حالات الطاقة لذرة الهيدروجين

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

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

أي العبارات التالية صحيحة فيما يتعلق بالشكلين 1 ، 2 ؟

A - الشكل 1 يمثل الحالة المثارة

B - الشكل 2 يمثل الحالة الأرضية

C - الشكل 1 يمثل أدنى مستوى طاقة للذرة

D - الشكل 2 تنبعث أشعه بالمرعند انتقال الإلكترون

3	CHM.5.1.01.002.01 يصف أرقام الكم الأربعة وأهمية كل منها في المساعدة على تتبع الإلكترونات الموجودة في الذرة	نص الكتاب	21
4	CHM.5.1.01.002.01 يصف أرقام الكم الأربعة وأهمية كل منها في المساعدة على تتبع الإلكترونات الموجودة في الذرة	نص الكتاب+ الشكل 16	21

رقم الكم الرئيس تذكر أن نموذج بور الذرّي يعين أعداداً كمية لمستويات الطاقة للإلكترونات. وبالمثل فإن نموذج ميكانيكية الكم يعين أربعة أعداد كمّيّة للأفلاك الذرية. الأول هو **رقم الكم الرئيس** (n) ويشير إلى الحجم النسبي للأفلاك الذرية وطاقتها. وبزيادة n يصبح الفلك أكبر، ويقضي الإلكترون وقتًا أطول بعيدًا عن النواة، وتزيد طاقة الذرّة. لذلك تحدد n مستويات الطاقة الرئيسة للذرّة. كل مستوى طاقة أساسي يسمى **مستوى الطاقة الرئيس**. يتم تعيين رقم كمي رئيسي وهو 1 لمستوى الطاقة الرئيس الأقل للذرّة. حين يشغل الإلكترون الوحيد لذرّة الهيدروجين فلك تكون فيه $n - 1$، تكون الذرّة في حالتها المستقرة. تم التنبؤ بما يصل إلى 7 مستويات طاقة لذرّة الهيدروجين، مما يمنح n قيمًا تبدأ من 1 حتى 7.

مستويات الطاقة الفرعية تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على **مستويات طاقة فرعية**. يتكون مستوى الطاقة الرئيس 1 من مستوى فرعي واحد، يتكون مستوى الطاقة الرئيس 2 من مستويين فرعيين، ويتكون مستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاثة مستويات فرعية، وما إلى ذلك. لفهم العلاقة بين مستويات طاقة الذرّة ومستوياتها الفرعية، تصور المقاعد في قسم على شكل وتدي من المسرح، كما يظهر في **الشكل 16**. وبينما تتحرك بعيدًا عن المسرح، تصبح الصفوف أعلى وتشمل مزيد من المقاعد. بالمثل فإن مستويات الطاقة الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس تزيد بزيادة n.

الجدول 2 أول أربعة مستويات طاقة رئيسة للهيدروجين

رقم الكم الرئيس (n)	المستويات الفرعية (أنواع الأفلاك) الموجودة	عدد الأفلاك المتعلقة بالمستوى الفرعي	إجمالي عدد الأفلاك المتعلقة بالمستوى الرئيس للطاقة (n^2)
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

24	نص الكتاب+ الشكل 18 والجدول 3	CHM.5.1.01.003.02 يفسر مبدأ أوفباو	5
25	نص الكتاب	CHM.5.1.01.003.02 يفسر مبدأ باولي للاستبعاد	6
25	نص الكتاب	CHM.5.1.01.003.02 يفسر قاعدة هوند	7

ينص **مبدأ باولي للاستبعاد** على أن الفلك الذري الواحد يمكن أن يشغله إلكترونان فقط كحد أقصى ولكن فقط إذا كانت الإلكترونات تدور بشكل متعاكس. اقترح الفيزيائي النمساوي ولفجانج باولي (1900-1958) هذا المبدأ بعد ملاحظة الذرات في الحالة المستثارة. الفلك الذري الذي يحتوي على إلكترونات مزدوجة تدور بشكل معاكس يكتب كالتالي ↑↓. لأن كل فلك يمكن أن يحتوي بحد أقصى على إلكترونين، فإن أقصى عدد من الإلكترونات يرتبط بكل مستوى طاقة رئيسي يساوي $2n^2$.

قاعدة هوند: إن حقيقة أن الإلكترونات سالبة الشحنة تتنافر مع بعضها البعض لها تأثير هام على ترتيب الإلكترونات في أفلاك الطاقة المتعادلة تنص **قاعدة هوند** على أن الإلكترونات المفردة التي تدور بنفس الاتجاه يجب أن تشغل كل الأفلاك متساوية الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية التي تدور بشكل معاكس نفس الأفلاك. على سبيل المثال، افترض أنّ المربعات التالية تمثل أفلاك 2p. يدخل إلكترون واحد كل فلك من أفلاك 2p الثلاثة قبل أن يدخل إلكترون ثان أياً من الأفلاك. نوضح فيما يلي التسلسل الذي تشغل به ستة إلكترونات ثلاث أفلاك p.

الجدول 3 سمات مخطط أوفباو

السمة	مثال
كافة الأفلاك المتعلقة بمستوى طاقة فرعي يكون لها نفس الطاقة.	كل أفلاك 2p الثلاثة لها نفس الطاقة.
في الذرة متعددة الإلكترونات، تختلف طاقات المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس.	الطاقة لأفلاك 2p الثلاثة أعلى من الفلك 2s.
من أجل زيادة الطاقة، يكون تسلسل مستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى الطاقة الرئيس هو s,p,d,f.	بما أن $n = 4$، يكون تسلسل المستويات الفرعية للطاقة هو 4s, 4p, 4d, $4f_9$.
يمكن للأفلاك المتعلقة بالمستويات الفرعية للطاقة ضمن مستوى طاقة رئيس واحد أن تتداخل مع الأفلاك المتعلقة بمستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى رئيس آخر.	يمتلك الفلك المتعلق بالمستوى الفرعي 4s للذرة طاقة أقل من الأفلاك الخمسة المتعلقة بالمستوى الفرعي 3d.

أي مما يأتي صحيح؟ Which of the following is correct?

يتفق مع قاعدة هوند It agrees with Hund's rule		A
يتفق مع مبدأ باولي للاستبعاد It agrees with the Pauli exclusion principle		B
يتفق مع مبدأ أوفباو It agrees with the Aufbau principle		C
يتفق مع كل قواعد ومبادئ التوزيع الإلكتروني It agrees with all electron configuration rules and principles		D

فيما يتعلق بالترتيب الإلكتروني بطريقة مخطط الأفلاك أدناه . أي مماياتي صحيح ؟

A - يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع مبدأ باولي للإستبعاد فقط

B - يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع مبدأ أوفباوا فقط

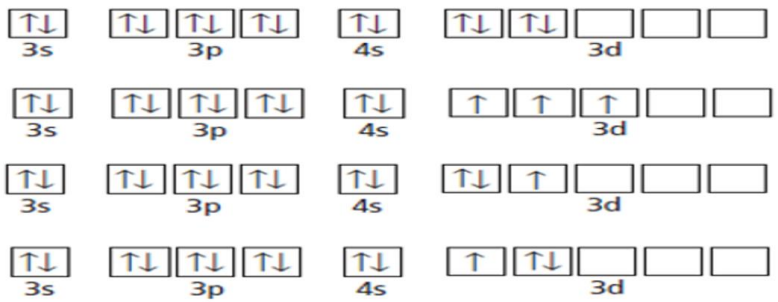
C - يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع قاعدة هوند ومبدأ أوفباوا

D - يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع قاعدة هوند و مبدأ باولي للإستبعاد

أي من مخططات الأفلاك تخالف قاعدة هوند ؟

- A
- B
- C
- D

أي الأشكال تمثل ترميز الفلك لذرة صحيحة في حالة الاستقرار ؟



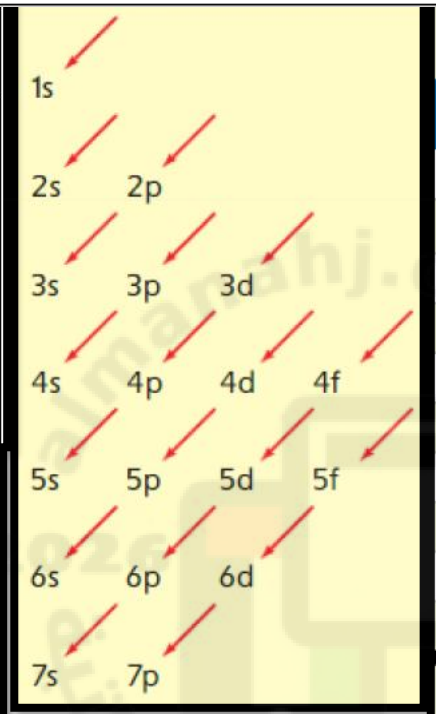
8	CHM.5.1.01.003.04 يكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر	نص الكتاب والجدول 4 و الجدول 5	27و26
9	CHM.5.1.01.003.05 يكتب التوزيع الإلكتروني، الترميز النقطي للإكترون، ومخططات الأفلاك الذرية، وترميز الغاز النبيل لعناصر مختلفة	نص الكتاب والجدول 6 + مثال 3 وتطبيقات	30و29

الجدول 4 الترتيب الإلكتروني ومخططات أفلاك العناصر 1-10

العنصر	العدد الذري	مخطط الفلك 1s 2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$	رمز الترتيب الإلكتروني
الهيدروجين	1	↑	$1s^1$
الهيليوم	2	↓↑	$1s^2$
الليثيوم	3	↓↑ ↑	$1s^2\ 2s^1$
البريليوم	4	↓↑ ↓↑	$1s^2\ 2s^2$
البورون	5	↓↑ ↓↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون	6	↓↑ ↓↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين	7	↓↑ ↓↑ ↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين	8	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلور	9	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون	10	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

الجدول 5 الترتيب الإلكتروني للعناصر 11-18

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني الكامل	الترتيب الإلكتروني باستخدام ترميز الغاز النبيل
الصوديوم	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne]3s^1$
المغنيسيوم	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[Ne]3s^2$
الألمنيوم	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[Ne]3s^2 3p^1$
السليكون	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[Ne]3s^2 3p^2$
الفوسفور	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$[Ne]3s^2 3p^3$
الكبريت	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[Ne]3s^2 3p^4$
الكلور	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[Ne]3s^2 3p^5$
الأرجون	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[Ne]3s^2 3p^6$ أو $[Ar]$



ما التوزيع الإلكتروني الصحيح لذرة الإسكانديوم $_{21}SC$ ؟

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

b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^7 3s^2\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$

c. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^2\ 3d^1$

d. $1s^2\ 2s^1\ 2p^7\ 3s^1\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$

ما التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة لعنصرالكروم $_{24}Cr$ باستخدام ترميز الغاز النبيل ؟

a. $[Kr]\ 4d^{10}\ 4f^2$

b. $[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

c. $[Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}$

d. $[Xe]\ 5s^2\ 4d^{10}$

10	CHM.5.1.01.004.02 يعرّف السمات والخصائص الرئيسية للجدول الدوري الحديث	نص الكتاب+ الشكل 5	45و46و47 ،48و49
11	CHM.5.1.01.004.04 يحدد المعلومات التي يمكن أن عرضها في الجدول الدوري	نص الكتاب+ الشكل 7 + الجدول 3	50و 51
12	CHM.5.1.01.008.02 يوظف 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)	مثال 1+ تطبيقات (دون تحديد المجمع)	54
13	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+ الشكل 11 والشكل 12 ومثال 2 وتطبيقات	57،56،55
14	CHM.5.1.01.009.10 يشرح الاتجاه الدوري لطاقة التأين الأولى عبر دورة ما (يتضمن الاستثناءات بين المجموعات 2 و 3، والمجموعات 5 و 6) ، ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار حتى اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	نص الكتاب+ الشكل 16 والشكل 17+ الجدول 5	59و 60 و 61
15	CHM.5.1.01.011.02 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)	نص الكتاب+ الشكل 18	62

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

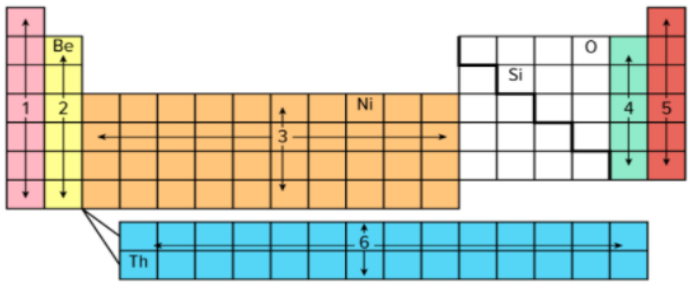
الفلزات الانتقالية الداخلية والفلزات الانتقالية تنقسم العناصر الانتقالية إلى **فلزات انتقالية و فلزات انتقالية داخلية**. تقع مجموعتا الفلزات الانتقالية الداخلية اللتان تُعرفان باسم **سلسلة اللانثينيدات وسلسلة الأكتنيدات**، بطول الجزء السفلي للجدول الدوري. وتُشكّل بقية العناصر في المجموعات من 3 إلى 12 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**.

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

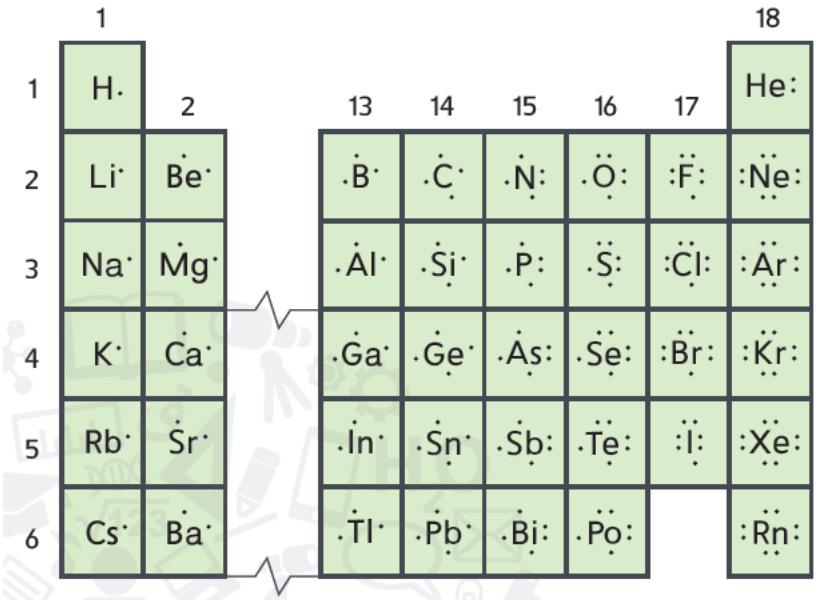
11	CHM.5.1.01.004.04 يحدد المعلومات التي يمكن أن عرضها في الجدول الدوري	نص الكتاب+ الشكل 7 + الجدول 3	50و 51

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.



الجدول 3 **الترتيب الإلكتروني لعناصر المجموعة 1**

الدورة 1	الهيدروجين	$1s^1$	$1s^1$
الدورة 2	الليثيوم	$1s^22s^1$	$[He]2s^1$
الدورة 3	الصوديوم	$1s^22s^22p^63s^1$	$[Ne]3s^1$
الدورة 4	البوتاسيوم	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$	$[Ar]4s^1$

12	CHM.5.1.01.008.02 يوظف 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)	مثال 1+ تطبيقات (دون تحديد المجمع)	54

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.

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

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

- 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

مُستخدمًا الترتيب الإلكتروني التالي ،

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

ما المجمع في الجدول الدوري الذي يقع فيه العنصر ؟

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

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

أي مجمع الذي يقع فيه العنصر ذو الترتيب الإلكتروني التالي؟

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

- المجمع d
- المجمع S
- المجمع f
- 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

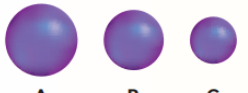
57,56,55	نص الكتاب+ الشكل 11 والشكل 12 ومثال 2 وتطبيقات	CHM.5.1.01.009.06 يشرح الاتجاه الدوري لأنصاف الأقطار الذرية عبر دورة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار حتى اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	13

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.

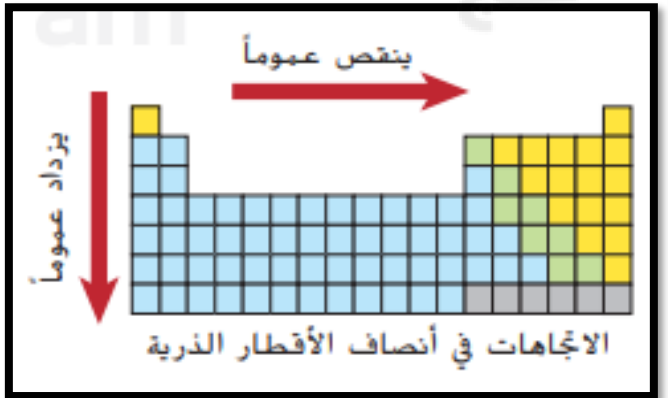
16. أي العناصر التالية له أكبر نصف قطر ذري: المغنيسيوم (Mg) أم السيليكون (Si) أم الكبريت (S) أم الصوديوم (Na)؟ وما الأصغر قطرًا؟
17. يُظهر الشكل على اليسار الهيليوم والكربيتون والرادون. أيها يمثل الكربيتون؟ وكيف يمكنك معرفة ذلك؟



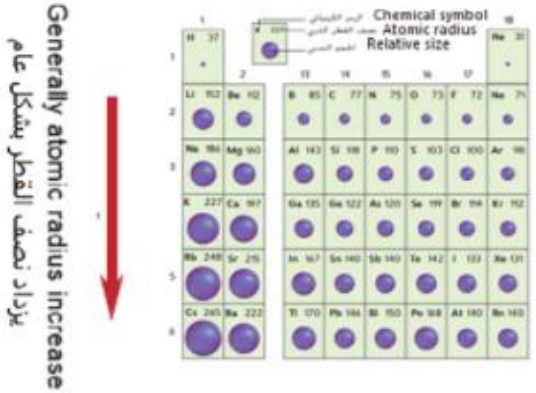
18. إذا كان لديك عنصران غير معروفين، فهل يمكنك تحديد أيهما نصف قطره أكبر إذا علمت فقط أنَّ العدد الذري لأحد العنصرين أكبر من الآخر بمقدار 20؟ فسّر إجابتك.
19. **تحدي** حدد أي العنصرين في كل زوج له نصف قطر ذري أكبر:
    a. العنصر في الدورة 2 والمجموعة 1؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 18
    b. العنصر 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

14	CHM.5.1.01.009.10 يشرح الاتجاه الدوري لطاقة التأين الأولى عبر دورة ما (بتضمين الاستثناءات بين المجموعات 2 و 3، والمجموعات 5 و 6) ، ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار حتى اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)	نص الكتاب+ الشكل 16 والشكل 17+ الجدول 5	59و 60 و61

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.

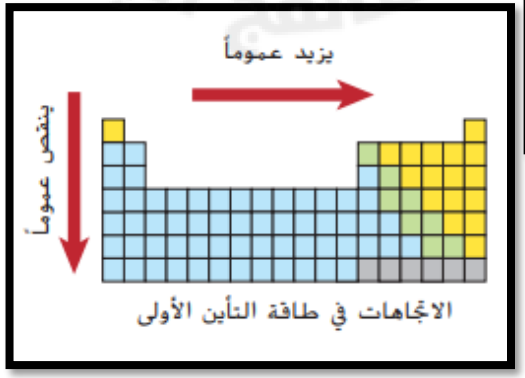
ما الترتيب الإلكتروني الذي يُمثل أعلى طاقة تأين أولى؟

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

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

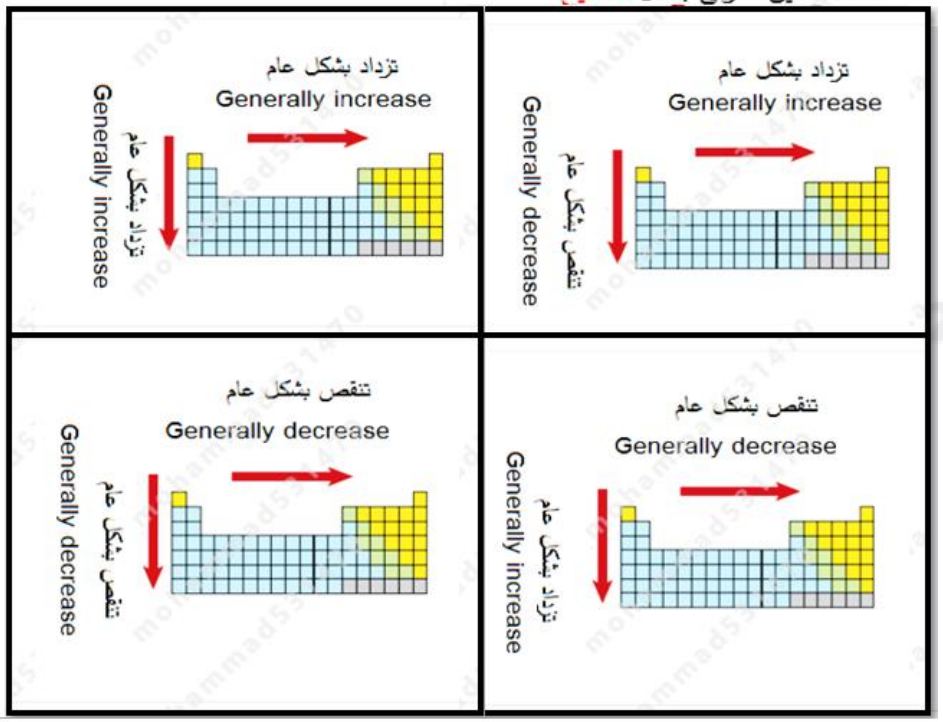
$[He]2s^2\ 2p^3$

$[He]2s^1$



الاتجاهات في طاقة التأين الأولى

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



أي عنصر من العناصر التالية له أكبر طاقة تأين؟

a. Li و N b. Kr و Ne c. Cs و Li

62	نص الكتاب+ الشكل 18	CHM.5.1.01.011.02 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)	15

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

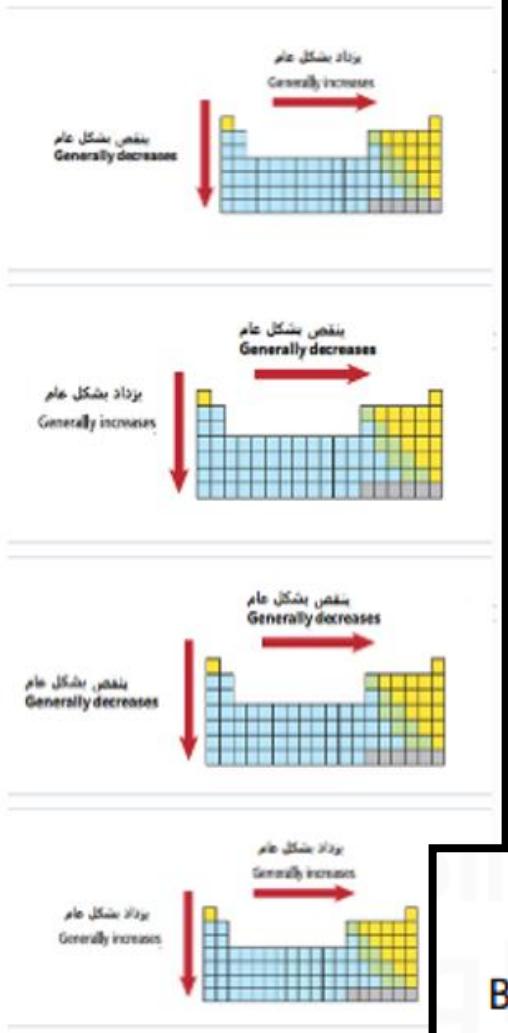
2.0 < السالبية الكهربائية ≤ 3.0

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

16	CHM.5.1.02.022.03 يصف كيفية تكوّن الأيونات (الأيونات الموجبة والسالبة) لتحقّق قاعدة الثمانية	نص الكتاب+ الشكل 2 + الجدول 1	75
17	CHM.5.1.02.022.04 يربط شحنة الأيون لرقم مجموعة عنصره في الجدول الدوري	نص الكتاب+ الشكل 2 + الجدول 2	76،75
18	CHM.5.1.02.022.04 يربط شحنة الأيون لرقم مجموعة عنصره في الجدول الدوري	نص الكتاب+ الشكل 4 + الجدول 3	77
19	CHM.5.1.02.022.03 يصف كيفية تكوّن الأيونات (الأيونات الموجبة والسالبة) لتحقّق قاعدة الثمانية	نص الكتاب+ الجدول 4	79
20	CHM.5.1.02.022.07 يوظّف مخطط لويس (وترميز لويس النقطي) ليفسّر كيف ترتبط عناصر الجدول الدوري لتشكيل مركّب أيوني	نص الكتاب+ الجدول 4	79
21	CHM.5.1.02.022.05 يكتب التوزيع الإلكتروني باستخدام الترميز النقطي للإلكترون، ومخططات الأفلاك الذرية، وترميز الترتيب الإلكتروني، وترميز الغاز النبيل للأيونات	نص الكتاب+ الجدول 4+ تطبيقات	79و 80
22	CHM.5.1.02.022.08 يشرح الخصائص الفيزيائية للمركّبات الأيونية كدرجة الانصهار ودرجة الغليان ، والتوصيل الكهربائي عندما تكون صلبة أو منصهرة أو ذائبة ، بالإضافة الى قابلية ذوبانها في الماء	نص الكتاب + الجدول 5 + الشكل 9	82 و83
23	CHM.5.1.01.013.02 يكتب الصيغة الكيميائية لمركب أيوني يحتوي على أيونات أحادية الذرة	نص الكتاب + الجدول 7 + الجدول 8 + مثال 1 ومثال 2+ تطبيقات	86 ،87، 88 و89
24	CHM.5.1.01.013.01 يكتب الاسم الكيميائي لمركب أيوني يحتوي على أيونات أحادية الذرة وأيونات متعددة الذرات (شاملة الأنيونات الأكسجينية)	نص الكتاب + الجدول 9و10 و11+ مثال 3+ تطبيقات	89 و90و91

75	نص الكتاب+ الشكل 2 + الجدول 1	CHM.5.1.02.022.03 يصف كيفية تكوّن الأيونات (الأيونات الموجبة والسالبة) لتحقّق قاعدة الثمانية	16
79	نص الكتاب+ الجدول 4	CHM.5.1.02.022.03 يصف كيفية تكوّن الأيونات (الأيونات الموجبة والسالبة) لتحقّق قاعدة الثمانية	19

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.

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.

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

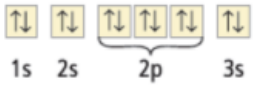
ما الصحيح حول أيون Sc^{3+}؟

Sc: [Ar] $4s^2 3d^1$

- هو أيون السكانديوم بشحنات 3 سالبة
- له نفس الترتيب الإلكتروني للأرجون Ar
- تكون بفقدان إلكترونات 4s
- تكون بفقدان إلكترونات 3d

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-} ؟

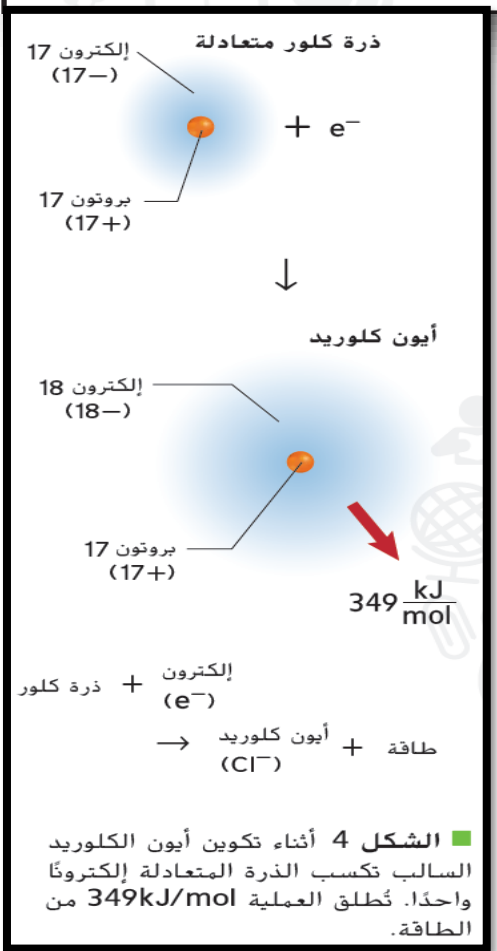
17	CHM.5.1.02.022.04 يربط شحنة الأيون لرقم مجموعة عنصره في الجدول الدوري	نص الكتاب+ الشكل 2 + الجدول 2	76،75
18	CHM.5.1.02.022.04 يربط شحنة الأيون لرقم مجموعة عنصره في الجدول الدوري	نص الكتاب+ الشكل 4 + الجدول 3	77

الجدول 2 أيونات المجموعات 1 و2 و13

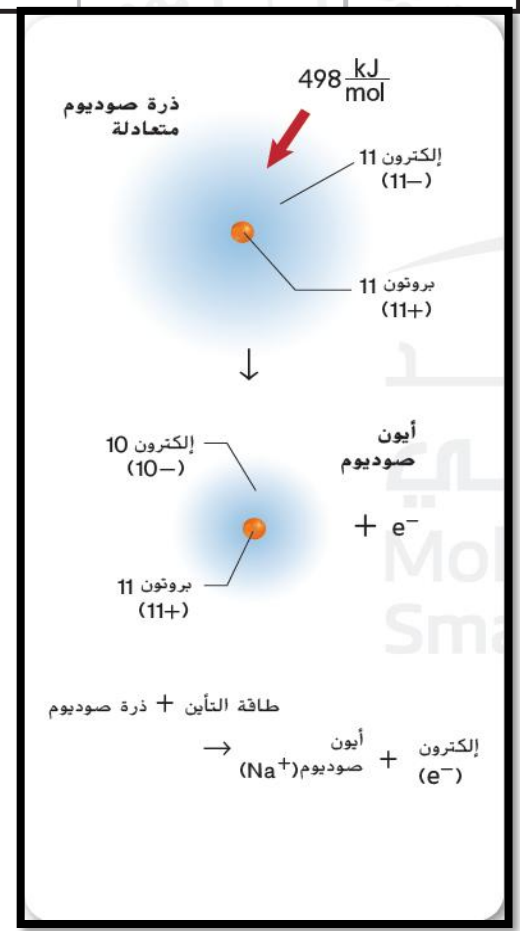
المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
1	ns^1 [غاز نبيل]	+1 عند فقد الإلكترون s^1
2	ns^2 [غاز نبيل]	+2 عند فقد إلكتروني s^2
13	ns^2np^1 [غاز نبيل]	+3 عند فقد إلكترونات s^2p^1

الجدول 3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
15	ns^2np^3 [غاز نبيل]	-3 عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	ns^2np^4 [غاز نبيل]	-2 عند اكتساب إلكترونين
17	ns^2np^5 [غاز نبيل]	-1 عند اكتساب إلكترون



الشكل 4 أثناء تكوين أيون الكلوريد السالب تكسب الذرة المتعادلة إلكترونًا واحدًا. تُطلق العملية 349kJ/mol من الطاقة.



المعادلة الكيميائية

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

الترتيبات الإلكترونية

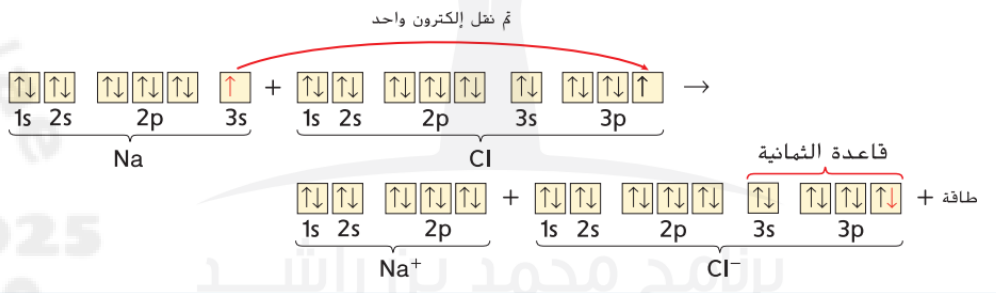
تم نقل إلكترون واحد.

$[Ne]3s^1 + [Ne]3s^2 3p^5 \rightarrow [Ne] + [Ar] +$ طاقة

Na Cl Na^+ Cl^-

الترميز الفلكي

تم نقل إلكترون واحد

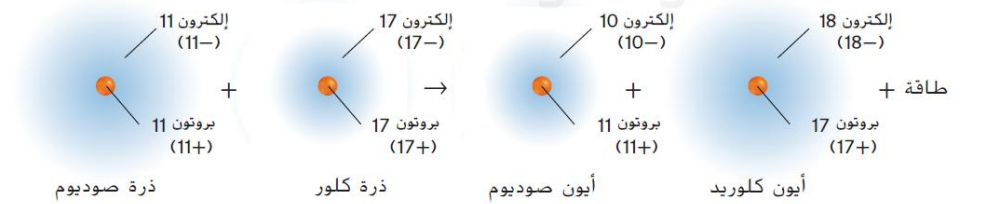


الترميز النقطي للإلكترونات

تم نقل إلكترون واحد.

$Na + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow [Na]^+ + [:\ddot{Cl}:]^- +$ طاقة

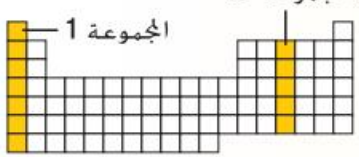
النماذج الذرية



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 15 الموضّحتين في الجدول الدوري المبين على اليسار لتكوين مركّب أيوني.



أي من الكاتيونات والأنيونات التالية يُكمل المعادلة الكيميائية أدناه لتكوين مركب أيوني؟

$Na^\cdot + \cdot\ddot{F}: \rightarrow$ _____ + _____

$[Na]^{+1} + [:\ddot{F}:]^{-1}$

$[Na:]^{+6} + [\cdot\ddot{\ddot{F}}\cdot]^{-6}$

$[:\dot{N}a:]^{+1} + [\cdot F]^{-1}$

$[\cdot\dot{N}a\cdot]^{+1} + [\cdot\ddot{F}\cdot]^{-1}$

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+}

$2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$

عنصر الخارصين $_{30}Zn$ يفقد الكترونين ليكون أيون Zn^{+2} ما هو ترميز الغاز شبه النبيل لهذا الأيون ؟

A - $1S^2,2S^2,2p^6,3S^2,3p^6,3d^{10}$

B - $1S^2,2S^2,2p^6,3S^2,3p^6,4S^2,3d^{10}$

C - $1S^2,2S^2,2p^6,3S^2,3p^6,4S^2,3d^8$

D - $1S^2,2S^2,2p^6,3S^2,3p^6,4S^1,3d^9$

أي الأزواج الآتية يتساوي في عدد الإلكترونات ؟ (Ca=20,Ar=18,Sc=21,Cl=17)؟

A - Cl^- , Sc

B - Cl , Ca^{+2}

C - Ca , Sc^{+3}

D - Ar , Sc^{+3}

ما الأيون المرجح لعنصر ترتيبه الإلكتروني : $1S^2,2S^2,2P^6,3S^2,3P^1$؟

A - X^+

B - X^-

C - X^{+3}

D - X^{-3}

كيف تستقرّ ذرات عناصر المجموعة 15؟

A – بفقدان إلكترونين

B – باكتساب إلكترونين

C – بفقدان 3 إلكترونات

D – باكتساب 3 إلكترونات

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

ما الترتيب الإلكتروني الصحيح لأيون Na^+ ؟

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-} ؟

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

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

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

$1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^4 4S^2$

almanahj.com 2026 2025 موقع المناهج الإماراتية

بنتج 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 موضّح من خلال المعادن في

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 موضّح 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.

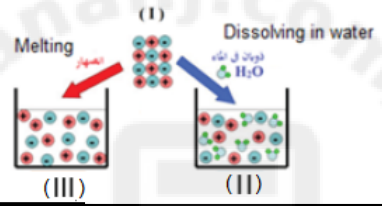
في أي من الحالات الثلاث (I , II , III) الموضّحة بالشكل أدناه يوصل ملح كلوريد الصوديوم التيار الكهربائي؟

A – II و III فقط

B – II فقط

C – III فقط

D – I و II و III



ما السبب **الأكثر دقة** في تهشم بلورة مركب أيونى عند طرقها ؟

A - قوة التنافر بين الشحنات المتشابهة

B - الترتيب المنتظم للأيونات في البلورة عند الطرق

C - ضعف الرابطة الأيونية بشكل عام

D - قابلية المركبات الأيونية للطرق

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

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

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

تتعلق جميع خواص كلوريد الصوديوم NaCl بقوة روابطه الأيونية فيما عدا ؟

A - صلابة البلورة

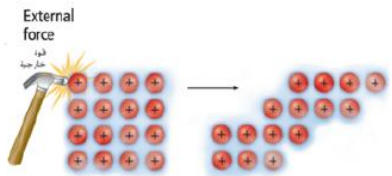
B - ارتفاع درجة الغليان

C - ارتفاع درجة الإنصهار

D - التوصيل الكهربائي لمحلوله

ما خاصية الفلزات التي تتضح في الشكل أدناه؟

h in the figure



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-

الجدول 8 أيونات فلزية أحادية الذرة

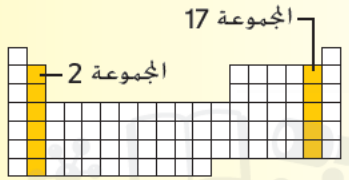
المجموعة	الأيونات الشائعة
3	Sc^{3+}، Y^{3+}، La^{3+}
4	Ti^{2+}، Ti^{3+}
5	V^{2+}، V^{3+}
6	Cr^{2+}، Cr^{3+}
7	Mn^{2+}، Mn^{3+}، Tc^{2+}
8	Fe^{2+}، Fe^{3+}
9	Co^{2+}، Co^{3+}
10	Ni^{2+}، Pd^{2+}، Pt^{2+}، Pt^{4+}
11	Cu^{+}، Cu^{2+}، Ag^{+}، Au^{+}، Au^{3+}
12	Zn^{2+}، Cd^{2+}، Hg_2^{2+}، Hg^{2+}
13	Al^{3+}،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



ما الاسم الصحيح للمركب الأيوني Cu_2O ؟

أكسيد الكوبلت (I)

أكسيد الكوبلت (II)

أكسيد النحاس(II)

أكسيد النحاس(I)

ما الصيغة الصحيحة لمركب أكسيد الكروم (III) ؟

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

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

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

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	$CaCl_2$

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 $CaSO_4$

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

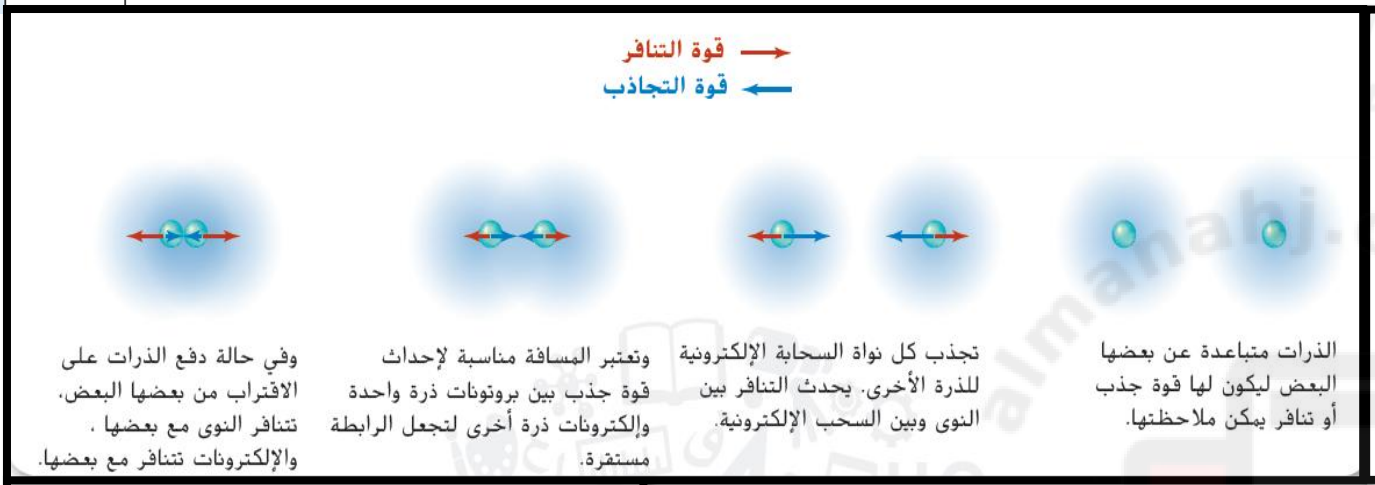
ما الصيغة الصحيحة للمركب الأيوني المُكون من الأيونين Al^{3+} و SO_4^{2-} ؟

ما صيغة المركب الأيوني الناتج من الأيونين Mg^{+2} , ClO_4^- ؟

almanahj.com/ae

25	CHM.5.1.01.011.07 يعرّف الرابطة التساهمية، موظفًا مخطط الطاقة	نص الكتاب+ الشكل 2	109
26	CHM.5.1.01.011.08 تحديد نوع العناصر المشاركة في الرابطة التساهمية مع تبيان حركة الإلكترونات	نص الكتاب+ الشكل 5	111
27	CHM.5.1.01.011.08 تحديد نوع العناصر المشاركة في الرابطة التساهمية مع تبيان حركة الإلكترونات	نص الكتاب+ الشكل 5	111
28	CHM.5.1.02.001.06 يصف، موظّفًا بنية لويس ومخطط الكرة والعصا، الفرق بين الروابط الأحادية، والثنائية والثلاثية	الشكل 8	113
29	CHM.5.1.01.014.03 يحدّد الصيغة الجزيئية لمركب من اسمه	الجدول 3 ومثال 2+ تطبيقك	116 و117
30	CHM.5.1.01.014.02 يسمّي مركب جزيئي ثنائي بناءً على صيغته الجزيئية	الجدول 3 ومثال 2+ تطبيقك	116 و117

الإلكترونات المشتركة تُشارك الذرات في المركبات غير الأيونية الإلكترونات. الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة إلكترونات التكافؤ هي **رابطة تساهمية**. يتكوّن **الجزيء** عند ارتباط ذرتين أو أكثر تساهميًا. في أي رابطة تساهمية، تعتبر الإلكترونات المتشاركة جزءًا من مستويات الطاقة الخارجية لكلا الذرتين الداخلتين في التفاعل. يمكن أن تحدث الرابطة التساهمية بين العناصر القريبة من بعضها البعض على الجدول الدوري. تتكون معظم الروابط التساهمية بين ذرات العناصر اللافلزية.



الشكل 2 توضح الأسهم على هذا المخطط محصلة قوى التجاذب والتنافر التي تُمارس على ذرتي فلور عند حركتهما اتجاه بعضهما البعض. وتعتبر القوى الإجمالية بين ذرتين هي نتاج تنافر الإلكترون مع الإلكترون وتنافر النواة مع النواة وتجاذب الإلكترون مع النواة. وعند الموضع الذي تكون فيه محصلة قوى التجاذب الأكبر، تتكون رابطة تساهمية.

تكوّن الرابطة التساهمية تتكون الجزيئات ثنائية الذرة، مثل الهيدروجين (H_2) والنيتروجين (N_2) والأكسجين (O_2) والفلور (F_2) والكلور (Cl_2) والبروم (Br_2) واليود (I_2) عندما تشارك ذرتين من كل عنصر إلكترونات. وتوجد الجزيئات بهذه الطريقة نظرًا لأن جزيئات ذرتين أكثر استقرارًا من الذرات الفردية.

لنأخذ مثال الفلور الذي له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^5$. لكل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلكترونًا آخر لتكوين ثمانية. وباقتراب ذرتا فلور بعضهما البعض، تمارس العديد من القوى عملها كما هو موضح في **الشكل2**. تؤثر قوتا التنافر على الذرات، تنتج أحدهما بين إلكترونات الذرتين متشابهة الشحنة والأخرى بين بروتونات الذرتين متشابهة الشحنة. كما تنشأ قوى تجاذب بين بروتونات ذرة وإلكترونات ذرة أخرى. وباقتراب ذرات الفلور من بعضها البعض، يزداد جذب البروتونات في كل نواة لإلكترونات الذرة الأخرى حتى الوصول إلى نقطة تكون فيها محصلة قوى التجاذب أكبر ما يمكن. وعند هذه النقطة، ترتبط الذرتان برابطة تساهمية ويتكون الجزيء. إذا اقتربت النواتان أكثر من بعضهما البعض، فإن قوى التنافر تزداد وتتغلب على قوى التجاذب.

ويحدث الترتيب الأكثر استقرارًا للذرات في أي رابطة تساهمية عند الوصول إلى المسافة المثالية بين النوى. وببلوغ هذه النقطة، تكون محصلة قوة التجاذب أكبر من محصلة قوة التنافر. يوجد الفلور في صورة جزيء ثنائي الذرة؛ لأن مشاركة زوج واحد من الإلكترونات تمنح كل ذرة فلور شكل التوزيع المستقر للغاز النبيل. كما هو موضح في **الشكل 3** تمتلك كل ذرة فلور في جزيء الفلور زوجًا من الإلكترونات المرتبط تساهميًا (مشتركة) وثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المرتبطة (غير المشتركة).

عندما ترتبط الذرات بعضها ببعض :

أ- تزداد طاقتها الكامنة وبالتالي تشكل مركبات أو جزيئات أقل استقراراً للمادة
ب- تنخفض طاقتها الكامنة وبالتالي تشكل مركبات أو جزيئات أقل استقراراً للمادة
ج- تزداد طاقتها الكامنة وبالتالي تشكل مركبات أو جزيئات أكثر استقراراً للمادة
د- تنخفض طاقتها الكامنة وبالتالي تشكل مركبات أو جزيئات أكثراستقراراً للمادة

الجزيء هو ؟

أ- مجموعة من الذرات مشحونة بشحنة سالبة ومرتبطة بروابط تساهمية
ب- مجموعة ذرات موجبة الشحنة ومترابطة بروابط تساهمية
ج- مجموعة ذرات متعادلة ومترابطة بروابط أيونية
د- مجموعة ذرات متعادلة ومترابطة بروابط تساهمية

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 المجموعة 16 مشاركة إلكترونين ويمكن لها تكوين رابطتين تساهميتين. الأكسجين هو عنصر من عناصر المجموعة 16 وله الترتيب الإلكتروني $1s^22s^22p^4$. 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 تساهميتين أحاديتين وزوجين من الإلكترونات غير المشتركة.

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 $1s^22s^22p^3$. 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 $1s^22s^22p^2$. 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· + ·Ö: → H–Ö: (مع H مرتبطة بالأكسجين)

رابطتان تساهميتان أحاديتان

الأمونيا

b

3H· + ·N̈: → H–N(–H)(–H):

ثلاث روابط تساهمية أحادية

الميثان

c

4H· + ·Ċ· → H–C(–H)(–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.

ما عدد أزواج الإلكترونات غير المشتركة لذرة النيتروجين في جزيء الامونيا NH_3؟

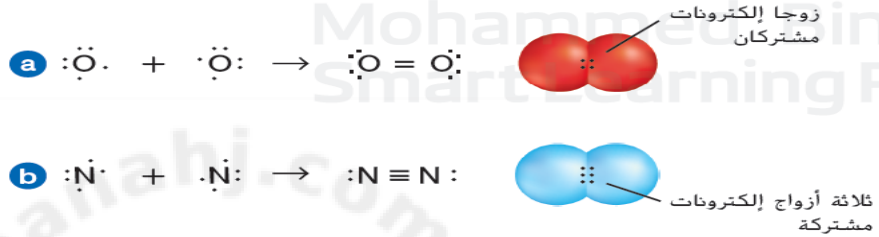
3H· + ·N̈: → H–N(–H)(–H):

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

2H· + ·Ö: → H–Ö: (مع H مرتبطة بالأكسجين)

almanahj.com/ae موقع المناهج الإماراتية 2026 2025

الشكل 8 تتكوّن الروابط التساهمية المتعددة عندما تتشارك ذرتان في أكثر من زوج واحد من الإلكترونات. **a.** تكوّن ذرتا أكسجين رابطة ثنائية. **b.** تتكون رابطة ثلاثية بين ذرتي النيتروجين.



الروابط التساهمية المتعددة

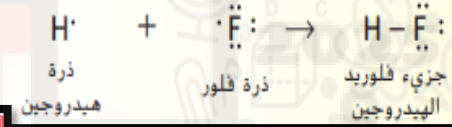
في بعض الجزيئات، تصل الذرات للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل عندما تُشارك أكثر من زوج من الإلكترونات مع ذرة أو أكثر. تكوّن مشاركة أزواج الإلكترونات المتعددة روابط تساهمية متعددة. وتعتبر الرابطة التساهمية الثنائية والثلاثية أمثلة على الروابط المتعددة. وتكون غالبًا ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت 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.

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.



ارسم بنية لويس لكل جزيء.

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

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

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

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

29	CHM.5.1.01.014.03 يحدّد الصيغة الجزيئية لمركب من اسمه	الجدول 3 ومثال 2+ تطبيقات	116 و117
30	CHM.5.1.01.014.02 يسمّي مركب جزيئي ثنائي بناءً على صيغته الجزيئية	الجدول 3 ومثال 2+ تطبيقات	116 و117

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..

ما الصيغة الكيميائية الصحيحة التي تُمثّل

المركب **ثالث أكسيد ثنائي النيتروجين**؟

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