

حل هيكل الاختبار لمادة الكيمياء
للفصل الدراسي الأول 2025\2026
للمصف الحادي عشر عام خطة
P2
الأستاذة عفاف الحراحشه

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

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

مبدأ الشك لهايزنبرج
Heisenberg uncertainty principle
النموذج الميكانيكي الكمي للذرة
Quantum mechanical model of
the atom
الغلاف الذري
atomic orbital
رقم الكم الرئيسي
Principle quantum number
مستوى الطاقة الرئيسي
Principle Energy level
مستوى الطاقة الفرعي
Energy of the sublevel

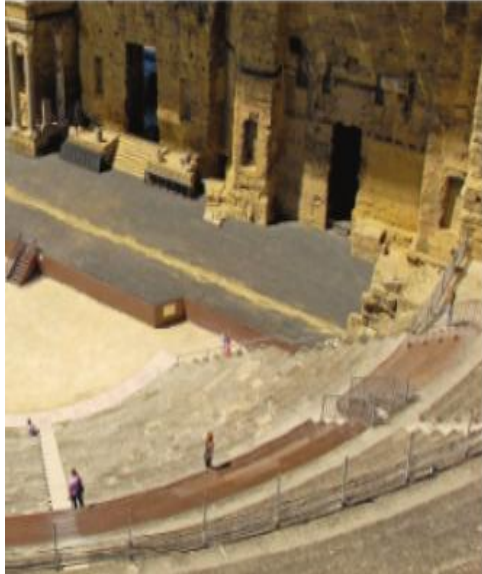


الشكل 10 يوضح الشكل ذرة لها إلكترون واحد لاحظ أن الرسم التوضيحي ليس مطابقاً لمقياس رسم. في حالته الأرضية (المستقرة)، يوجد الإلكترون بأقل مستوى للطاقة. حين تكون الذرة في حالة مستثارة، يوجد الإلكترون بمستوى طاقة أعلى.

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

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

■ **الشكل 16** يمكن التفكير في مستويات الطاقة على أنها صفوف مقاعد في المسرح. تحتوي الصفوف العليا والأبعد عن خشبة المسرح على عدد أكبر من المقاعد وبالمثل، تحتوي مستويات الطاقة التي ترتبط بالأفلاك الأبعد عن النواة على عدد أكبر من المستويات الفرعية.

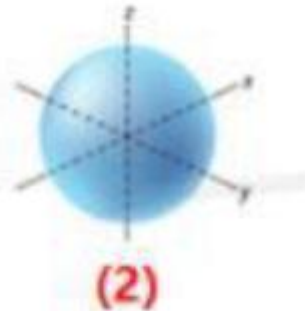


Is shown

ما وجه الاختلاف بين الأفلاك المبينة أدناه؟

er

الإختلاف في الشكل	I.
الإختلاف في رقم الكم الرئيس	II.
الإختلاف في الحجم	III.



	A. I فقط
	B. I و II فقط
	C. II و III فقط
	D. I و III فقط

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

um fits up

أي من المستويات الفرعية التالية يتسع بأقصى حد لعشر إلكترونات؟

p

s

f

d

أي العبارات التالية **صحيحة**؟

يتكون مستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاث مستويات فرعية

هي 3s و 3p و 3f

يتكون مستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاث مستويات فرعية

هي 3s و 3p و 3d

يتكون مستوى الطاقة الرئيس 2 من مستويين فرعيين

هما 2s و 2d

يتكون مستوى الطاقة الرئيس 2 من مستويين فرعيين

هما 2s و 2f

ترتيب الإلكترونات في الذرة يسمى الترتيب الإلكتروني في الذرة. نظراً لأن أنظمة الطاقة المنخفضة تكون أكثر استقراراً من أنظمة الطاقة المرتفعة، تميل الإلكترونات في الذرة لاتخاذ الترتيب الذي يمنح الذرة أقل طاقة ممكنة. أكثر التوزيعات استقراراً وأقلها طاقة للإلكترونات يسمى الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية للعنصر. هناك ثلاثة قواعد أو مبادئ تشير إلى طريق ترتيب الإلكترونات في مستويات الذرة، وهي مبدأ أوفباو ومبدأ باولي للاستبعاد وقاعدة هوند.

مبدأ أوفباو ينص **مبدأ أوفباو** على أن كل إلكترون يشغل المكان الأقل طاقة. لذا، تكون أول خطوة لتحديد الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية للعنصر هو تعلم تسلسل الأفلاك الذرية من الطاقة الأقل إلى الطاقة الأعلى. يرد هذا التسلسل المعروف بمخطط أوفباو في الشكل 18. يمثل كل مربع في الشكل فلجاً ذرياً.

مقدمات جدیدہ

الترتيب الإلكتروني

Electron configuration

Aufbau Principle مبدأ اوفباو

مبدأ استبعاد باولي

Pauli's exclusion principle

Hund's Rule قاعدة هوند

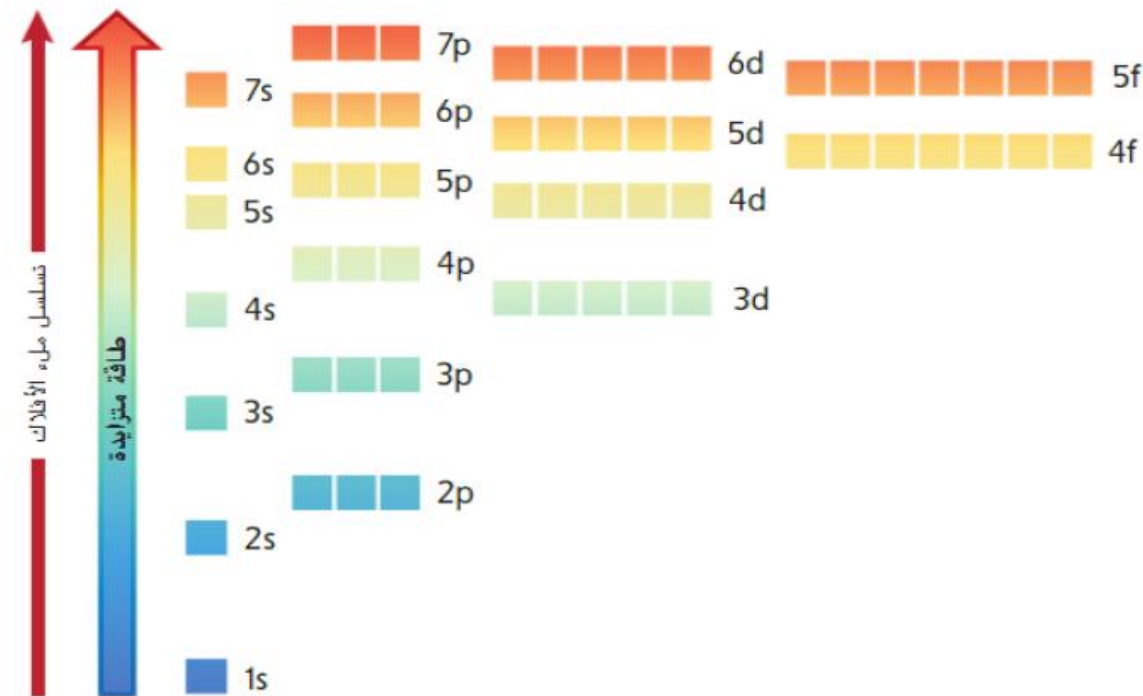
إلكترون التكافؤ

Valence electron

الترميز النقطي للإلكترون

Electron dot structure

■ الشكل 18 يوضح مخطط أوفباو طاقة كل مستوى فرعي بالنسبة لطاقة المستويات الفرعية الأخرى. كل مربع في المخطط يمثل فلكا ذريًا. حدد أي المستويات الفرعية ذو طاقة أعلى 4d أم 5p؟



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, و 4f.
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.

مبدأ باولي للاستبعاد يمكن تمثيل الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في مربعات. لكل إلكترون اتجاه دوران مرتبط معه، حيث يمثل السهم الذي يشير لأعلى $\uparrow$ دوران الإلكترون في اتجاه واحد، والسهم الذي يشير لأسفل $\downarrow$ يمثل دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. يمثل المربع الفارغ $\square$ فلكاً غير مشغول، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد إلى أعلى $\uparrow$ فلكاً ذو إلكترون واحد، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين لأعلى وأسفل $\uparrow\downarrow$ فلكاً مشغولاً.

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 ولضجائج باولي (1900-1958) هذا المبدأ بعد ملاحظة الذرات في الحالة المستثارة. الفلك الذري الذي يحتوي على إلكترونات مزدوجة تدور بشكل معاكس يكتب كالتالي $\uparrow\downarrow$. 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 المضردة 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 أن المربعات التالية تمثل أفلاك 2p. يدخل إلكترون واحد كل فلك من أفلاك 2p الثلاثة قبل أن يدخل إلكترون ثانٍ من الأفلاك. نوضح فيما يلي التسلسل الذي تشغل به ستة إلكترونات ثلاث أفلاك p.

✓ **التأكد من فهم النص** اذكر القواعد الثلاثة التي تحدد كيف يتم ترتيب الإلكترونات في الذرة

1. $\uparrow \square \square$

2. $\uparrow \uparrow \square$

3. $\uparrow \uparrow \uparrow$

4. $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$

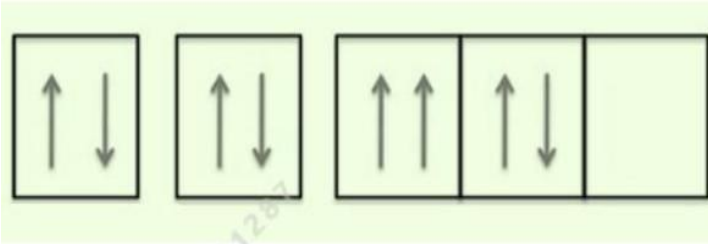
5. $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$

6. $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

rent with orbital

the following is

فيما يتعلق بالترتيب الإلكتروني بطريقة مخطط الأفلاك أدناه، أي مما يأتي صحيح؟



tes Hund's

يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع قاعدة هوند و مبدأ أوفباو

tes only the

يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع مبدأ أوفباو فقط

tes only to the

يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع مبدأ باولي للاستبعاد فقط

tes Hund's

يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع قاعدة هوند و مبدأ باولي

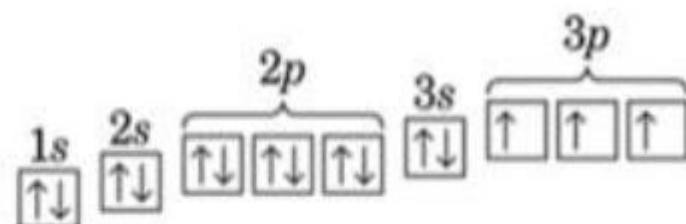
le

للاستبعاد

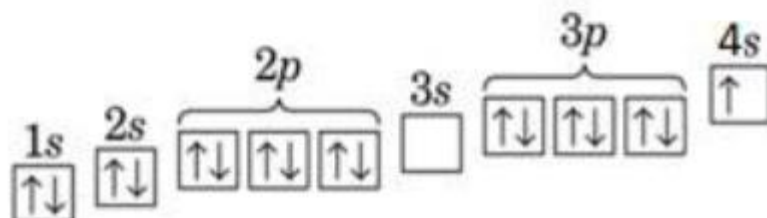
الجدول 5 الترتيب الإلكتروني للعناصر 11-18

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

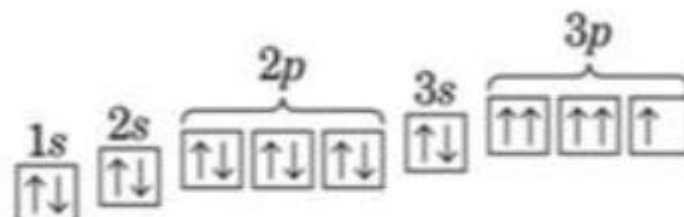
أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق بمخططات الأفلاك أدناه؟
s true related to the orbital diagrams below?



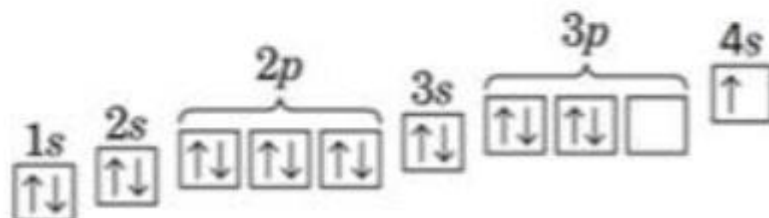
يتطابق مع قاعدة هوند



يتطابق مع مبدأ أوفباو



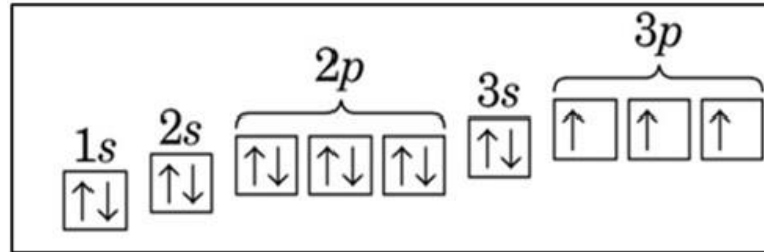
يتطابق مع مبدأ باولي للاستبعاد



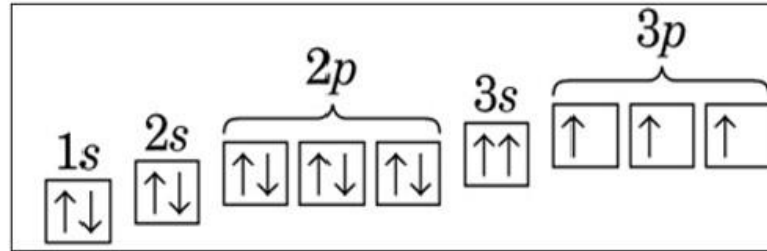
يتطابق مع كل قواعد الترتيب
الإلكتروني

د إلى orbital diagrams below?

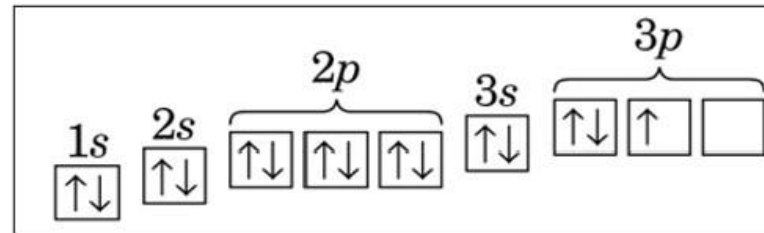
أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق بمخططات الأفلاك أدناه؟



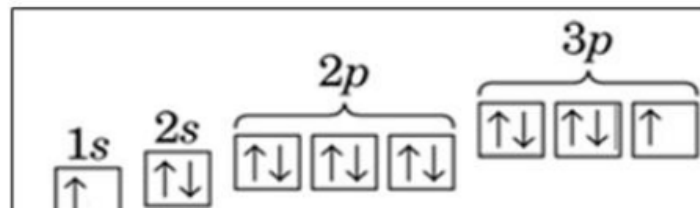
يتطابق مع كل قواعد الترتيب
الإلكتروني



يتطابق مع مبدأ باولي
للاستبعاد



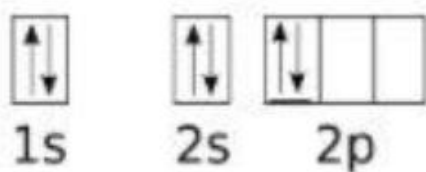
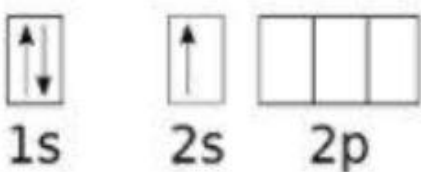
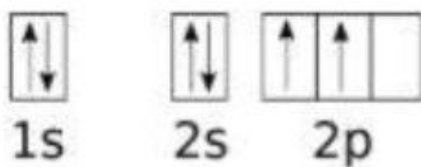
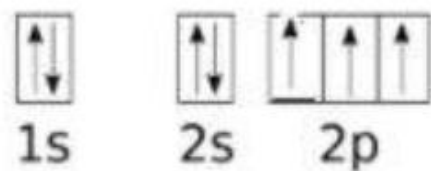
يتطابق مع قاعدة هوند



يتطابق مع مبدأ أوفباو

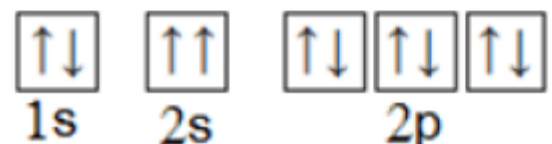
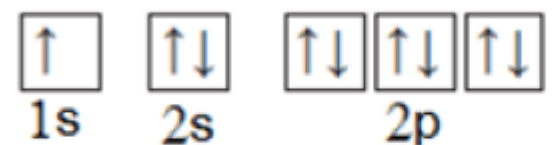
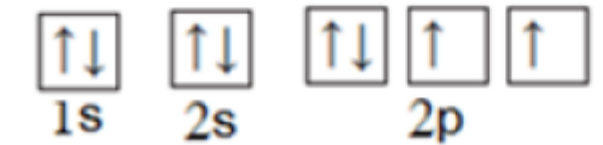
Diagram violates Hund's rule?

أي من أشكال مخططات الأفلاك التالية تخالف قاعدة هوند؟



أي مما يأتي صحيح؟

Which of the following is **correct**?

 1s 2s 2p	يتفق مع قاعدة هوند It agrees with Hund's rule	A
 1s 2s 2p	يتفق مع مبدأ باولي للاستبعاد It agrees with the Pauli exclusion principle	B
 1s 2s 2p	يتفق مع مبدأ أوفباو It agrees with the Aufbau principle	C
 1s 2s 2p	يتفق مع كل قواعد ومبادئ الترتيب الإلكتروني It agrees with all electron configuration rules and principles	D

total of	تحتوي ذرة عنصر الفوسفور (P) على عدد إجمالي من الإلكترونات يساوي 15 إلكترون. حدد أي مستوى طاقة فرعي ممتلئ جزئياً.
----------	---

4S



2S



3P



2P



إلكترونات التكافؤ

الإلكترونات المحددة فقط تسمى إلكترونات التكافؤ هي التي تحدد الخصائص الكيميائية للعنصر. تعرف **إلكترونات التكافؤ** بأنها الإلكترونات الموجودة بالأفلاك الخارجية للذرة، فهي تلك الأفلاك المرتبطة بأعلى مستوى طاقة رئيس بوجه عام. على سبيل المثال، تحتوي ذرة الكبريت على 16 إلكترونًا، ستة منها فقط تشغل الأفلاك الخارجية 3s و 3p كما يظهر في الترتيب الإلكتروني للكبريت. للكبريت ستة إلكترونات تكافؤ.



وبالمثل، برغم احتواء ذرة السيزيوم على 55 إلكترونًا، فلها إلكترون تكافؤ واحد فقط، إلكترون 6s الموضح في الترتيب الإلكتروني للسيزيوم.



الترميز النقطي للإلكترون نظرًا لاشتراك إلكترونات التكافؤ في تشكيل روابط كيميائية، غالبًا ما يمثل الكيميائيون إلكترونات التكافؤ باستخدام طريقة مختصرة بسيطة تسمى الترميز النقطي للإلكترون. يتكون **الترميز النقطي للإلكترون** للذرة من رمز العنصر الذي يمثل النواة وإلكترونات مستويات الطاقة الداخلية، التي تحيط بها نقاط تمثل كل إلكترونات التكافؤ للذرة. ابتكر الكيميائي الأمريكي لويس (1875-1946) الطريقة أثناء إلقاءه محاضرة كيمياء بالكلية عام 1902. عند كتابة الترميز النقطي للإلكترون للذرة، توضع النقاط التي تمثل إلكترونات التكافؤ كل نقطة على الجوانب الأربعة للرمز (من الممكن وضعها بأي تسلسل) ثم يتم جمعها في أزواج حتى تظهر جميعها. يرد الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة والتميز النقطي للإلكترون للعناصر في الدورة الثانية في **الجدول 6**.

الجدول 6 الترتيب الإلكتروني والتميز النقطي للإلكترون

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني	التميز النقطي للإلكترون
الليثيوم	3	$1s^22s^1$	Li·
البريليوم	4	$1s^22s^2$	·Be·
البورون	5	$1s^22s^22p^1$	·B·
الكربون	6	$1s^22s^22p^2$	·C·
النيتروجين	7	$1s^22s^22p^3$	·N·
الأكسجين	8	$1s^22s^22p^4$	·O·
الفلور	9	$1s^22s^22p^5$	·F·
النيون	10	$1s^22s^22p^6$	·Ne·

مثال 3

الترميز النقطي للإلكترون تحتوي بعض أنواع معجون الأسنان على فلوريد القصديروز، وهو مركب مكون من القصدير والفلور. ما الترميز النقطي للإلكترون لعنصر القصدير؟

1 تحليل المسألة

ارجع للجدول الدوري وحدد العدد الكلي للإلكترونات في ذرة القصدير. اكتب الترتيب الإلكتروني للقصدير وحدد عدد إلكترونات التكافؤ به. ثم استعن بقواعد الترميز النقطي للإلكترون لرسم الترميز النقطي للإلكترون للقصدير.

2 أوجد القيمة المجهولة

العدد الذري للقصدير هو 50 وبالتالي للقصدير 50 إلكترونًا.

اكتب الترتيب الإلكتروني للقصدير مستخدمًا ترميز الغاز الخامل. أقرب غاز خامل هو Kr. $[Kr]5s^24d^{10}5p^2$

الإلكترونات في 5s و 5p (الإلكترونات في الأفلاك المرتبطة بأعلى مستوى طاقة الرئيس) تمثل إلكترونات التكافؤ الأربعة للقصدير.

ارسم إلكترونات التكافؤ الأربعة حول الرمز الكيميائي للقصدير (Sn) لتوضح الترميز النقطي للإلكترون. $\cdot\dot{\text{Sn}}\cdot$

3 تقييم الإجابة

تم استخدام الرمز الصحيح لـ (Sn) وتم تطبيق قواعد رسم الترميز النقطي للإلكترون بشكل صحيح.

تطبيقات

26. ارسم الترميز النقطي للإلكترون لذرات العناصر الآتية:

a. المغنيسيوم Mg b. الثاليوم Tl c. الزينون Xe



27. ذرة أحد العناصر تحتوي على 13 إلكترونًا. ما العنصر وما هو عدد الإلكترونات الموضحة في الترميز النقطي للإلكترون؟



28. تحدي عنصر يكون في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة وفي الضغط الجوي العادي ويوجد في أحجار الزمرد الكريمة. ويعرف بأنه أحد العناصر الآتية: الكربون، الجرمانيوم، الكبريت، السيزيوم، البريليوم أو الأرجون. حدد العنصر بناءً على الترميز النقطي للإلكترون على اليسار.



88. ما ترميز الترتيب الإلكتروني الذي يصف الذرة في الحالة

المستقرة؟

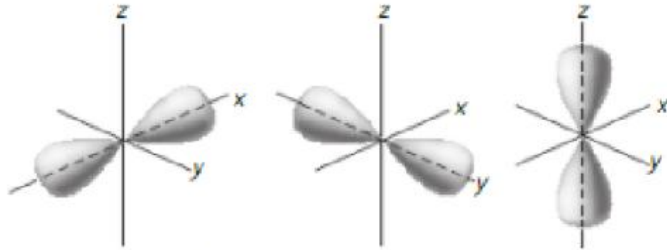
a. $[Ar]4s^23d^{10}4p^2$

b. $[Ne]3s^23p^5$

c. $[Kr]5s^24d^1$

d. $[Ar]4s^23d^84p^1$

استخدم الشكل التالي للإجابة على السؤالين 3 و 4



3. ما المستوى الفرعي الذي تنتمي إليه هذه الأفلاك؟

A. s

B. p

C. d

D. f

4. ما عدد الإلكترونات الكلي التي يمكن أن توجد في هذا المستوى

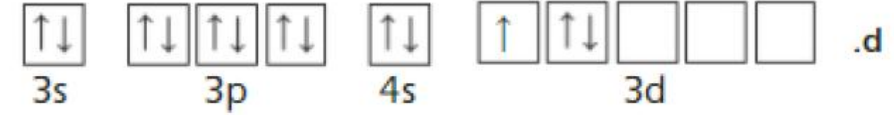
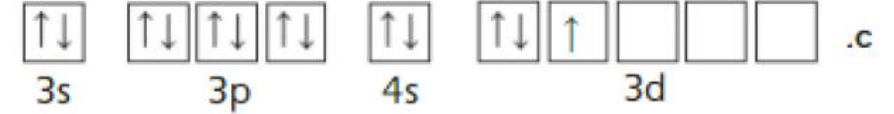
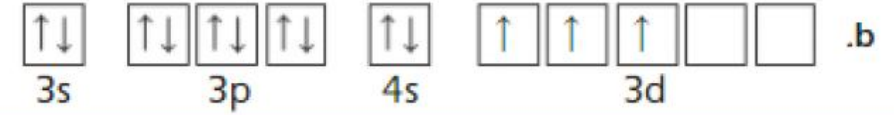
الفرعي؟

A. 2

B. 3

C. 6

D. 8



الشكل 25

89. ما مخطط الفلك الصحيح في الشكل 25 لذرة في حالتها

المستقرة؟

2. أي التالية يمثل الترميز النقطي للإلكترون لعنصر الإنديوم؟

A. $\cdot \text{In} \cdot$

B. $\cdot \text{In} \cdot$

C. $\cdot \text{In} \cdot$

D. $\cdot \text{In} \cdot$

استعن بالجدول الدوري والجدول أدناه للإجابة على الأسئلة من 6 إلى 8.

التوزيع الإلكتروني لبعض الفلزات الانتقالية			
العنصر	الرمز	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني
الفناديوم	V	23	$[\text{Ar}]4s^23d^3$
الإتريوم	Y	39	$[\text{Kr}]5s^24d^1$
			$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^6$
السكانديوم	Sc	21	$[\text{Ar}]4s^23d^1$
الكاديوم	Cd	48	

5. ما أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد بمستوى الطاقة الرئيس الخامس للذرة؟

A. 2

B. 8

C. 18

D. 32

7. ما العنصر الذي له الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة التالي $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^6$ ؟

A. La

B. Ti

C. W

D. Os

6. باستخدام ترميز الفاز النبيل، ما الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة لعنصر الكاديوم Cd ؟

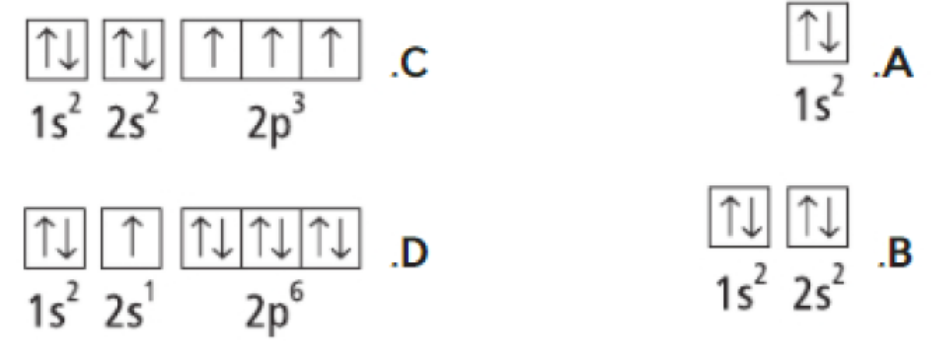
A. $[\text{Kr}]4d^{10}4f^2$

B. $[\text{Ar}]4s^23d^{10}$

C. $[\text{Kr}]5s^24d^{10}$

D. $[\text{Xe}]5s^24d^{10}$

استخدم الشكل التالي للإجابة على السؤالين 16 و 17



16. أي مما يلي يوضح مخطط الفلك الذي يخالف مبدأ أوفباو؟

- A. A
B. B
C. C
D. D
E. لا شيء

17. أي مما يلي يوضح مخطط الفلك لعنصر البريليوم؟

- A. A
B. B
C. C
D. D
E. لا شيء

15. اشرح سبب عدم صحة $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10} 4p^2$

كترتيب إلكتروني صحيح لعنصر الجرمانيوم (Ge). اكتب الترتيب الإلكتروني الصحيح للجرمانيوم.

تقع الإلكترونات في المستوى الفرعي d، في مستوى الطاقة الثالث وليس الرابع. سيكون الترتيب الإلكتروني الصحيح $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$.

23. اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة لكل من العناصر التالية.

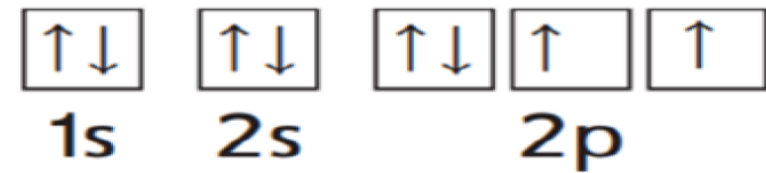
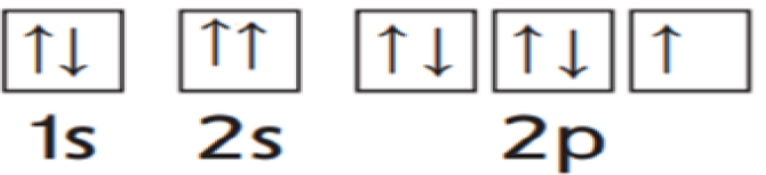
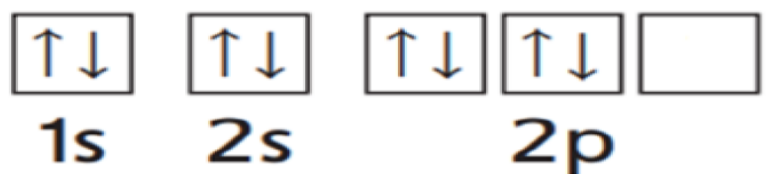
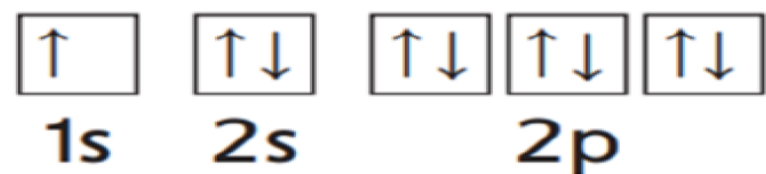
■ النحاس (^{29}Cu) بطريقة ترميز الغاز النبيل.

■ الألمنيوم (^{13}Al) بطريقة ترميز الترتيب الإلكتروني.

■ الفلور (^9F) بطريقة مخطط الفلاك

is below **does not**

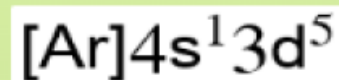
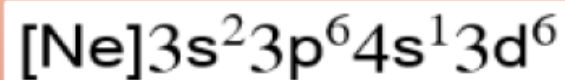
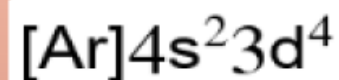
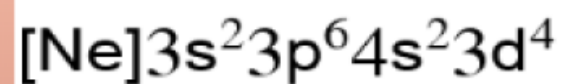
أي من الترتيبات الإلكترونية أدناه **لا** يتفق مع مبدأ أوفباو؟



ما الترتيب الإلكتروني لعنصر الكروم (Cr) في الحالة المستقرة
it
as

باستخدام ترميز الغاز النبيل؟

العدد الذري للكروم = 24



الجدول الدوري الحديث :

1- قسم الجدول الدوري الى مجموعات (الاعمدة) : وترقم من 1 الى 18

2- و الى دورات (الصفوف) وترقم من 1 الى 7

يقسم الجدول الدوري حسب الخواص الفيزيائية والكيميائية الى :

العناصر الرئيسية : من المجموعة رقم 1 و 2 ومن 13 الى 18

العناصر الانتقالية : من المجموعة رقم 3 الى 12

العناصر الرئيسية : تقسم الى ثلاثة اقسام

1- الفلزات	تلمع , موصلة للحرارة , موصلة للكهرباء , صلبة قابلة للطرق والسحب
2- اللافلزات	لا تلمع , غير مووصلة للحرارة , غير موصلة للكهرباء , هشّة , اغلبها غازات
3- اشباه الفلزات	تتمتع بكل خواص الفلزات واللافلزات

الفلزات :

الفلزات القلوية : جميع عناصر المجموعة الاولى وهي نشيطة كيميائيا مثل :

Na : الصوديوم والذي يدخل في صناعة الاملاح

Li : الليثيوم والذي يستخدم في صناعة البطاريات

الفلزات القلوية الارضية : جميع عناصر المجموع الثانية وهي نشيطة كيميائيا مثل :

Ca : الكالسيوم مهم لصحة العظام

Mg : المغنيسيوم وهو عنصر خفيف الوزن وصلب يدخل في صناعة الاجهزة الالكترونية مثل الكمبيوتر المحمول

العناصر الانتقالية : تقسم الى :

الفلزات الانتقالية : عناصر المجموعة 3 الى 12

فلزات الانتقالية الداخلية : التي تحتوي على مجموعتان سلسلة اللانثينيدات وسلسلة الاكتينيدات والتي تستخدم على نطاق واسع مثل الفسفور كما ستخدم فلز التيتانيوم في صناعة اطارات الدرجات والنظارات لما يتميز به من قوة وخفة الوزن

فلزات : الاكسجين ويمثل 65% من كتلة الجسم

لهالوجينات : جميع عناصر المجموعة رقم 17 من دون البروم **Br** وهو اللافلز الوحيد الذي سائلا والهالوجينات نشيطة كيميائيا مثل الفلور **F** لذي يضاف الى معجون الاسنان وماء الشرب لحماية الاسنان من التسوس

الغازات النبيلة : جميع ناصر المجموعة 18 تتميز بانها خاملة غير نشيطة كيميائيا وتستخدم في اشعة الليزر ومجموعة متنوعة من المصابيح الضوئية واللافتات المضئية بالنيون.

اشباه الفلزات : مثل السلكون **Si** الذي يستخدم في الجراحات التعويضية او في التطبيقات المقاربة للواقع و الجرمانيوم **Ge** الي يستخدم في رقاقات الكمبيوتر والخلايا الشمسية

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

☐ العدد الكتلي

☐ الرمز الكيميائي

☐ العدد الذري

☐ الاسم

CHM.5.1.01.007.02 يصف بعض خصائص واستخدامات اللانثانيدات	نص الكتاب	48
uses of actinides	Textbook	

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** و**سلسلة الأكتينيدات**, 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.

PERIODIC TABLE OF ELEMENTS

الجدول الدوري للعناصر

الجدول الدوري للعناصر																																													
1 H 1.008																	2 He 4.003																												
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180																												
11 Na 22.990	12 Mg 24.305	13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.948											19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.88	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80										
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98.906	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.6	53 I 126.905	54 Xe 131.29											55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57-71 Lanthanides	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.384	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89-103 Actinides	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 266	107 Bh 264	108 Hs 277	109 Mt 268	110 Ds 271	111 Rg 272	112 Cn 285	113 Uut 284	114 Fl 289	115 Uup 288	116 Lv 293	117 Uus 294	118 Uuo 294											89 La 138.905	90 Ce 140.12	91 Pr 140.908	92 Nd 144.24	93 Pm 144.913	94 Sm 150.36	95 Eu 151.964	96 Gd 157.25	97 Tb 158.925	98 Dy 162.50	99 Ho 164.930	100 Er 167.259	101 Tm 168.930	102 Yb 173.054	103 Lu 174.967			
																		104 Ac 227.033	105 Th 232.038	106 Pa 231.036	107 U 238.029	108 Np 237.048	109 Pu 244.064	110 Am 243.061	111 Cm 247.070	112 Bk 247.070	113 Cf 251.080	114 Es 252.083	115 Fm 257.10	116 Md 258.10	117 No 259.10	118 Lr 262.10													



الفلزات الانتقالية

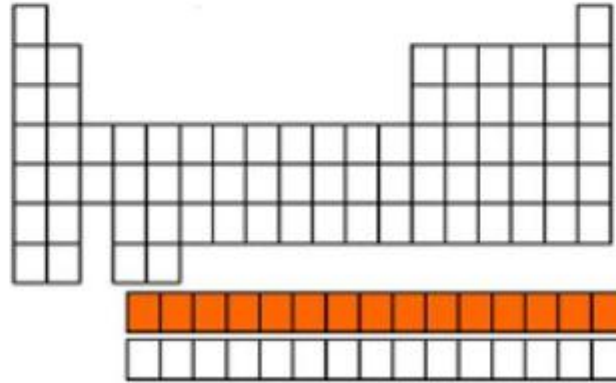
أشباه الفلزات

الغازات النبيلة

اللانثينيدات

Which of the following is true for the labeled series of elements on the following periodic table?

أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق بسلسلة العناصر المظلمة في الجدول الدوري التالي؟



Actinide Series

سلسلة الأكتينيدات

Alkaline earth metals

الفلزات القلوية الأرضية

Lanthanides Series

سلسلة اللانثينيدات

Alkali metals

الفلزات القلوية

the elements in part 1 of the periodic table

ما الاسم الذي يُطلق على العناصر الموجودة في الجزء 1 في الجدول

ed?

الدوري أدناه؟

Periodic Table of Elements (Part 1):

1 H Hydrogen 1.008	2 He Helium 4.003																
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012	5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180										
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305	13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.948										
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.88	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.69	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.63	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.905	46 Pd Palladium 106.367	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.757	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.905	54 Xe Xenon 131.29
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.327	57-71 Lanthanides	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium 209	85 At Astatine 210	86 Rn Radon 222
87 Fr Francium 223	88 Ra Radium 226	89-103 Actinides	104 Rf Rutherfordium 261	105 Db Dubnium 262	106 Sg Seaborgium 266	107 Bh Bohrium 264	108 Hs Hassium 277	109 Mt Meitnerium 268	110 Ds Darmstadtium 271	111 Rg Roentgenium 272	112 Cn Copernicium 285	113 Nh Nihonium 284	114 Fl Flerovium 289	115 Mc Moscovium 288	116 Lv Livermorium 293	117 Ts Tennessine 294	118 Og Oganesson 294
57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium 145	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.930	70 Yb Ytterbium 173.054	71 Lu Lutetium 174.967			
89 Ac Actinium 227	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237	94 Pu Plutonium 244	95 Am Americium 243	96 Cm Curium 247	97 Bk Berkelium 247	98 Cf Californium 251	99 Es Einsteinium 252	100 Fm Fermium 257	101 Md Mendelevium 258	102 No Nobelium 259	103 Lr Lawrencium 262			

tals

الفلزات الانتقالية

أشباه الفلزات

الغازات النبيلة

airstep line in

ماذا تمثل المربعات الخضراء على جانب الخط المتعرج في الشكل أدناه؟



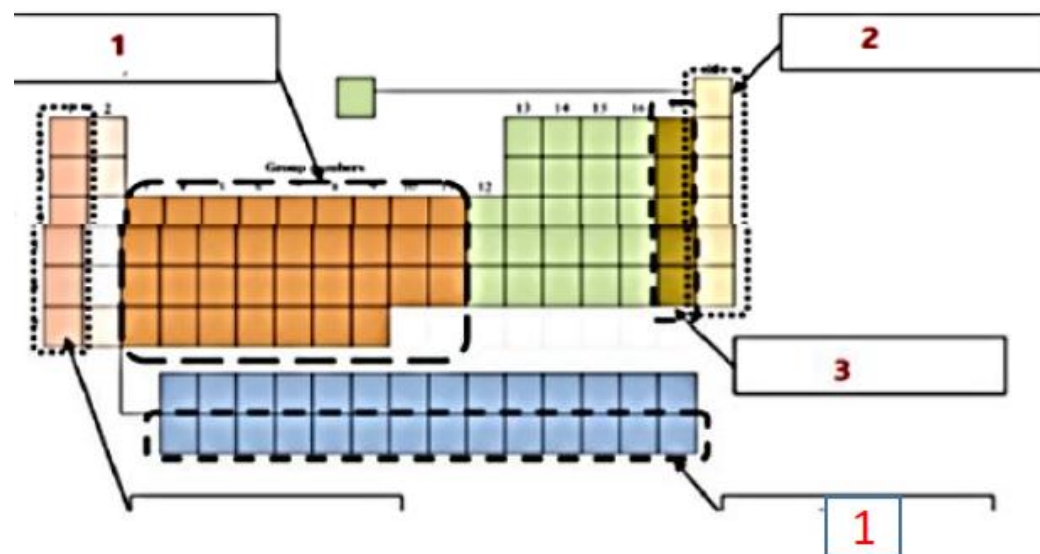
الفلزات

اللافلزات

أشباه الفلزات

اللانثينيدات

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



العناصر الانتقالية

العناصر الرئيسية

الاختصاصات

الفلازات القلوبية

ترتيب العناصر Order of the elements

The order of elements in the modern periodic table is based on an element's.....

ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث يعتمد على للعنصر.

atomic number

العدد الذري ☐

chemical symbol

الرمز الكيميائي ☐

atomic mass

العدد الكتلي ☐

name

الاسم ☐

Which group **does not** have electronegativity values on the periodic table of elements?

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

الجدول الدوري للعناصر

1

1
H
1.008

2

3
Li
6.941

4
Be
9.012

13

14

15

16

5

6

7

8

B

C

N

O

10.81

12.01

14.01

16.00

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.004
- CHM.5.1.01.008
- CHM.5.1.01.009
- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.003
- CHM.5.1.02.007
- CHM.5.1.02.022

a.

Group 1

المجموعة 1

b.

Group 17

المجموعة 17

c.

Group 2

المجموعة 2

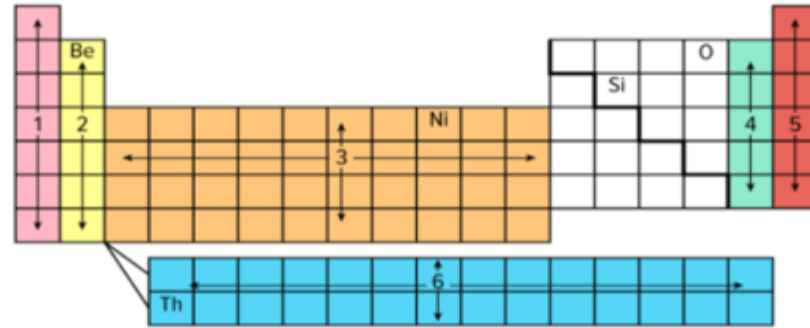
d.

Group 18

المجموعة 18

Which number represents inner transition metals in the diagram of periodic table of elements shown below?

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



5

☐

1

☐

3

☐

6

☐

Q.15: الخط المتعرج في الجدول الدوري للعناصر:

Mark(s): 5/5

What does the green boxes bordering the staircase line in below figure represent?

ماذا تمثل المربعات الخضراء على جانب الخط المتعرج في الشكل أدناه؟



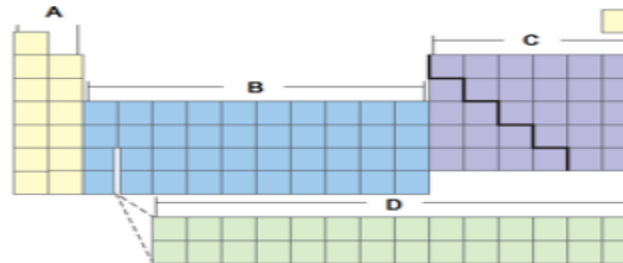
اشباه الفلزات

العلامة: 5/5

Q.2: مجمعات الجدول الدوري

What letter represents the block **s** region in the periodic table shown below?

أي الحروف يمثل المنطقة الخاصة بالمجمّع **s** في الجدول الدوري الموضّح أدناه؟



leev's table.

represent?

في الإصدار الأول من جدول مندليف.

ماذا تمثل المساحات الفارغة ؟

Typische Elemente			K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
			Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
			—	Yt = 88?	Di = 138?	Er = 178?	—
			Tl = 48?	Zr = 90	Cu = 140?	La = 180?	Tb = 281
			V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—
			Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
			Mn = 55	—	—	—	—
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 196?	—
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—
			Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—
			Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—
			—	In = 113	—	Tl = 204	—
			—	Sb = 118	—	Pb = 207	—
			As = 75	Bi = 122	—	Bi = 208	—
			Se = 78	Tb = 125?	—	—	—
			Br = 80	I = 127	—	—	—
I = 1	Li = 7	Na = 23					
	Ba = 9,4	Mg = 24					
	B = 11	Al = 27,3					
	C = 12	Si = 28					
	N = 14	P = 31					
	O = 16	S = 32					
	F = 19	Cl = 35,5					

نظائر

عناصر مشعة

عناصر طبيعية

عناصر لم تُكتشف بعد

إلكترونات التكافؤ تذكر أن الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة رئيس للذرة تسمى إلكترونات التكافؤ. ويحتوي كل عنصر من عناصر المجموعة 1 على إلكترون واحد في أعلى مستوى طاقة له؛ ولهذا، يمتلك كل عنصر إلكترون تكافؤ واحدًا. وتتشابه عناصر المجموعة 1 في الخواص الكيميائية لأنها تحتوي على العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ. وتعدّ هذه العلاقة من أهم العلاقات في الكيمياء؛ حيث تتشابه الذرات الموجودة في المجموعة نفسها في الخواص الكيميائية لأن لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه. يحتوي كل عنصر من عناصر المجموعة 1 على إلكترون تكافؤ واحد ويكون ترتيبه الإلكتروني s^1 . في حين يكون الترتيب الإلكتروني لعناصر المجموعة 2 هو s^2 . ولكل عمود في المجموعات 1 و2 ومن 13 إلى 18 في الجدول الدوري ترتيب إلكتروني خاص به.

t similar in chemical properties to the
e electron configuration?

أي عنصر يُشابه في الخواص الكيميائية عنصر له الترتيب الإلكتروني؟

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

located in block S

☐ عنصر الذي يقع في المجمع S

An element located in period 2

☐ عنصر الذي يقع في الدورة 2

An element located in block p

☐ عنصر الذي يقع في المجمع p

An element located in group 17

☐ عنصر الذي يقع في المجموعة 17

Electrons

لأن لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه

لأن لها العدد الذري نفسه

لأن لها العدد الكتلي نفسه

لأن لها عدد النظائر نفسه

Where is located the element with the electron configuration $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$ in the periodic table?

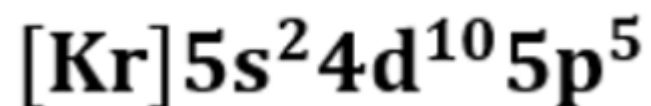
- A – Period 5 and group 2
- B – Period 5 and group 12
- c – Period 5 and group 14
- D – Period 5 and group 4

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

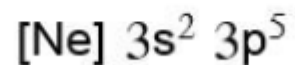
and block of an
configuration shown

حدد الدورة والمجموعة والمجمع لعنصر له
الترتيب الإلكتروني أدناه .



for an
onfiguration?

ما الدورة والمجموعة والمجمع التي ينتمي إليها العنصر ذو الترتيب
الإلكتروني التالي؟



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

المجموعة 3 والدورة 6 والمجمع s

المجموعة 3 والدورة 6 والمجمع p

المجموعة 16 والدورة 3 والمجمع p

المجموعة 16 والدورة 3 والمجمع s

تطبيقات

c. s^2p^6 (الكترونات التكافؤ = 8 إذا هي المجموعة 18 إذا جميع افراد المجموعة الـ 18)

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

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

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

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

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

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

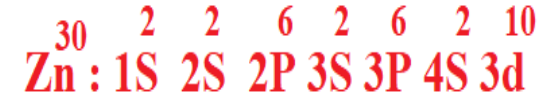
b. s^2p^3 الكترونات التكافؤ = 5 الكترونات إذا يوجد في
المجموعة الـ 15 إذا جميع افراد المجموعة الـ 15

10. تحفيز اكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية:

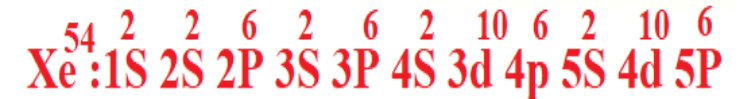
a. عنصر في المجموعة 2 وفي الدورة الرابعة



b. عنصر في المجموعة 12 وفي الدورة الرابعة



c. غاز نبيل في الدورة الخامسة



d. عنصر في المجموعة 16 وفي الدورة الثانية



Where is located the element with the electron configuration $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$ in the periodic table?

A – Period 5 and group 2

B – Period 5 and group 12

c – Period 5 and group 14

D – Period 5 and group 4

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

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

A

.a

B

.b

C

.c

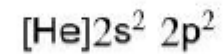
Which of the following is the **correct** electron configuration of an element in group 2, and the fourth period?

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

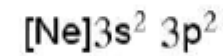
Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.008

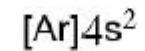
a.



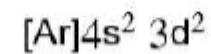
b.



c.



d.



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

☞ نيولاندز ☞ مندليف ☞ لافوازييه ☞ موزلي

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

☞ اللافلزات ☞ الغازات النبيلة ☞ أشباه الفلزات ☞ الفلزات

3 - تتشابه خواص العناصر الموجودة في المجموعة نفسها لأنها:

☞ لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ ☞ لها نفس عدد البروتونات

☞ تختلف في عدد إلكترونات التكافؤ ☞ تختلف في الدورة التي تقع فيها

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

s

p

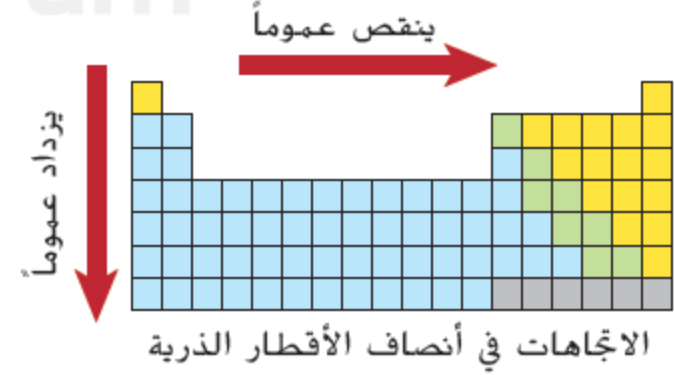
d

f



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

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



الاتجاهات 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 ثابتاً 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. وبالاتقال 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. وبالاتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة، يزداد حجم الفلك الخارجي مع زيادة مستوى الطاقة الرئيس؛ ولهذا، تصبح الذرة أكبر حجمًا. وزيادة حجم الفلك تعني أن الإلكترونات الخارجية ستكون أبعد عن النواة. ويقلل ازدياد المسافة من تأثير الجذب الناتج عن زيادة شحنة النواة. بالإضافة إلى ذلك، فإنه مع وجود أفلاك إضافية بين النواة والإلكترونات الخارجية، تعمل هذه الإلكترونات على حماية الإلكترونات الخارجية من النواة. يُلخّص **الشكل 12** اتجاهات المجموعات والدورات.

📖 فسر ما يأتي تفسيرًا علميًا مناسبًا.

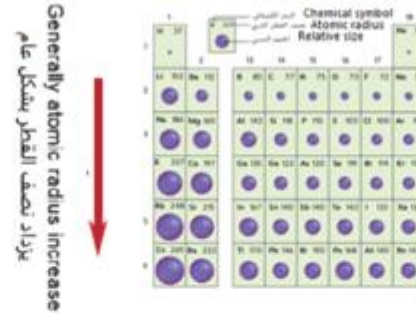
24 - تزداد أنصاف الأقطار الذرية عند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة.

25 - لا يمكن تحديد موقع إلكترون ما عن طريق اصطدامه بفوتون ذو طاقة عالية.

Atomic radius

Why atomic radius generally increases as move down a group?

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



Because the valence electrons are farther from the nucleus

بسبب ازدياد بعد إلكترونات التكافؤ عن النواة

☐

Because the decreasing positive charge in the nucleus

بسبب نقصان شحنة النواة

☐

Because the valence electrons are closer to the nucleus

بسبب ازدياد قرب إلكترونات التكافؤ من النواة

☐

Because the principal energy level remains the same

بسبب بقاء مستوى الطاقة الرئيس ثابت

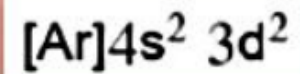
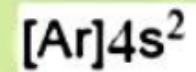
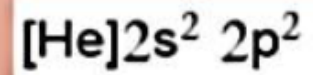
☐

1 configuration

iod?

أي مما يلي هو الترتيب الإلكتروني الصحيح لعنصر

في المجموعة 2 ، وفي الدورة الرابعة؟



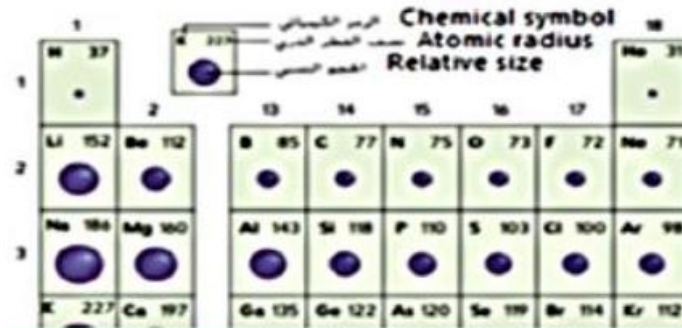
as moving from left to

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

بوجه عام؟

تقل أنصاف الأقطار الذرية

Atomic radii decrease



ergy levels decrease

بسبب نقصان عدد مستويات الطاقة الرئيسية

nucleus decrease

بسبب نقصان الشحنة الموجبة في النواة

nucleus increase

بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة

ergy levels increase

بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية

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

1 تحليل المسألة

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

2 إيجاد القيمة المجهولة

من الجدول الدوري، نجد أن جميع العناصر موجودة في الدورة 2. ترتيب العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورة هو: Li و Be و C و F. العنصر الأول في الدورة 2 وهو الليثيوم له أكبر نصف قطر.

حدد الدورات.
طبق اتجاه أنصاف الأقطار المتناقصة عبر الدورة.

3 تقييم الإجابة

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

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.

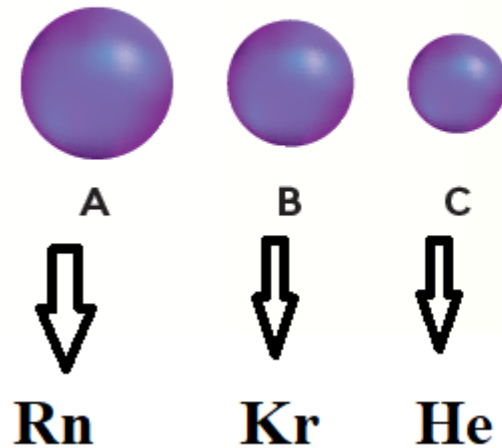
16. أي العناصر التالية له أكبر نصف قطر ذري: المغنيسيوم (Mg) أم السيليكون (Si) أم الكبريت (S) أم الصوديوم (Na)؟ وما الأصغر قطرًا؟

الأكبر نصف قطر = Mg

الأصغر نصف قطر = S

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

17. يُظهر الشكل على اليسار الهيليوم والكريبتون والرادون. أيها يمثل الكريبتون؟ وكيف يمكنك معرفة ذلك؟



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

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

نعم لأن من المستحيل تواجد عنصرين الفرق بينهما 20 ويقعان في نفس الدورة

19. **تحدي** حدد أي العنصرين في كل زوج له نصف قطر ذري أكبر:
a. العنصر في الدورة 2 والمجموعة 1؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 18

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

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

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

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

Order of the atomic radius in the table below?

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

A. (الأقل) $K \leftarrow Ca \leftarrow Ge \leftarrow Ga$ (الأكبر)

B. (الأقل) $K \leftarrow Ca \leftarrow Ga \leftarrow Ge$ (الأكبر)

C. (الأقل) $Ge \leftarrow Ga \leftarrow Ca \leftarrow K$ (الأكبر)

D. (الأقل) $K \leftarrow Ge \leftarrow Ga \leftarrow Ca$ (الأكبر)



■ الشكل 13 يختلف حجم الذرات اختلافاً كبيراً عندما تكون أيونات.

a. الأيونات الموجبة أصغر من الذرات المتعادلة المكوّنة لها.

b. الأيونات السالبة أكبر من الذرات المتعادلة المكوّنة لها.

■ الشكل 14 يوضّح أنصاف الأقطار

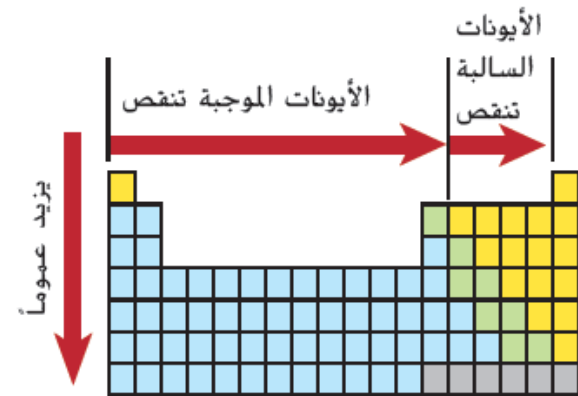
الأيونية لمعظم العناصر الرئيسة

بالبكومتترات (10-12m).

فسّر لماذا تزيد أنصاف الأقطار
الأيونية لكل من الأيونات الموجبة
والسالبة عند الانتقال إلى أسفل
عبر أي مجموعة.

	1	2	13	14	15	16	17
2	Li 76 1+	Be 31 2+	B 20 3+	C 15 4+	N 146 3-	O 140 2-	F 133 1-
3	Na 102 1+	Mg 72 2+	Al 54 3+	Si 41 4+	P 212 3-	S 184 2-	Cl 181 1-
4	K 138 1+	Ca 100 2+	Ga 62 3+	Ge 53 4+	As 222 3-	Se 198 2-	Br 196 1-
5	Rb 152 1+	Sr 118 2+	In 81 3+	Sn 71 4+	Sb 62 5+	Te 221 2-	I 220 1-
6	Cs 167 1+	Ba 135 2+	Tl 95 3+	Pb 84 4+	Bi 74 5+		

نصف القطر الأيوني ———
الرمز الكيميائي — K 138
الشحنة — 1+
الحجم النسبي ———



■ الشكل 15 يُلخص الرسم التخطيطي
الاتجاهات العامة في أنصاف الأقطار الأيونية.

Which of the following ions has the largest ionic

أي من الأيونات التالية له نصف القطر الأيوني الأكبر؟

ions are for the elements of group 2 in the
table)

(هذه الأيونات لعناصر تتبع المجموعة 2 في الجدول الدوري)

Ca ²⁺	Sr ²⁺	Mg ²⁺	Ba ²⁺	الأيون Ions
20	38	12	56	العدد الذري Atomic number

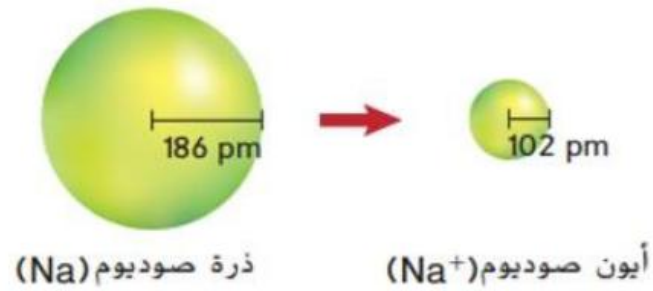
Mg²⁺

Ba²⁺

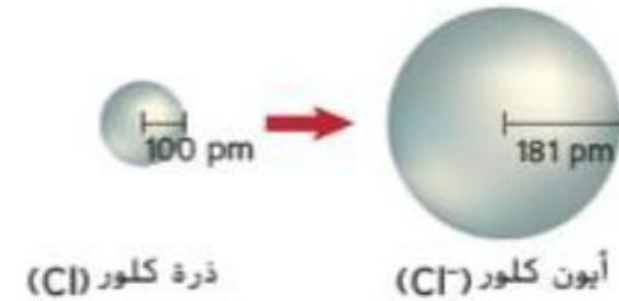
Ca²⁺

Sr²⁺

لماذا يكون حجم الأيون Na^+ أصغر من حجم ذرته Na ؟



لماذا يكون حجم الأيون Cl^- أكبر من حجم ذرته Cl ؟



I ترك مستوى الطاقة الأخير خالياً تماماً

II زيادة تأثير شحنة النواة في الإلكترونات المتبقية

III زيادة عدد مستويات الطاقة

II فقط

I و II

I فقط

II و III

I. زيادة التنافر الألكتروستاتيكي بين

الإلكترونات الخارجية للذرة

II. تمدد السحابة الإلكترونية للخارج

III. انخفاض التنافر الألكتروستاتيكي بين

الإلكترونات الخارجية للذرة

II فقط

I فقط

I و II

II و III

ما سبب زيادة نصف القطر الأيوني للنيتروجين عن

نصف القطر الأيوني للفلور؟

زيادة التنافر الإلكتروني بين الإلكترونات الخارجية

للذرة وزيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية

تتأقصر التنافر الإلكتروني بين الإلكترونات الخارجية

للذرة وتتأقصر المسافة بين الإلكترونات الخارجية

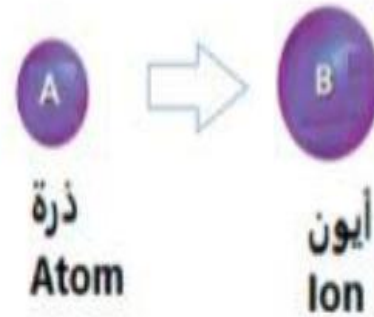
تتأقصر عدد مستويات الطاقة نتيجة فقد إلكترونات

زيادة الشحنة الموجبة في النواة

atom and B

مستخدمًا الشكل أدناه، إذا كان A يرمز لذرة و B يرمز لأيون لنفس العنصر
أي العبارات التالية صحيحة؟

E?



r becomes

A. الأيون موجب حيث أصبح القطر الأيوني أكبر عند فقدان الإلكترون

ter becomes

B. الأيون سالب حيث أصبح القطر الأيوني أكبر عند اكتساب الإلكترون

er becomes
static repulsion

C. الأيون سالب حيث أصبح القطر الأيوني أصغر بسبب انخفاض قوى التنافر الإلكتروني

r becomes
static repulsion

D. الأيون موجب حيث أصبح القطر الأيوني أكبر بسبب زيادة قوى التنافر الإلكتروني

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. تُعرّف **طاقة التأين** بأنها الطاقة المطلوبة لإزالة إلكترون من ذرة في الحالة الغازية. على سبيل المثال، يلزم طاقة قدرها 8.64×10^{-19} جول لإزالة إلكترون من ذرة ليثيوم في الحالة الغازية. يُطلق على الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الخارجي الأول من أي ذرة طاقة التأين الأولى. وطاقة التأين الأولى لليثيوم تساوي 8.64×10^{-19} جول. ينتج عن فقد الإلكترون تكوّن أيون Li^+ . وطاقات التأين الأولى للعناصر في الدورات من 1 إلى 5 موضحة في الرسم البياني في الشكل 16.

✓ **التأكد من فهم النص** عرّف طاقة التأين.

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

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

فسر ما يأتي تفسيراً علمياً مناسباً.

23 - تزيد طاقة التأين الأولى عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

24 - تعتبر الفلزات الانتقالية أكثر صلابة وقوة من الفلزات القلوية.

التأكد من فهم الرسم البياني
صف الاتجاه في طاقات التأين الأولى



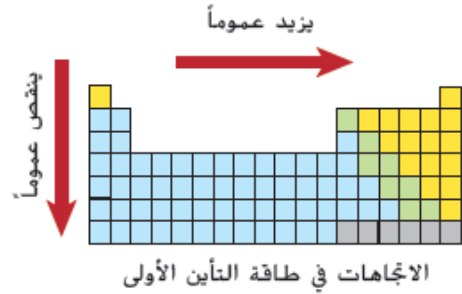
الاتجاهات عبر الدورات كما هو موضح في الشكل 16 ووفقاً للقيم الواردة في الجدول 5. تزيد طاقات التأين الأولى بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. وتؤدي زيادة شحنة النواة لكل عنصر تالي زيادة التمسك بالإلكترونات التكافؤ.

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. يلخص الشكل 17 اتجاهات المجموعات والدورات في طاقات التأين الأولى.

قاعدة الثمانية عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الوحيد لها لتكوّن أيون صوديوم $1+$. يتغير الترتيب الإلكتروني لها كما هو موضح أدناه.



لاحظ أن الترتيب الإلكتروني لأيون الصوديوم يشبه النيون ($1s^2 2s^2 2p^6$). وهو أحد الغازات النبيلة. وتؤدي هذه الملاحظة إلى أحد أهم المبادئ في الكيمياء وهو قاعدة الثمانية. تنص قاعدة الثمانية على أن الذرات تميل إلى اكتساب الإلكترونات أو فقدها أو المشاركة بها للحصول على مجموعة كاملة بها ثمانية إلكترونات تكافؤ. ويؤكد



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

ing is true regarding

in the periodic table?

أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق طاقة التأين الأولى

في الجدول الدوري؟

PERIODIC TABLE OF ELEMENTS																		2			
1																	He				
3	4															5	6	7	8	9	10
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
11	12															13	14	15	16	17	18
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118				
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og				

ization energy

الفلزات القلوية لها أعلى طاقة تأين

qual zero

طاقة التأين للغازات النبيلة تساوي صفر

move

تزداد طاقة التأين عند الانتقال في الدورة

من اليسار إلى اليمين

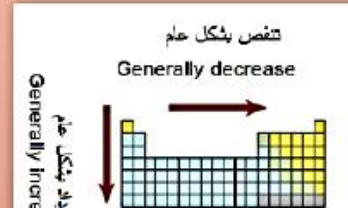
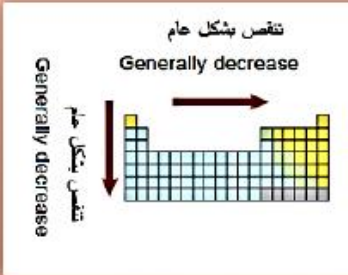
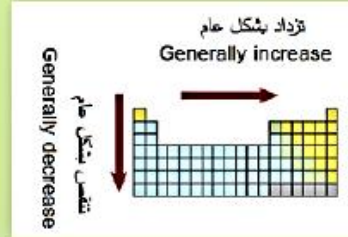
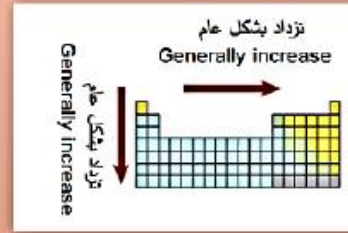
move

تزداد طاقة التأين عند الانتقال في المجموعة

من أعلى إلى أسفل

أي مخطط مما يلي يصف تدرج

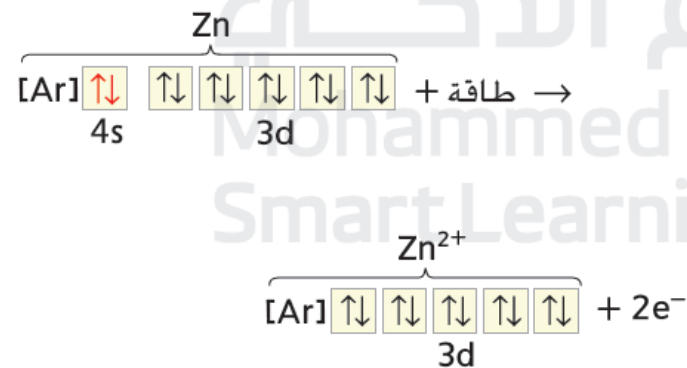
طاقة التأين الأولى بشكل صحيح؟



7 - ما ذرة الفلز التي يمكنها أن تكون أيون ثنائي وثلاثي؟



7. ما الشحنة التي تملئ عناصر المجموعة 15 إلى اكتسابها عندما تصبح أيونات؟



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

الجدول 1 التركيب النقطي للالكترونات

18	17	16	15	14	13	2	1	مجموعة
:Ne:	:F:	·Ö:	·N·	·C·	·B·	·Be·	Li·	مخطط

إلكترونات التكافؤ تذكر أن التركيب النقطي للإلكترونات التكافؤ هو نوع من أنواع المخططات المستخدمة في الاستمرار في تتبع إلكترونات التكافؤ. يُعد التركيب النقطي للإلكترونات مفيداً على وجه الخصوص عند استخدامها لتوضيح تكوّن الروابط الكيميائية. يوضح الجدول 1 العديد من الأمثلة على الهياكل النقطية للإلكترون. على سبيل، الكربون، الذي له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$ ، لديه أربعة إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الثاني. تُمثّل إلكترونات التكافؤ بواسطة أربع نقاط حول الرمز C الموجد في الجدول.

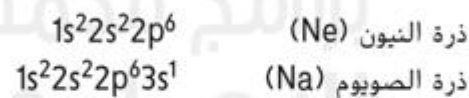
أيضًا، تذكر أنَّ طاقة التَّأين تُشير إلى مدى سهولة فقد الذرة للإلكترون وأنَّ الألفة الإلكترونية تُشير إلى مقدار جذب الذرة للإلكترونات. تُظهر الغازات النبيلة، التي تتميز بطاقات التَّأين العالية وحالات الألفة الإلكترونية، نقصًا عامًّا في التفاعل الكيميائي. تتفاعل العناصر الأخرى في الجدول الدوري مع بعضها البعض بحيث تُشكِّل مركبات متعددة. ويرتبط الاختلاف في التفاعل الكيميائي مباشرةً بالإلكترونات التكافؤ.

تتشترك حالة الثمانيات في الاختلاف في التفاعل الكيميائي - الترتيب المستقر للإلكترونات التكافؤ الثمانية في مستوى الطاقة الخارجي. تمتلك الغازات النبيلة الخاملة توزيعات إلكترونية يكون لها مستوى الطاقة الخارجي ممتلئ. يمثل هذا المستوى بالإلكترونين بالنسبة لذرة الهيليوم ($1s^2$) وثمانية إلكترونات بالنسبة إلى الغازات النبيلة الأخرى (ns^2np^6). تميل العناصر إلى التفاعل لاكتساب إلكترون تكافؤ مستقر لأي غاز نبيل.

نص الكتاب	CHM.5.1.02.022.05 يكتب التوزيع الإلكتروني باستخدام الترميز النقطي للإلكترون، ومخططات الأفلاك الذرية، وترميز الترتيب الإلكتروني، وترميز الغاز النبيل للأيونات	76
Textbook		
نص الكتاب + الجدول 3 + الشكل 4	CHM.5.1.02.022.05 يكتب التوزيع الإلكتروني باستخدام الترميز النقطي للإلكترون، ومخططات الأفلاك الذرية، وترميز الترتيب الإلكتروني، وترميز الغاز النبيل للأيونات	77

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 **كاثيون**. لفهم تكوّن أي أيون موجب، قارن بين الترتيبات الإلكترونية للغاز النبيل النيون (العدد الذري 10) وفلر الصوديوم القلوي (العدد الذري 11).



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 كاثيون صوديوم. يفقد 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.

الجدول 2 أيونات المجموعات 1 و 2 و 13

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

الجدول 3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

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

تكوين الأيون السالب

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



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؟

أي مما يأتي **صحيح** فيما يتعلق بالأيون **السالب**؟

تفقد الذرة المتعادلة إلكترونًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ
ويتطلب ذلك طاقة

تكتسب الذرة المتعادلة إلكترونًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ
ويتطلب ذلك طاقة

تفقد الذرة المتعادلة إلكترونًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ
وتتحرر طاقة

تكتسب الذرة المتعادلة إلكترونًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ
وتتحرر طاقة

Following groups, its elements gain two

أي المجموعات التالية تكتسب عناصرها إلكترونين وتكوّن أيونات

form ions with charge = -2?

شحنة كل منها تساوي -2؟

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

الجدول الدوري للعناصر

1 H 1.008	2 He 4.003																
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95										
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.97	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.95	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 Ds (281)	111 Rg (272)	112 Cn (285)	113 Nh (286)	114 Fl (289)	115 Mc (289)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)

on for Cd	ما الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل لذرة الكاديوم Cd عندما تفقد $2e^-$؟ (Cd: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$)
-----------	--

$[Kr] 4d^{10}$
$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
$[Kr] 5s^2 4d^8$
$[Ar] 4d^{10}$

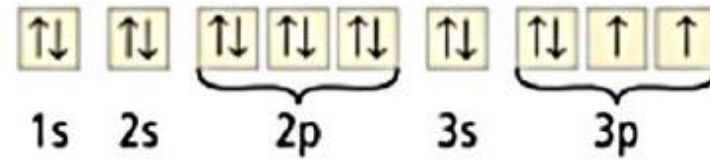
ble tend to ter electron	تميل عناصر المجموعة 13 من الجدول الدوري إلى فقدان إلكترونات التكافؤ للوصول الى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر مكونةً أيونات. ما شحنة الأيونات المتكونة؟
-----------------------------	---

+2
0
-3

+3

atom shown below,

?



مُستخدماً الترميز الفلكي لذرة الكبريت المُبين أدناه،

كيف تكوّن ذرة الكبريت أيوناً ؟

تكتسب إلكترونين

تفقد إلكترونين

تكتسب إلكترون واحد

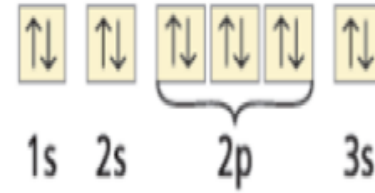
تفقد أربعة إلكترونات

The orbital notation of Magnesium is shown in the figure

الترميز الفلكي للمغنيسيوم مُبين في الشكل أدناه،

below. How does Magnesium form its ion?

كيف يكون المغنيسيوم الأيون الخاص به؟



☐ Gain two electrons

يكتسب إلكترونين

.a

☐ Lose four electrons

يفقد 4 إلكترونات

.b

☐ Gain one electron

يكتسب إلكترون واحد

.c

☒ Lose two electrons

يفقد إلكترونين

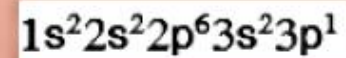
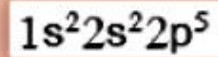
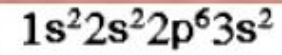
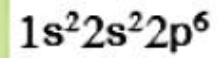
.d

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

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

the correct electron configuration of sodium ion Na^+ ?

ما الترتيب الإلكتروني الصحيح لأيون Na^+ ؟



electron configuration of phosphorus atom is: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

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

when phosphorus atom gains 3 electrons,

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

phosphide ion P^{3-} is formed

ما الترتيب الإلكتروني لأيون P^{3-} ؟

what is the electron configuration of P^{3-} ?

المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.01.014 ◦



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

a.



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

b.



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

c.



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

d.

Activate Windows
Go to Settings to activate Windows

The electron configuration of sodium atom Na is: $1s^22s^22p^63s^1$

الترتيب الإلكتروني لذرة الصوديوم Na هو: $1s^22s^22p^63s^1$

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

ما الترتيب الإلكتروني الصحيح لأيون Na^+ ؟

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.004
- CHM.5.1.01.008
- CHM.5.1.01.009
- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.003
- CHM.5.1.02.007
- CHM.5.1.02.022

- a.

$1s^22s^22p^6$
- b.

$1s^22s^22p^63s^2$
- c.

$1s^22s^22p^5$
- d.

$1s^22s^22p^63s^23p^1$

Why do elements in the same group have similar chemical properties?

لماذا تتشابه العناصر الموجودة في المجموعة نفسها في الخواص الكيميائية؟

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.004
- CHM.5.1.01.008
- CHM.5.1.01.009
- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.003
- CHM.5.1.02.007
- CHM.5.1.02.022

- a.

Because they have the same number of valence electrons

لأنها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه
- b.

Because they have the same atomic number

لها العدد الذري نفسه
- c.

Because they have the same mass number

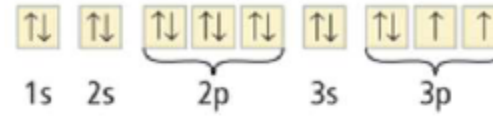
لها العدد الكتلي نفسه
- d.

Because they have the same number of isotopes

لها عدد النظائر نفسه

Using the orbital notation of sulfur atom shown below,
how does sulfur atom forms an ion?

نأدناه،



Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.004
- CHM.5.1.01.008
- CHM.5.1.01.009
- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.003
- CHM.5.1.02.007
- CHM.5.1.02.022

a.

Gains two electrons

تكتسب إلكترونين

b.

Loses two electrons

تفقد إلكترونين

c.

Gains one electron

تكتسب إلكترونًا واحدًا

d.

Loses four electrons

تفقد أربعة إلكترونات

electron configuration of phosphorus atom is: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

when phosphorus atom gains 3 electrons,

phosphide ion P^{3-} is formed

what is the electron configuration of P^{3-} ?

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-} ؟

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

☐

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

☐

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

☐

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

☐

Q.18: تكون الأيونات (من عناصر المجموعات)

العلامة: 5/5

What happens when aluminum reacts with nitrogen according to the equation below?

- A – The Aluminum atom gains 5 electrons and forms Al^{5-} ion
- B – The Aluminum atom loses 3 electrons and forms Al^{3+} ion
- C – The Nitrogen atom gains 5 electrons and forms N^{5-} ion
- D – The Nitrogen atom loses 3 electrons and forms N^{3+} ion

ماذا يحدث عندما يتفاعل الألمنيوم مع النيتروجين حسب المعادلة أدناه؟

- A – تكتسب ذرة الألمنيوم 5 إلكترونات وتكون أيون Al^{5-}
- B – تفقد ذرة الألمنيوم 3 إلكترونات وتكون أيون Al^{3+}
- C – تكتسب ذرة النيتروجين 5 إلكترونات وتكون أيون N^{5-}
- D – تفقد ذرة النيتروجين 3 إلكترونات وتكون أيون N^{3+}

Q.1: الترتيب الإلكتروني (الأيونات)

العلامة: 5/5

The electronic configuration of sulfur atom (S) is

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. What is the electron configuration

of the ion formed by this atom?

الترتيب الإلكتروني لذرة الكبريت (S) هو $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. ما

الترتيب الإلكتروني للأيون الذي تكوّنهُ هذه الذرة؟

A	B	C	D
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

How the atoms of group 15 elements become stable?

- A – By losing two electrons
- B – By gaining two electrons
- C – By losing 3 electrons
- D – By gaining 3 electrons

كيف تستقر ذرات عناصر المجموعة 15؟

- A – بفقدان إلكترونين
- B – باكتساب إلكترونين
- C – بفقدان 3 إلكترونات
- D – باكتساب 3 إلكترونات

Information

The orbital notation of Magnesium is shown in the figure below. How does Magnesium form its ion?



الترميز الفلكي للمغنيسيوم مبين في الشكل أدناه،

كيف يكون المغنيسيوم الأيون الخاص به؟

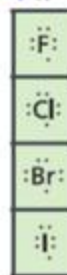
Gain two electrons	يكتسب إلكترونين	☐
Lose two electrons	يفقد إلكترونين	☐
Lose four electrons	يفقد 4 إلكترونات	☐
Gain one electron	يكتسب إلكترون واحد	☐

Valance electrons إلكتروني

What is the number of valence electrons
in the elements of the group shown down?

ما عدد إلكترونات التكافؤ التي تتواجد في عناصر المجموعة الخمينة أدناه؟

group 17



7

☐

17

☐

8

☐

1

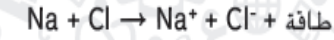
☐

المركّب كلوريد الصوديوم. يُشار إلى القوة الإلكترونية التي تجمع الجسيمات المختلفة الشحنات بعضها مع بعض في مركّب أيوني **بالرابطة الأيونية**. والمركّبات التي تحتوي على روابط أيونية يُطلق عليها **مركّبات أيونية**. إذا تكونت الروابط الأيونية بين فلزات والأكسجين اللافلزي، تتكون الأكسيدات. ويُطلق على أغلب المركّبات الأيونية الأخرى أملاح.

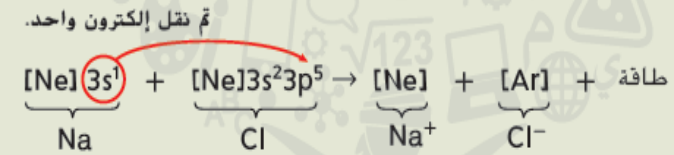
المركّبات الأيونية الثنائية تحتوي آلاف المركّبات على روابط أيونية. تكون الكثير من المركّبات الأيونية ثنائية، وهذا يعني أنها تحتوي على عنصرين مختلفين فقط. وتحتوي المركّبات الأيونية الثنائية على كاتيون فلزي وأنيون لافلزي. يُعتبر كلوريد الصوديوم (NaCl) مركّباً ثنائياً؛ لأنه يحتوي على عنصرين مختلفين، وهما الصوديوم والكلور. كما أنّ أكسيد المغنيسيوم (MgO)، ناتج التفاعل الموضّح في الشكل 5b، أيضاً مركّب أيوني ثنائي.

الجدول 4 تكوين كلوريد الصوديوم

المعادلة الكيميائية



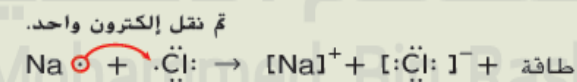
الترتيبات الإلكترونية



الترميز الفلكي



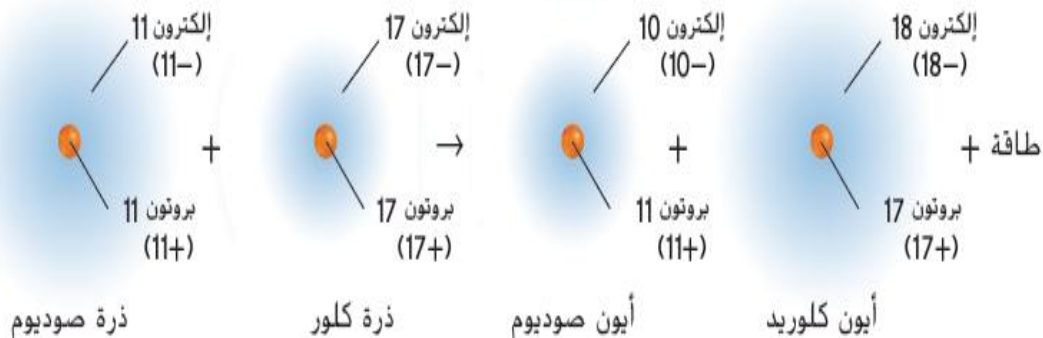
الترميز النقطي للإلكترونات



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

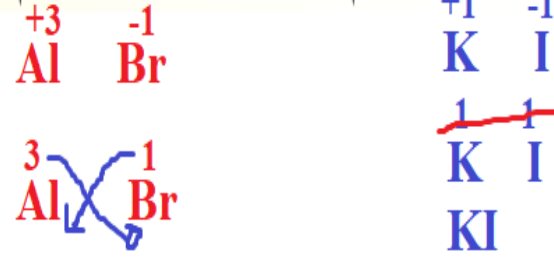
$$1 \text{ Ca ion} \left(\frac{2+}{\text{Ca ion}} \right) + 2 \text{ F ions} \left(\frac{1-}{\text{F ion}} \right) = (1)(2+) + (2)(1-) = 0$$

النماذج الذرية



اكتب الصيغ للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات التالية:

19. اليوديد والبوتاسيوم 21. البروميد والألمنيوم

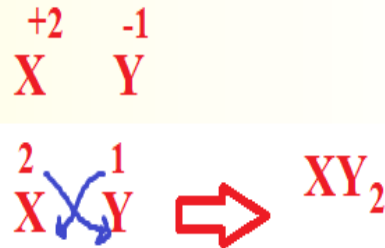


20. الكلوريد والمغنيسيوم 22. النيتريد والسيزيوم



23. تحدي اكتب الصيغة العامة للمركب

الأيوني الذي يتكون من عناصر المجموعتين
الموضحتين في الجدول الدوري المجاور.



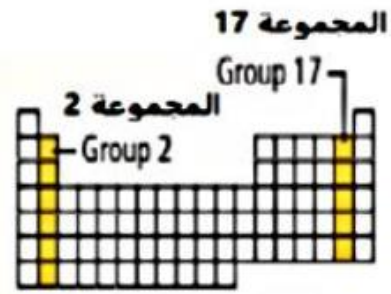
رقم المجموعة	الكثروانات التكافؤ	الشحنة
1	1	1+
2	2	2+
13	3	3+
15	5	3-
16	6	2-
17	7	1-

is formed by

ما الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من عناصر المجموعتين

is shown in the periodic table below?

الموضحتين في الجدول الدوري أدناه؟



X: يمثل عنصر بالمجموعة 2

Y: يمثل عنصر بالمجموعة 17

XY

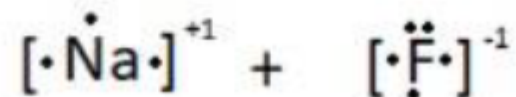
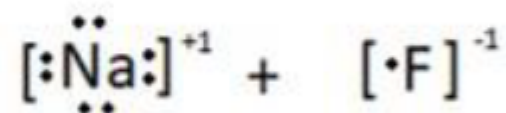
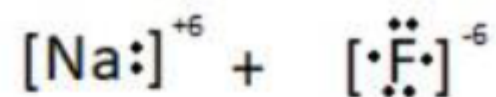
XY_2

XY_3

X_2Y

ons and anions complete
w to form an ionic compound?

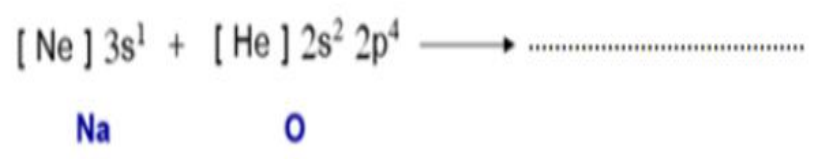
أي من الكاتيونات والأنيونات التالية يُكمل المعادلة الكيميائية
أدناه لتكوين مركب أيوني؟



is correct according to the	أي العبارات التالية صحيحة بالنسبة للتفاعل أدناه؟
$:\text{Mg} + :\ddot{\text{S}}: \rightarrow [\text{Mg}]^{2+} + [\text{S}]^{2-}$	
which gained 2 electrons	A. تُعتبر Mg ذرة اكتسبت إلكترونين خلال التفاعل
which lose 2 electrons	B. تُعتبر S ذرة فقدت إلكترونين خلال التفاعل
compound is MgS	C. صيغة المركب المتكوّن هي MgS
formed compound is -2	D. الشحنة الكلية للمركب المتكوّن هي -2

equation by the electron
 مُستخدمًا المعادلة الكيميائية بطريقة الترتيبات الإلكترونية

(gas notation) for sodium oxide
 (ترميز الغاز النبيل) لتفاعل تكون أكسيد الصوديوم



ations and anions complete the
 لتكوين مركب أيوني؟



Cation كاتيون	Anion أنيون
[Ne]	[Ne]

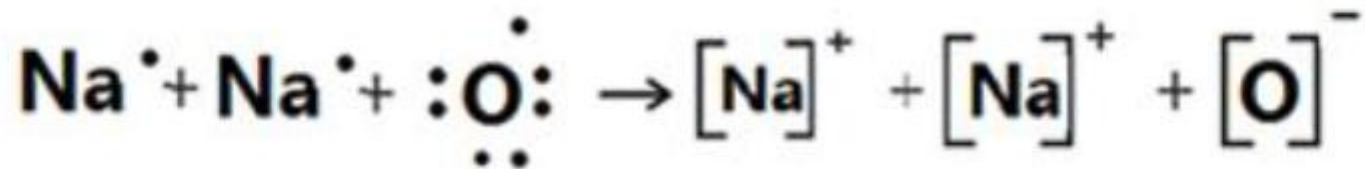
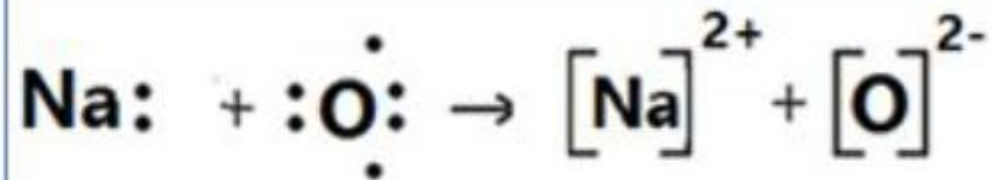
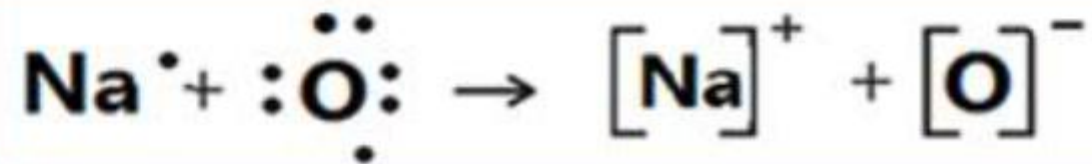
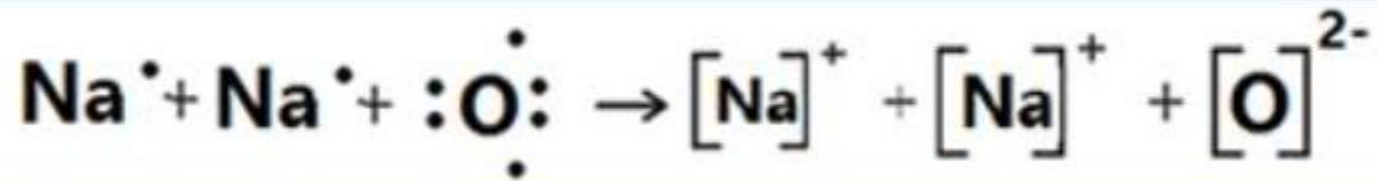
Cation كاتيون	Anion أنيون
[Ne] 3s ¹	[He] 2s ² 2p ⁵

Cation كاتيون	Anion أنيون
[Ne] 3s ² 3p ⁶	[He] 2s ² 2p ⁶

Cation كاتيون	Anion أنيون
[Ar]	[He]

the following chemical equations represents
ion in Electron – Dot structure?

أي المعادلات الكيميائية التالية تمثل هذا التفاعل بطريقة الترميز النقطي؟



Y

S S

لماذا تُعتبر المركبات الأيونية في المحلول وفي الحالة السائلة
(المصهور) موصلات ممتازة للكهرباء؟

الأيونات تصبح حرة الحركة في حالتها المحلول والمصهور

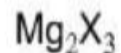
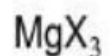
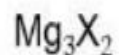
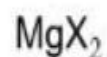
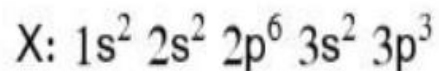
لن تتكون أيونات في حالتها المحلول والمصهور

طاقة الشبكة البلورية كبيرة في حالتها المحلول والمصهور

liquid الأيونات مُقيدة في مكانها في حالتها المحلول والمصهور

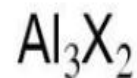
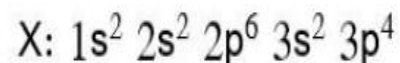
Compound formed from
number Mg = 12)?

ما الصيغة الكيميائية للمركب الناتج من اتحاد العنصر X
مع المغنيسيوم (العدد الذري Mg = 12)؟



Compound formed from
number Al = 13)?

ما الصيغة الكيميائية للمركب الناتج من اتحاد العنصر X مع
الألمنيوم (العدد الذري Al = 13)؟



Regarding the properties of ionic compounds, which of the

فيما يتعلق بخصائص المركبات الأيونية، أي مما يأتي **غير**

following is **incorrect**?

صحيح؟

المركب الأيوني في الحالة الصلبة، تكون الأيونات ثابتة في أماكنها بفعل قوى التجاذب الفعالة ولا يُوصل الكهرباء An ionic compound in the solid state, the ions are locked into fixed positions by strong attractive forces, as a result, ionic solids do not conduct electricity	1
المركب الأيوني في الحالة السائلة أو حالة المحلول، تكون الأيونات ثابتة في أماكنها بفعل قوى التجاذب الفعالة ولا يُوصل الكهرباء An ionic compound in the liquid state, or is dissolved in solution ,the ions are locked into fixed positions by strong attractive forces and does not conduct electricity	2
المركب الأيوني في الحالة السائلة أو حالة المحلول، تكون الأيونات حرة الحركة ويوصل التيار الكهربائي An ionic compound in the liquid state, or is dissolved in solution, the ions are free to move and conduct an electric current	3

1 only

2 only

1 and 3

3 only

Compound formed	ما صيغة المركب الأيوني الناتج من عناصر الكالسيوم (Ca) والأكسجين (O) ؟
belongs to group 16 of	ينتمي الكالسيوم إلى المجموعة 2 والأكسجين إلى المجموعة 16 من الجدول الدوري

CaO

CaO₂

Ca₃O₂

Ca₂O

نص الكتاب	CHM.5.1.02.022.12 يعرّف الشبكة البلورية (باستخدام الرسم التخطيطي)
82	Textbook

ينتج عن التجاذبات القوية بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في مركب 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

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

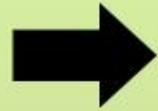
تتغير الحالة بصورة جذرية عندما تنصهر المادة الصلبة الأيونية لتصبح سائلة أو تذوب في المحلول. وتصبح الأيونات - التي كانت مقيدة في أماكنها - حرة الحركة وتوصل التيار الكهربائي. وتُعتبر المركّبات الأيونية في المحلول وفي الحالة السائلة موصلات ممتازة للكهرباء. ويُطلق على المركّب الأيوني الذي يوصل محلوله المائي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

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

وتكون أيضًا البلورات أجسامًا هشة 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 - تنقسم البلورة أو تتفتت إلى أجزاء كما في **الشكل 9**. لأن القوة الخارجية المطبقة تحرك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض، مما يجعل قوى التنافر تفتت البلورة إلى أجزاء.

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

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



Because of the sizes and relative numbers of the ions bonded

بسبب الأحجام والأعداد النسبية للأيونات المترابطة

Because there is no charged particles available

بسبب عدم توفر جزيئات مشحونة

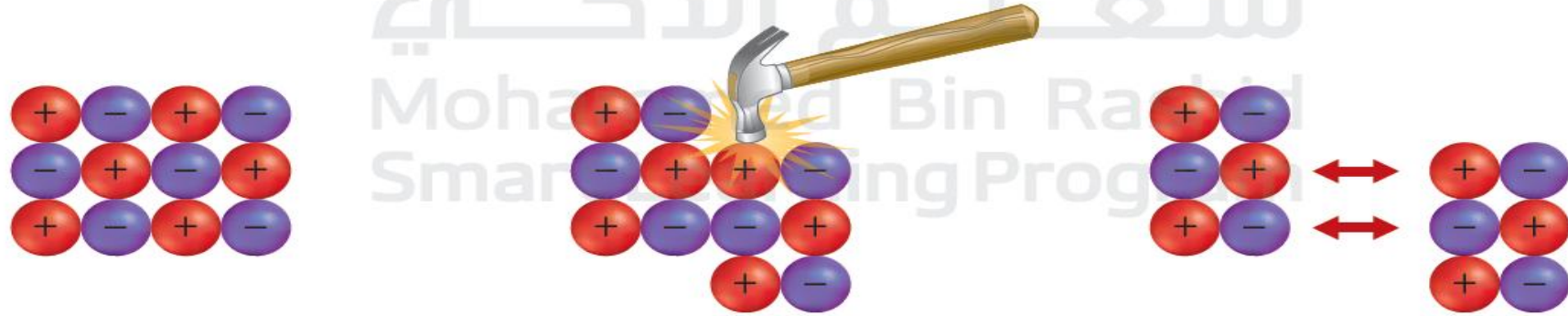
Because attractive forces are available

بسبب توفر قوى الجذب

Because the colors and texture of the ions bonded

بسبب الألوان والملمس للأيونات المترابطة

■ الشكل 9 تثبت قوى التجاذب، الكبيرة الأيونات في مكانها حتى توجد قوة كافية للتغلب على التجاذب.



بلورة أيونية

قبل تطبيق القوة، يكون للبلورة نمط موحد من الأيونات.

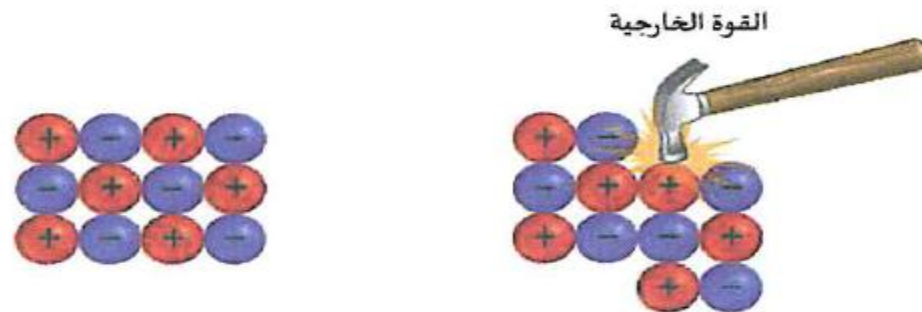
القوة المطبقة تعيد تنظيم الجسيمات

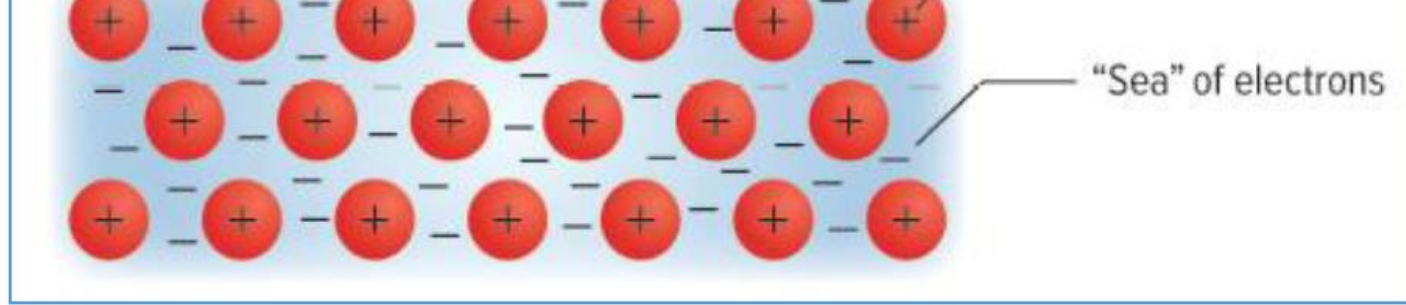
إذا كانت القوة المطبقة كبيرة بشكل كافٍ، فإنها تحرك الأيونات من أماكنها.

قوى التنافر تصدع وتكسر البلورة

قوة التنافر التي تكونت بين الأيونات متشابهة الشحنة تصدع وتكسر البلورة.

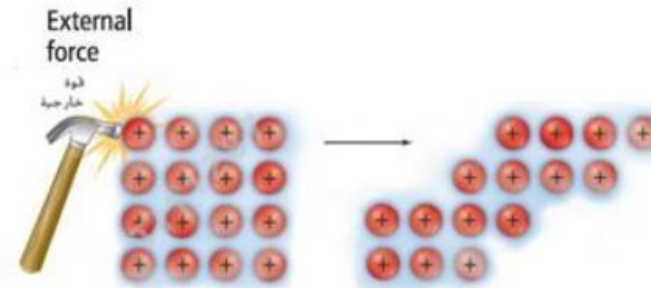
28 - في الشكل أدناه. عند تطبيق قوة كبيرة على بلورة المركب الأيوني فإنها تنهشم أو تتفتت إلى أجزاء.





the property of metals shown in the figure

ما خاصية الفلزات التي تتضح في الشكل أدناه؟



Thermal and electrical conductivity

توصيل الحرارة والكهرباء

Melting and boiling points

درجات الغليان و الانصهار

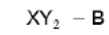
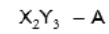
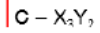
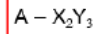
Hardness and strength

الصلابة والقوة

Malleability, ductility, and durability

قابلية الطرق والسحب والمتانة

يقع العنصر **X** في المجموعة **1** من الجدول الدوري، بينما يقع العنصر الافتراضي **Y** في المجموعة **16**. ما الصيغة العامة الصحيحة للمركب الأيوني الذي يتكون من هذين العنصرين؟



العلامة: 5/5

Q.5: صيغ المركبات الأيونية (من الأيونات متعددة الذرات)

What are the numbers of the two ions that form sodium nitrate?

ما رَقَمَا الأيونين اللذين يكونان نيترات الصوديوم؟

A - 1 and 2

2, 1-A

B - 1 and 3

3, 1 - B

C - 2 and 4

4, 2 - C

D - 3 and 4

4 3 - D

Ni^{2+}	NO_3^-	NO_2^-	Na^+	صيغة الأيون Ion Formula
4	3	2	1	رقم الأيون Ion Number

أعداد التأكسد تُعرّف شحنة الأيون الأحادي الذرة بعدد التأكسد، أو حالة الأكسدة. وكما يوضح الجدول 8، فإن معظم الفلزات الانتقالية وفلزات المجموعتين 13 و 14 لها أكثر من شحنة أيونية ممكنة. وتجدر الإشارة هنا إلى أن الشحنات الأيونية الموضحة في الجدول 8 هي الشحنات الأكثر شيوعًا وليست الوحيدة الممكنة.

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

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة للمركب الأيوني المكوّن من البوتاسيوم والأكسجين

1 تحليل المسألة

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



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

2 إيجاد القيمة المجهولة

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

3 تقييم الإجابة

الشحنة الكلية للمركب تساوي صفرًا.

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

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

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من الألمنيوم والكبريت وصيغته مجهولة. لذا نبدأ أولاً بتحديد شحنة كل أيون في المركب. الألمنيوم من المجموعة 13 ويكون أيوناً موجباً ثلاثي الشحنة $3+$ والكبريتيد من المجموعة 16 ويكون أيوناً سالباً ثنائي الشحنة $2-$.



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

2 إيجاد القيمة المجهولة

أصغر عدد يمكن قسمته على 2 و 3 هو 6. لذا يتم نقل ستة إلكترونات. تستقبل ثلاث ذرات من الكبريت ستة إلكترونات مفقودة من ذرتي الألمنيوم. فتكون الصيغة الصحيحة هي Al_2S_3 . وتظهر أن أيونين من الألمنيوم يرتبطان مع ثلاثة أيونات كبريت.

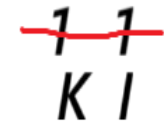
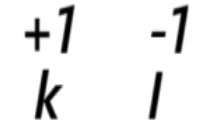
3 تقييم الإجابة

الشحنة الكلية لوحدة صيغة واحدة لهذا المركب تساوي صفرًا.

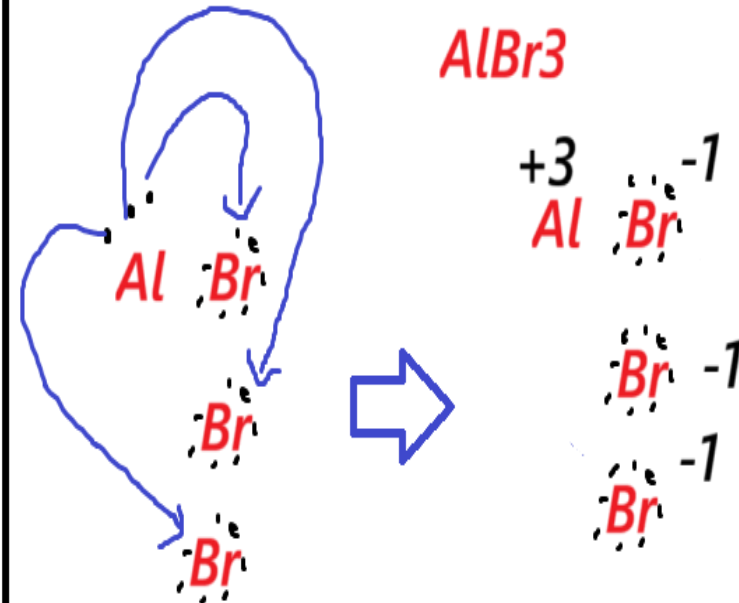
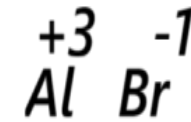
$$2 \text{ Al ions } \left(\frac{3+}{\text{Al ion}} \right) + 3 \text{ S ions } \left(\frac{2-}{\text{S ion}} \right) = 2(3+) + 3(2-) = 0$$

اكتب الصيغ للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات التالية:

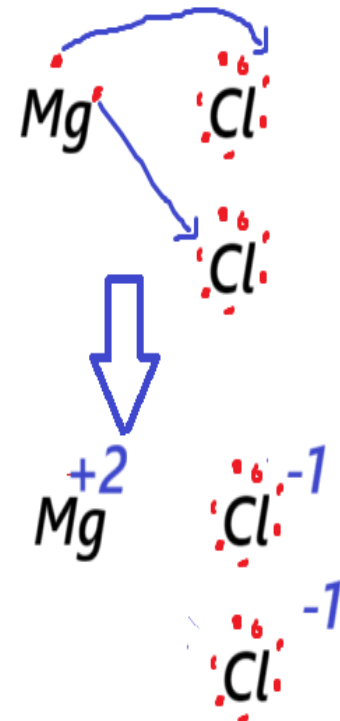
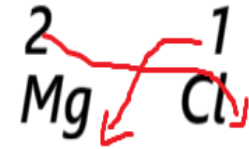
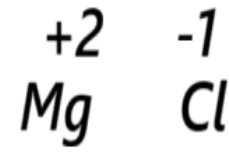
19. اليوديد والبوتاسيوم



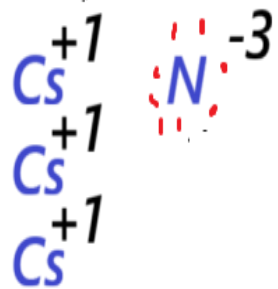
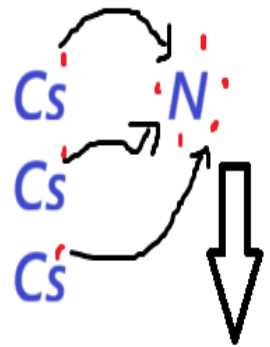
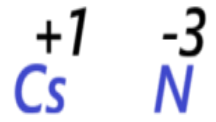
21. البروميد والألمنيوم



20. الكلوريد والمغنيسيوم



22. النيتريد والسيزيوم



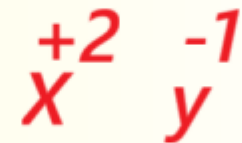
المجموعة 17

المجموعة 2

X

Y

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



89 , 90 , 91	نص الكتاب + الجداول 9 و 10 و 11 + مثال 3 + تطبيقات	CHM.5.1.01.013.02 يكتب الصيغة الكيميائية لمركب أيوني يحتوي على أيونات أحادية الذرة وأيونات متعددة الذرات
	Textbook + tables 9 , 10,11 + example 3 + applications	monoatomic and polyatomic ions

مثال مسألة 3

صيغة المركب الأيوني متعدد الذرات مركب مكوّن من أيونات الكالسيوم وأيونات الفوسفات والتي غالبًا ما نستخدم في الأسمدة. اكتب صيغة المركب.

1 حلل المسألة

على افتراض أنك أعطيت معلومات مفادها أن أيونات الكالسيوم والفوسفات تكوّن مركبًا أيونيًا؛ الصيغة للمركب غير معروفة. أولاً، اكتب كل أيون مع شحنته. يكون الكالسيوم من المجموعة 2 عدد 2 أيون + ويعمل الفوسفات متعدد الذرات كوحدة فردية بثلاث شحنات.



تفقد كل ذرة كالسيوم إلكترونين، بينما تكتسب كل مجموعة فوسفات متعدد الذرات ثلاثة إلكترونات. ينبغي أن يساوي عدد الإلكترونات المفقودة عدد الإلكترونات المكتسبة.

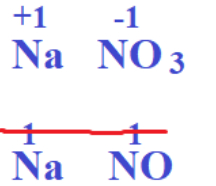
2 ابحث عن تفسيرات للنقاط المجهولة

أصغر عدد يمكن نفسه بالتساوي حسب الشحنات هو 6. ولهذا، يتم نقل إجمالي ستة من الإلكترونات. الشحنة السلبية من أيوني فوسفات تساوي الشحنة الموجبة من ثلاثة أيونات كالسيوم. في الصيغة، ضع الأيون متعدد الذرات بين أقواس وأضف اللاحقة السفلية خارج القوس. الصيغة الصحيحة للمركب هي $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

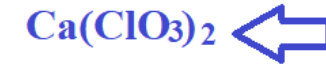
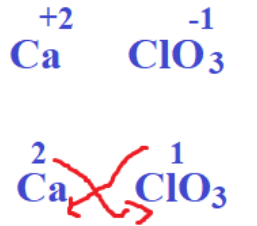
الجدول 9 الأيونات متعدد الذرات الشائعة			
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH_4^+	الأمونيوم	IO_4^-	البيريودات
NO_2^-	النيتريت	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	الأسيتات
NO_3^-	النترات	H_2PO_4^-	فوسفات ثنائي الهيدروجين
OH^-	الهيدروكسيد	CO_3^{2-}	الكربونات
CN^-	السيانيد	SO_3^{2-}	الكبريتيت
MnO_4^-	البيرمنجنات	SO_4^{2-}	الكبريتات
HCO_3^-	كربونات هيدروجينية	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	الثيوكبريتات
ClO^-	الهيپوكلوريت	O_2^{2-}	البيروكسيد
ClO_2^-	الكلوريت	CrO_4^{2-}	الكرومات
ClO_3^-	الكلورات	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	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

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكوّنة من الأيونات التالية:

24. الصوديوم والنترات



25. الكالسيوم والكلورات



26. الألومنيوم والكربونات



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

اي عنصر في المجموعة الثانية = X



الجدول 11 قواعد تسمية الأيونات الأكسجينية للكلور

يُشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بير) في بداية الاسم وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.

- يشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.

- يشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على عدد ذرات أكسجين أقل بذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.

- يشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على عدد ذرات أكسجين أقل بثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.

أمثلة:

ClO_4^-	بيركلورات
ClO_3^-	كلورات
ClO_2^-	الكلوريت
ClO^-	هيبوكلوريت

الجدول 10 قواعد تسمية الأنيونات للكبريت والنيتروجين

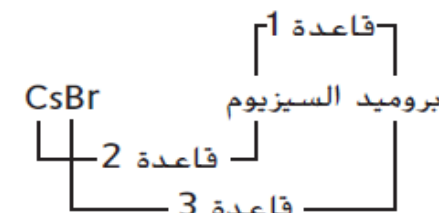
- حدد الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.

- حدد الأيون الذي يحتوي على أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.

أمثلة: NO_3^-	NO_2^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}
نترات	نيتريت	كبريتات	كبريتيت

لتسمية المركبات الأيونية.

1. تسمية الكاتيون متبوعاً بالأنيون. تذكر أن الكاتيون دائماً ما يُكتب أولاً في الصيغة.
2. بالنسبة إلى الكاتيونات أحادية التكافؤ، استخدم اسم العنصر.
3. بالنسبة إلى الأنيونات أحادية التكافؤ، استخدم جذر اسم العنصر مع اللاحقة *-ide*.
مثال:



4. للتمييز بين أعداد الأكسدة المتعددة للعنصر نفسه، ينبغي أن يُشير اسم الصيغة الكيميائية إلى عدد الأكسدة للكاتيون. يكتب عدد الأكسدة بأرقام رومانية في قوسين بعد اسم الكاتيون.
ملاحظة: تنطبق هذه القاعدة على الفلزات الانتقالية والفلزات الموجودة على يمين الجدول الدوري والتي لها في الغالب أكثر من عدد أكسدة واحد. راجع **الجدول 8**. لا ينطبق على كاتيونات المجموعة 1 والمجموعة 2 لأن لها عدد أكسدة واحد فقط.
أمثلة:

Fe^{2+} وتكون O^{2-} أيون FeO والذي يعرف باسم أكسيد الحديد (II).

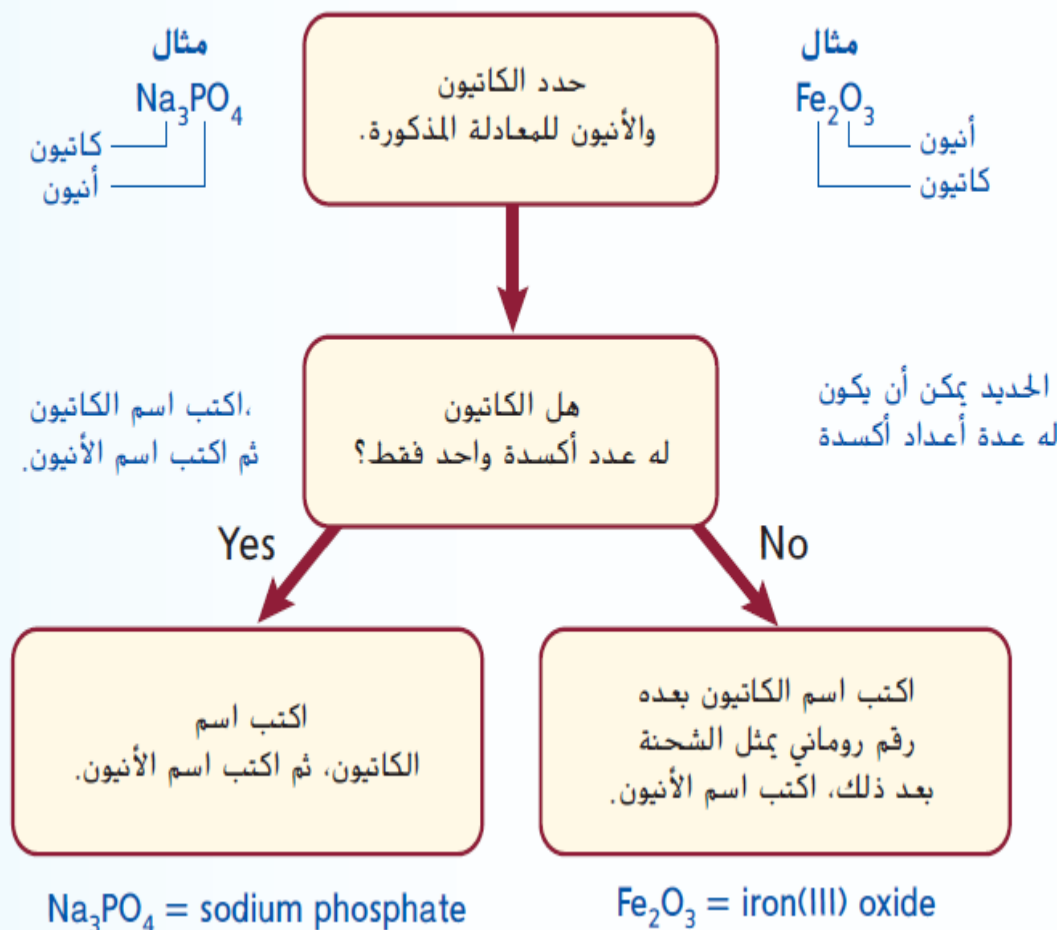
Fe^{3+} وتكون O^{2-} أيون من Fe_2O_3 ، والذي يعرف باسم أكسيد الحديد (III).

5. عندما يحتوي المركب على أيون متعدد الذرات، استخدم ببساطة اسم الأيون متعدد الذرات بدلاً من الأنيون أو الكاتيون.

أمثلة:

اسم $NaOH$ هو هيدروكسيد الصوديوم.

اسم مركب $(NH_4)_2S$ هو كبريتيد الأمونيوم.



تطبيقات

سمّ المركبات الآتية:

28. NaBr

بروميد الصوديوم

29. CaCl_2

كلوريد الكالسيوم

30. KOH

هيدروكسيد البوتاسيوم

31. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

نترات النحاس

32. Ag_2CrO_4

كرومات الفضة

33. تحدي المركب الأيوني NH_4ClO_4

من أهم المواد المتفاعلة في وقود إطلاق الصواريخ، ومنها تلك التي تحمل المحطات الفضائية إلى مداراتها. سمّ هذا المركب.

بيركلورات الامونيوم

الانيونات المختلفة

Cl

F

Br

I

O

N

P

H

S

الاسم + يد

كلوريد

فلوريد

بروميد

يوديد

أكسيد

نيتريد

فوسفيد

هيدريد

كبريتيد

| Ionic compound

What is the formula for a compound formed by aluminum ions, Al^{3+} , and the phosphate ion, PO_4^{3-} ?

ما صيغة مركب مكوّن من

أيون الألمنيوم Al^{3+} وأيون الفوسفات PO_4^{3-} ؟

Al_3PO_4

☐

$\text{Al P}_2\text{O}_3$

☐

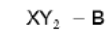
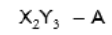
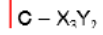
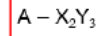
Al PO_4

☐

$\text{Al}_3(\text{PO}_4)_2$

☐

يقع العنصر **X** في المجموعة **1** من الجدول الدوري، بينما يقع العنصر
الاقتراضي **Y** في المجموعة **16**. ما الصيغة العامة الصحيحة للمركب
الأيوني الذي يتكوّن من هذين العنصرين؟



What is the formula for a compound formed by aluminum ions, Al^{3+} , and the phosphate ion, PO_4^{3-} ?

ما صيغة مركب مكوّن من

أيون الألمنيوم Al^{3+} وأيون الفوسفات PO_4^{3-} ؟

المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.01.013 ◦

CHM.5.1.01.014 ◦



.a



.b



.c



.d

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

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

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.004
- CHM.5.1.01.008
- CHM.5.1.01.009
- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.003
- CHM.5.1.02.007
- CHM.5.1.02.022

a.



b.



c.



d.



العلامة: 5/5

Q.5: صيغ المركبات الأيونية (من الأيونات متعددة الذرات)

What are the numbers of the two ions that form sodium nitrate?

A – 1 and 2

B – 1 and 3

C – 2 and 4

D – 3 and 4

ما رقما الأيونين اللذين يكرننْ نيترات الصوديوم؟

A – 1 و 2

B – 1 و 3

C – 2 و 4

D – 3 و 4

صيغة الأيون Ion Formula	Na ⁺	NO ₂ ⁻	NO ₃ ⁻	Ni ²⁺
رقم الأيون Ion Number	1	2	3	4

Q.9: صيغ المركبات الأيونية

What is the chemical formula of the ionic compound formed from ammonium ion (**NH₄⁺**) and oxide ion (**O²⁻**)?

A – **(NH₄)₂O**

B – **NH₄O₂**

C – **O₂(NH₄)**

D – **NH₄O**

ما صيغة المركب الأيوني المكوّن من أيون الأمونيوم (**NH₄⁺**)

وأيون الأكسيد (**O²⁻**)؟

(NH₄)₂O – A

NH₄O₂ – B

O₂(NH₄) – C

NH₄O – D

21. أكمل الجدول التالي.

الصيغة	الاسم
SeO_3	
PBr_3	
HClO_2	
SrF_2	
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	

العا

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

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

Learning Outcomes Covered

- CHM.5.1.01.004
- CHM.5.1.01.008
- CHM.5.1.01.009
- CHM.5.1.01.011
- CHM.5.1.01.013
- CHM.5.1.01.014
- CHM.5.1.02.002
- CHM.5.1.02.003
- CHM.5.1.02.007
- CHM.5.1.02.022

a.	Sodium nitrite NaNO_3	ث ، الصوديوم NaNO_3
b.	Calcium sulfate CaSO_4	ك ، الكالسيوم CaSO_4
c.	Aluminum sulfide $(\text{NH}_4)_2\text{S}$	د ، الأمونيوم $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
d.	Sodium nitrate NaNO_2	ث ، الصوديوم NaNO_2

What is the name of the molecular compound S_2F_{10} ?	ما اسم المركب الجزيئي ذي الصيغة S_2F_{10} ؟
A – Decasulfur Difluoride	A – ثنائي فلوريد عشاري الكبريت
B – Disulfur Decafluoride	B – عاشر فلوريد ثنائي الكبريت
C – Difluoride decaselenium	C – ثنائي فلوريد عشاري السيلينيوم
D – Difluoride diselenium	D – عاشر فلوريد ثنائي السيلينيوم

9. ما الاسم الصحيح للمركب ذي الصيغة $(\text{Hg}_2^{2+})_2\text{SO}_4$ ؟

- ك كبريتات الزئبق (II)
- ك كبريتات الزئبق (I)
- ك كبريتات الفضة (II)
- ك كبريتات الفضة (I)

Name of ionic compound

Which of the following names does **NOT** match the chemical formula written in front of it?

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

Sodium hydroxide	NaOH	NaOH	هيدروكسيد الصوديوم	☐
Sodium bromide	NaBrO ₃	NaBrO ₃	بروميد الصوديوم	☐
Calcium chloride	CaCl ₂	CaCl ₂	كلوريد الكالسيوم	☐
Ammonium sulfide	(NH ₄) ₂ S	(NH ₄) ₂ S	كبريتيد الأمونيوم	☐



7 - ما ذرة الفلز التي يُمكنها أن تكون **أيون ثنائي وثلاثي**؟

Mg

k

Ca

Fe

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



X_2Y_5

X_5Y_2

X_2Y_3

X_3Y_2

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

$MgPO_4$ ✗

Mg_3PO_2 ✗

$Mg_3(PO_4)_2$ ✗

MgP_2O_8 ✗

13 - عندما ترتبط ذرتا الفلور معًا كما في الشكل أدناه فإن:



كل ذرة تمتلك ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي

كل ذرة تمتلك إلكترونين في مستوى الطاقة الخارجي

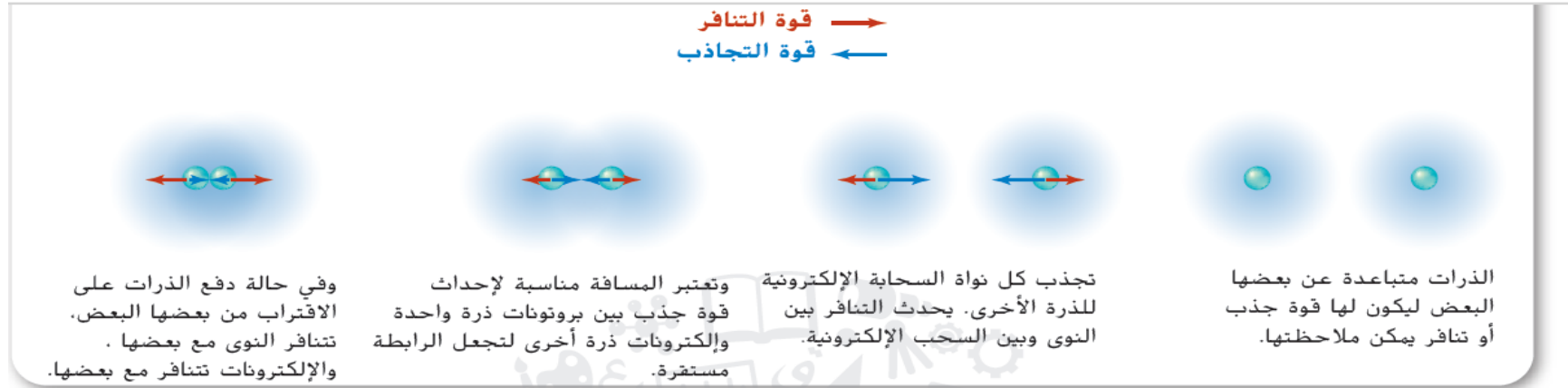
تتكون رابطة أيونية بين ذرتي الفلور

تفقد إحدى الذرتين إلكترونًا

لماذا ترتبط الذرات؟

فهم الروابط في المركبات ضروري لتطوير تقنيات ومواد كيميائية جديدة، ولنفهم سبب تكوين مركبات جديدة، تذكر ما تعلمته عن الغازات النبيلة وهي العناصر التي لا تميل إلى تكوين مركبات جديدة. تعلمت أن جميع الغازات النبيلة لها ترتيبات إلكترونية مستقرة. يتكون هذا الترتيب المستقر من مستوى طاقة خارجي مكتمل وطاقة كامنة أقل مقارنة بترتيبات ذرات العناصر الأخرى. نادرًا ما تكوّن الغازات النبيلة أي مركبات وذلك بسبب توزيعاتها المستقرة.

اكتساب حالة الاستقرار يرتبط استقرار الذرة أو الأيون أو المركب بطاقة؛ ولهذا، فإن مستويات الطاقة الأقل تكون أكثر استقرارًا. أنت تعلم، بناءً على دراسة الروابط الأيونية أن الفلزات واللافلزات تكتسب حالة الاستقرار عن طريق نقل (اكتساب أو فقدان) الإلكترونات لتكوين أيونات. تمتلك الأيونات الناتجة توزيعات إلكترونية مستقرة للغاز النبيل. تعلم استنادًا إلى قاعدة الثمانية أن الذرات التي لها ثمانية مكتملة - توزيع إلكترونات التكافؤ الثمانية - مستقرة. في هذا الوحدة ستتعلم أن مشاركة إلكترونات التكافؤ هي طريقة أخرى يمكن للذرات فيها الحصول على توزيع إلكتروني مستقر للغازات النبيلة. تتألف قطرات الماء الموضحة في الشكل 1 من جزيئات الماء المكوّنة بفعل مشاركة ذرات الهيدروجين والأكسجين الإلكترونات.



■ **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.

ربط كيف ترتبط حالة استقرار الرابطة بالقوى الممارسة على الذرات؟

ما المقصود بالرابطة التساهمية؟

قرأت للتو أن الذرات يمكنها مشاركة الإلكترونات لتكوّن توزيعات إلكترونية مستقرة. كيف يحدث ذلك؟ هل هناك طرق أخرى يمكن من خلالها مشاركة الإلكترونات؟ كيف تختلف خصائص هذه المركبات عن تلك المكوّنة عن طريق الأيونات؟ واصل القراءة للإجابة عن هذه الأسئلة.

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.

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.



تكوّن الرابطة التساهمية تتكون الجزيئات ثنائية الذرة، مثل الهيدروجين (H_2) والنيروجين (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 ببعضهما البعض، تمارس العديد من القوى عملها كما هو موضح في الشكل 2. 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. وبلوغ 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).

روابط تساهمية أحادية

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

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

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



المجموعة 15 والروابط الأحادية تُكوّن عناصر المجموعة

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

المجموعة 14 والروابط الأحادية تكون ذرات عناصر

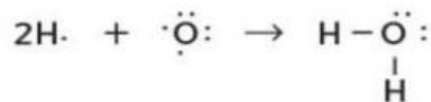
المجموعة 14 أربع روابط تساهمية. يتكوّن جزيء الميثان (CH_4) عند ارتباط ذرة كربون مع أربع ذرات هيدروجين. الكربون هو عنصر من عناصر المجموعة 14 له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$. يحتاج الكربون، الذي له أربعة إلكترونات تكافؤ، إلى أربعة إلكترونات أخرى للوصول إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. ولهذا،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

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

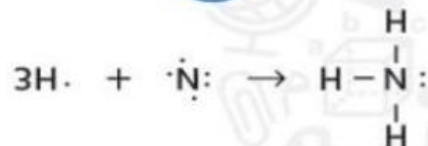
المجموعة 16 مشاركة إلكترونين ويمكن لها تكوين رابطتين تساهميتين. الأكسجين هو عنصر من عناصر المجموعة 16 وله الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^4$. يتكون الماء من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين. كل ذرة هيدروجين يصبح لها الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الهيليوم عندما تشارك إلكترونًا واحدًا مع الأكسجين. ويصبح للأكسجين 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 تساهميتين أحاديتين وزوجين من الإلكترونات غير المشتركة.

a



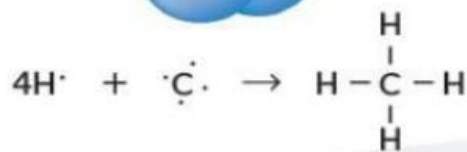
رابطتان تساهميتان أحاديتان

b



ثلاث روابط تساهمية أحادية

c



أربع روابط تساهمية أحادية

انواع الروابط

الاشتراك بزواج واحد من الإلكترونات = الأحادية

يتم ترتيب الذرات بجانب بعضها إذا اكنت ذرتين فقط اما إذا كان عدد الذرات أكثر من اثنين يجب تحديد ذرة مركزية وهي الأصغر عدد وتكون في المنتصف وجميع باقي الذرات حولها فقط

الاشتراك بثلاثة أزواج من = الثلاثية
الإلكترونات

كلاهما بحاجة الى إلكترون
واحد يعني رابطة واحدة



3- رسم رموز لويس للذرات

4- نحصى كم تحتاج كل ذرة من الإلكترونات لكي تصل للاستقرار = ان يكون اخر مستوى ممتلئ

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.

the following elements does **NOT** exists as a

اي من العناصر التالية **لا** يتواجد على صورة جزيء ثنائي الذرة؟

molecule?

المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.02.005 ◦

.a

Nitrogen



النيتروجين

.b

Carbon



الكربون

.c

Oxygen



الأكسجين

.d

Hydrogen



الهيدروجين

Activate Windows
Go to Settings to activate Windows.

1. يرد اسم العنصر الأول من الصيغة في النهاية، مع استخدام الاسم الكامل لهذا العنصر. **N هو رمز النيتروجين.**
 2. ويذكر 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 الذرات المكونة لكل عنصر والموجودة في الصيغة. **الجدول 3** يحتوي على قائمة البادئات الأكثر استخداماً. **هناك ذرّتا نيتروجين وذرة 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 بدلاً من أحادي ، ثنائي ، ثلاثي ، رباعي ، خماسي على الترتيب..

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

1 حل المسألة

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

2 حساب المجهول

أولاً، قم بتسمية العناصر المشتركة في المركب.

فوسفور
العنصر الأول، الممثل بالحرف P، هو الفوسفور.

أكسيد

أكسيد الفوسفور

الآن عدل الأسماء للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الجزيء.

خامس أكسيد ثنائي الفوسفور

من الصيغة P_2O_5 ، أنت تعلم أن ذرتي فوسفور وخمس ذرات أكسجين تكوّن جزيء المركب.

3 قيم 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 .

الجدول 5 صيغ وأسماء بعض المركّبات التساهمية.

الصيغة	الاسم الشائع	اسم المركّب الجزيئي
H ₂ O	الماء	أول أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH ₃	الأمونيا	ثالث هيدريد النيتروجين
N ₂ H ₄	الهيدرازين	رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين
HCl	حمض المورياتيك	حمض الهيدروكلوريك
C ₉ H ₈ O ₄	أسبيرين	حمض الأسيتيل سالسيليك

اكتب اسم كل مركب من المركبات الثنائية التساهمية الواردة أدناه.

14. CO_2

ثاني أكسيد الكربون

15. SO_2

ثاني أكسيد الكبريت

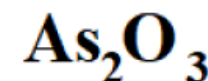
16. NF_3

ثالث فلوريد النيتروجين

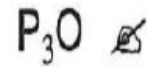
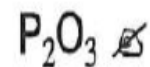
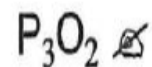
17. CCl_4

رابع كلوريد الكربون

18. تحدّي ما صيغة ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟



12. ما صيغة ثالث أكسيد ثنائي الفوسفور؟



What is the name of the molecular compound S_2F_{10} ?

A –Decasulfur Difluoride

B –Disulfur Decafluoride

C – Difluoride decaselenium

D – Difluoride diselenium

ما اسم المركب الجزيئي ذي الصيغة S_2F_{10} ؟

A – ثاني فلوريد عشاري الكبريت

B – عاشر فلوريد ثنائي الكبريت

C – ثاني فلوريد عشاري السيلينيوم

D – عاشر فلوريد ثنائي السيلينيوم

chemical formula

ما الاسم غير الصحيح للصيغة الكيميائية المكتوبة أمامه؟

المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.01.012 ◦

ride

N_2H_4 : رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين

e

CCl_4 : رابع كلوريد الكربون

SiO_2 : ثاني أكسيد السيلكون

oxide

P_2O_5 : خامس فوسفيد ثنائي الأكسجين

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

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

26 - اكتب بين القوسين الاسم أو المصطلح العلمي الدال على العبارات التالية.

(.....)	حالة تحدث عندما تكتب أكثر من بنية لويس صحيحة لجزيء أو أيون.
(.....)	الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة إلكترونات التكافؤ.
(.....)	خليط من عناصر لها خواص فلزية.
(.....)	أبسط نسبة للأيونات.
(.....)	ذرة أو مجموعة مترابطة من الذرات موجبة أو سالبة الشحنة.

27 - ارسم بنية لويس لمركب ثاني أكسيد الكربون CO_2 (عدد إلكترونات التكافؤ $C=4$ ، $O=6$)