

نص الكتاب

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

الكيمياء

في حياتك

تعمل أنك تتسلسل سلباً ونحاول الوقوف بين الدرجات. لن نتج بالطبع إلا إذا كان بفقدوك الوقوف على الهواء حين تكون الذرات في حالات طاقة مختلفة. تنصرف الإلكترونات بنفس الطريقة التي تنصرف بها الشخص في يسعد درجات السلم الخشبي.

نموذج بور للذرة

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

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

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

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



الحالة الأرضية

الحالة المثارة

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

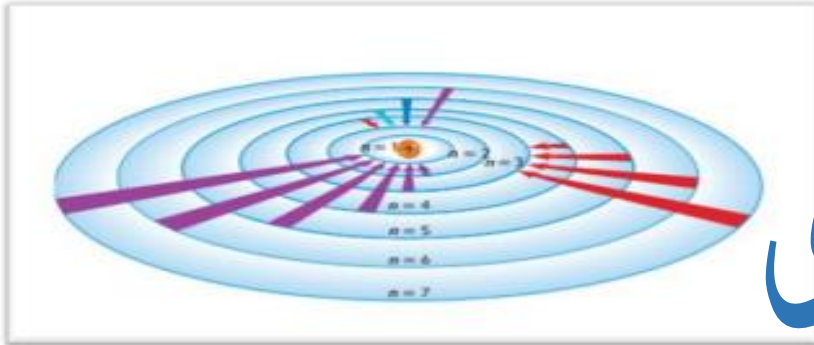
- A. Ground state
- B. Excited state
- C. Inert state
- D. Radiation-emitting state

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

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

ما الذي يفسر انبعاث سلاسل الأشعة في الشكل أدناه؟

of ray's series in the figure below?



سقوط الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أدنى

ing from a higher-energy

energy orbit

er from a lower-energy orbit to

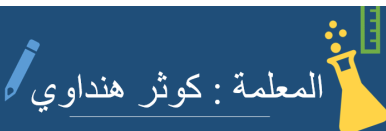
orbit

an electron around the nucleus

دوران الإلكترون حول النواة في نفس مستوى الطاقة

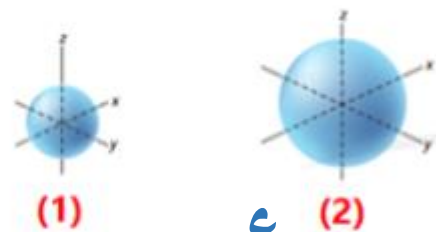
تواجد ذرة الهيدروجين في الحالة الأرضية

ground state



ما وجه الاختلاف بين الأفلاك المبينة أدناه؟

I.	الاختلاف في الشكل
II.	الاختلاف في رقم الكم الرئيسي
III.	الاختلاف في الحجم



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

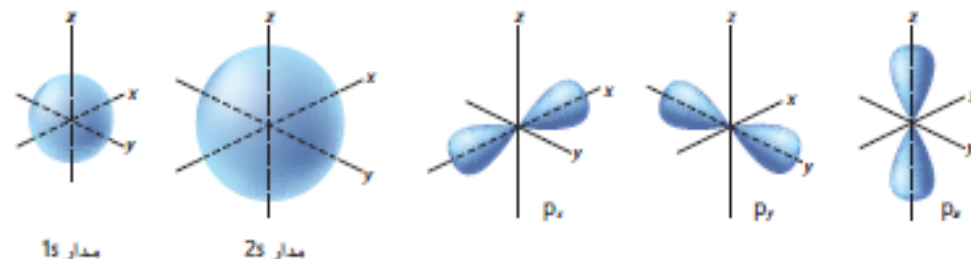
أشكال المدارات: تسمى المستويات الفرعية s أو p أو d أو f طبقاً لأشكال مدارات الذرة. كل المدارات كروية الشكل وتكافئ عليه التماثل. ومع ذلك لا تشبه كلاً مدارات d أو f نفس الشكل. يمكن أن يحتوي كل مدار على إلكترونين على الأكثر. يتطابق المستوى الفرعي الفردي في مستوى الطاقة الرئيس 1 مع المدار البيضاوي المسمى 1s. بينما تم تعيين المسميين 2s و 2p للمستويين الفرعيين في مستوى الطاقة الرئيس 2. يتطابق المستوى الفرعي 2s مع المدار 2s البيضاوي الشكل مثل المدار 1s ولكنه أكبر حجمًا. كما يتخرج من الصورة 178.

يتوافق المستوى الفرعي 2p مع مدارات p الثلاثة التي تُعَدُّ شكل التماثل واليمين لها المستويات 2p_x، 2p_y، 2p_z. الأحرف المتبقية x ، y ، z تميز فقط اتجاه مدارات p بطول x ، y ، z محاور الإحداثيات. كما يظهر في الصورة 178. كل مدار من مدارات p يتعلق بمستوى طاقة فرعي له نفس الطاقة.

النتيجة من فهم النص: صف أشكال مدارات s و p .

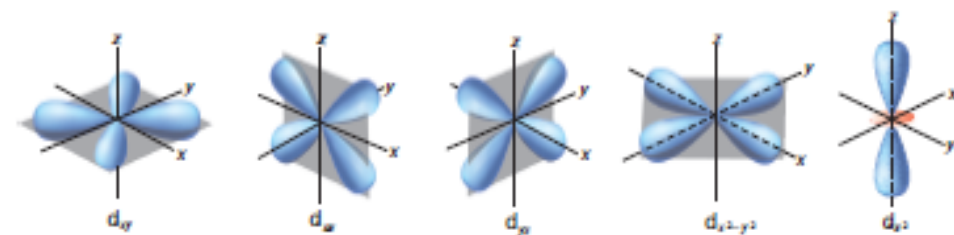
يتكون مستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاث مستويات فرعية هي 3s، 3p، 3d. كل مستوى فرعي d يرتبط بخمس مدارات لها نفس الطاقة. أربعة من مدارات d لها نفس الشكل ولكن اتجاهاتها مختلفة على طول محاور الإحداثيات x ، y ، z . أما المدار الخامس، d_{xy} ، فهو شكل واتجاه مختلف من الأربعة السابقة. تَرى أشكال واتجاهات مدارات d الخمسة في الصورة 179. يحتوي مستوى الطاقة الرئيس الرابع ($n = 4$) على مستوى فرعي رابع يسمى المستوى الفرعي 4f الذي يرتبط بسبعة مدارات f لها نفس الطاقة. مدارات f ذات أشكال معقدة متعددة الحلقات.

الصورة 178: تصف أشكال المدارات الذرية الموجب الممثل للإلكترونات في المستويات الفرعية المختلفة.



1. جميع مدارات s كروية الشكل ووجه حجمها مع زيادة العدد الكمي الرئيس.

ب. مدارات p الثلاثة تُعَدُّ شكل التماثل وتكافئ حجمها على المحاور المتعامدة x ، y ، z .



ج. أربعة من مدارات d الخمسة لها نفس الشكل واتجاهها نحو في مستويات مختلفة المدار d له شكله الفرعي.

الإلكترون: جسيم سالب الشحنة سريع الحركة ذو كتلة شديدة للغاية يوجد في كافة أشكال المادة وينحرف عبر الفراغ محيطاً بنواة الذرة.

مفردات جديدة

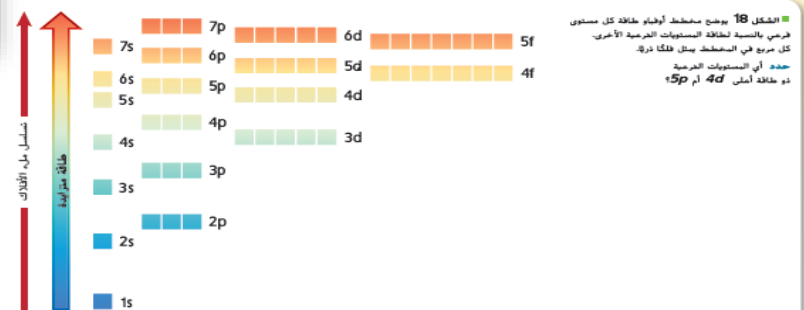
الترتيب الإلكتروني
(Electron configuration)
(Aufbau Principle)
(Pauli's exclusion principle)
(Hund's Rule)
(Valence electron)
الرمز النقطي للإلكترون
(Electron dot structure)

الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية

حين نفكر في أن ذرات العناصر الأثقل تحتوي على أكثر من 100 إلكترون. فإن فكرة تحديد الترتيب الإلكتروني في الذرات ذات الإلكترونات الكثيرة تبدو شاقة. لحسن الحظ، فإنه يمكن وصف جميع الذرات بمستويات شبيهة بمستويات ذرة الهيدروجين. مما يسمح لنا بوصف ترتيب وتوزيع الإلكترونات في الذرات باستخدام قواعد محددة قليلة.

ترتيب الإلكترونات في الذرة يسمى **الترتيب الإلكتروني في الذرة**. نظراً لأن أنظمة الطاقة المنخفضة تكون أكثر استقراراً من أنظمة الطاقة المرتفعة. تملأ 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 الحظك الأقل طاقة. لذا، تكون أول خطوة لتحديد الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية للعنصر هو فعله من خلال الأفلاك الذرية من الطاقة الأقل إلى الطاقة الأعلى. يرد هذا التسلسل المعروف بمخطط أوفباو في الشكل 18. يمثل كل مربع في الشكل حلقة ذرية.



الجدول 3 سمات مخطط أوفباو	
السمات	أمثلة
كلية 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 الرئيسي.	الطاقة لأفلاك $2p$ الثلاثة أعلى من الحظك $2s$.
من أجل زيادة الطاقة، يكون تسلسل مستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى الطاقة الرئيس هو s, p, d, f .	بما أن $n = 4$ ، يكون تسلسل المستويات الفرعية للطاقة هو $4s, 4p, 4d, 4f$.
يمكن للأفلاك المتعلقة بالمستويات الفرعية للطاقة ضمن مستوى طاقة رئيس واحد أن تتداخل مع الأفلاك المتعلقة بمستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى رئيس آخر.	يشترك الحظك المتعلق بالمستوى الفرعي $4s$ للذرة طاقة أقل من الأفلاك الخمسة المتعلقة بالمستوى الفرعي $3d$.

الجدول 3 يوضح عدة سمات من مخطط أوفباو بالرغم من أن مبدأ أوفباو يصف التسلسل الذي كلاً به الأفلاك بالإلكترونات، فإن المهم معرفة أن الذرات لا تملأ إلكترونات بالإلكترونات.

مبدأ باولي للاستبعاد يمكن تمثيل الإلكترونات في الأفلاك بأسماء في مربعات. لكل إلكترون اتجاه دوران مرصوف معه، حيث يمثل السهم الذي يشير لأعلى [↑] دوران الإلكترون في الاتجاه واحد، والسهم الذي يشير لأسفل [↓] يمثل دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. يمثل المربع الفارغ □ فلانك غير مشغول، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد إلى أعلى [↑] فلانك ذو إلكترون واحد، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين لأعلى وأسفل [↑↓] فلانك مشغولاً.

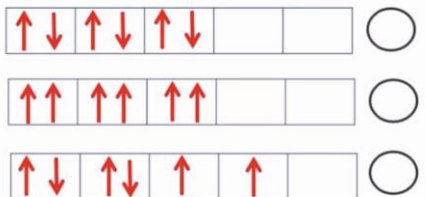
ينص **مبدأ باولي للاستبعاد** على أن الحظك الذي الواحد يمكن أن يشغله إلكترونات فقط كحد أقصى ولكن فقط إذا كانت الإلكترونات تدور بشكل متعاكس. اقترح الفيزيائي النمساوي ولنجانج باولي (1900-1958) هذا المبدأ بعد ملاحظة الذرات في الحالة المتباعدة. الحظك الذي يحتوي على إلكترونات مزدوجة تدور بشكل متعاكس يكتب كالتالي [↑↓]. لأن كل حظك 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 عام على ترتيب الإلكترونات في أفلاك الطاقة المتعادلة تنص **قاعدة هوند** على أن الإلكترونات المبعردة التي تدور بنفس الاتجاه يجب أن تشغل كل الأفلاك متساوية الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات الإيجابية التي تدور بشكل متعاكس نفس الأفلاك. على سبيل المثال، افترض أن المربعات التالية تمثل أفلاك $2p$ يدخل إلكترون واحد كل فلانك من أفلاك $2p$ الثلاثة قبل أن يدخل إلكترون ثانٍ إلى أي من الأفلاك. نوضح فيما يلي التسلسل الذي تشغل به ستة إلكترونات ثلاث أفلاك p .

1. [↑][][] 2. [↑][↑][] 3. [↑][↑][↑]

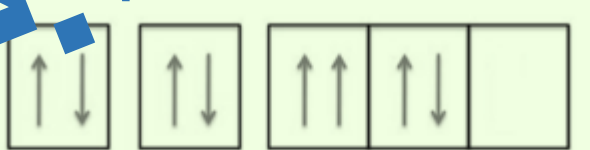
4. [↑↓][↑][↑] 5. [↑↓][↑↓][↑] 6. [↑↓][↑↓][↑↓]

تقويم: حدد الشكل المناسب لترتيب 6 إلكترون حسب قاعدة هوند هو :



كل ما سبق غير صحيح .

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



يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع مبدأ باولي للاستبعاد فقط

يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع مبدأ أوفباو فقط

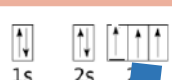
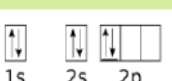
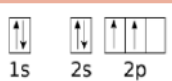
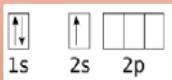
يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع قاعدة هوند و مبدأ أوفباو

يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع قاعدة هوند و مبدأ باولي

للاستبعاد

Which of the following orbital diagrams violates Hund's rule?

أي من أشكال مخططات الأفلاك التالية يخالف قاعدة هوند؟



وزاري

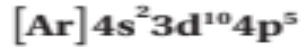
ألكترو هنداوي

الشكل الصحيح لمبدأ باولي هو



المعلمة : كوثر هنداوي

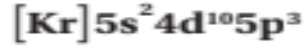
استثناءات للتوزيعات المتوقعة، يمكنك استخدام مخطط أوفيو لكثافة التوزيعات الإلكترونية الصحيحة في الحالة الدنيا لكل العناصر وصولاً إلى الماغنسيوم ذو العدد الذري 23 ومتحيزاً له أيضاً ومع ذلك إذا كنت ستستمر بهذه الطريقة، سيكون توزيعك للبروم: $[Ar]4s^23d^4$ وللنحاس: $[Ar]4s^23d^9$. غير صحيح، والتوزيع الصحيح لهذين العنصرين هو $[Ar]4s^13d^5$ للبروم و $[Ar]4s^13d^10$ للنحاس. يوضح التوزيع الإلكتروني لهذين العنصرين. وأيضاً لعناصر أخرى كثيرة زيادة استقرار المجموعات البنتلة ونصف البنتلة للبدارات 5 و6.



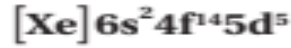
a. البروم Br



b. الإسترانشيوم Sr



c. الأنثيمون Sb



d. الرينيوم Re



e. التيريوم Tb



f. التيتانيوم Ti

عدد الإلكترونات التي تشغل مستويات p الفرعية من الإلكترونات السبعة الأصلية 5، وعدد الإلكترونات التي تشغل مستويات p من الإلكترونات السبعة عشر الأصلية الموجودة في ذرة الكلور 11.



23 لذرة الكبريت التوزيع الإلكتروني

لذا توجد 6 إلكترونات في المستويات الثانوية في مستوى الطاقة

الثالث لذرة الكبريت.

24 الإنديوم

25 $[Xe]6s^2$ ، الباريوم

استراتيجية حل المسائل

ملء المدارات الذرية

من طريق رسم مخطط مستويات فرعية واتجاه الأسهم يمكنك كتابة التوزيع الإلكتروني في الحالة الدنيا لأي عنصر كيميائي.

1. اكتب مخطط للمستوى الفرعي على قطعة ورق بيضاء.
2. اكتب عدد الإلكترونات في ذرة واحدة من عنصر علوم بكتابة التوزيع الإلكتروني له. عدد الإلكترونات في ذرة متعادلة هو العدد الذري للعنصر.
3. يبدأ من 1s. اكتب، لتسلسل أوفيو للمدارات الذرية من طريق تلوين الأسهم الباقية من أعلى مخطط المستوى الفرعي حتى الأسفل. عندما تكمل خطاً واحداً من أعلى، تحرك يميناً لبدء الخط التالي من الأسهم.
4. أثناء قيامك بذلك، أكتب حروفاً فوقية تشير لأعداد الكم الأربعة في كل مجموعة من المدارات الذرية. لذلك، مدارات ذرية كافية لتتسع لإجمالي عدد الإلكترونات في ذرة واحدة.

طابق الاستراتيجية

اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة الدنيا لعنصر البروتونيوم.

مسائل للتدرب

21. اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة الدنيا للعناصر التالية.
 - a. البرومين (Br)
 - b. السترونتيوم (Sr)
 - c. الأنثيمون (Sb)
 - d. الرينيوم (Re)
 - e. التيريوم (Tb)
 - f. التيتانيوم (Ti)
22. يمتلك ذرة الكلور في حالتها الدنيا سبعة إلكترونات في مدارات مرتبط بمستوى الطاقة الثالث للذرة. كم عدد الإلكترونات التي تشغل المدارات p من الإلكترونات السبعة؟ كم عدد الإلكترونات التي تشغل المدارات p في ذرة الكلور من الإلكترونات السبعة عشر؟
23. حين تتفاعل ذرة كبريت مع ذرات أخرى، تشترك إلكترونات في المدارات المتعلقة بمستوى الطاقة الثالث للذرة. كم عدد الإلكترونات في ذرة عنصر الكبريت؟
24. التوزيع الإلكتروني لأحد العناصر الحالة الدنيا هو $[Kr]5s^24d^{10}5p^1$. وهو جزء من أشباه الموصلات ويستخدم في عدة سياقات. ما هو هذا العنصر؟
25. تحدي في الحالة الدنيا، يشتمل عنصر أحد الذرات على إلكترونين في كل المدارات مرتبط بمستوى الطاقة الأعلى للذرة حيث $n = 6$. باستخدام ترميز الغازات الخاملة، اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر وحدد العنصر.

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

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

العناصر ذات الخواص المتشابهة موجودة في نفس الصف

A	H	1	A	F	8	ومكذا →
B	Li	2	B	Na	9	→
C	G	3	C	Mg	10	→
D	Bo	4	D	Al	11	→
E	C	5	E	Si	12	→
F	N	6	F	P	13	→
G	O	7	G	S	14	→

مجموعة ثانية

الشكل 1 لاحظ جون نيولاندز أن خواص العناصر تتكرر كل ثمانية عناصر، كما تتكرر النوتة الموسيقية بعد النوتة الثامنة لتكوّن الثمانية.

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

ماير ومندليف عام 1869، أثبت كل من عالم الكيمياء الألماني لوثر ماير (1830-1895) وعالم الكيمياء الروسي ديمتري مندليف (1834-1907) أن هناك علاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر. وحاز مندليف على شهرة أكثر من ماير لأنه نشر مخططه التنظيمي أولاً. ولاحظ مندليف، كما لاحظ نيولاندز قبل عدة سنوات، أنه عند ترتيب العناصر تصاعدياً حسب الكتلة الذرية، سيظهر نمط دوري في خواصها. ويمكن مندليف من تنظيم العناصر في جدول دوري عن طريق ترتيب العناصر تصاعدياً حسب الكتلة الذرية في أعيدة تضمين العناصر المتشابهة في خواصها. لاقى جدول مندليف الموضح في الشكل 2 قبولاً كبيراً حيث توقع وجود عناصر لم تكن مكتشفة حينها وحدّد خواصها. وترك مندليف مساحات فارغة في الجدول للعناصر التي لم تُكتشف بعد. ومن خلال ملاحظة الاتجاهات في خواص العناصر المعروفة، تمكن مندليف من توقع خصائص العناصر التي لم تُكتشف آنذاك، مثل:

السكرانديوم والجاليوم والجرمانيوم.

Sc Ga Ge

الجدول 2 مساهمات في تصنيف العناصر

جون نيولاندز (1837-1898)	<ul style="list-style-type: none"> رتب العناصر تصاعدياً حسب الكتلة الذرية لاحظ تكرار الخواص كل ثمانية عناصر وضع قانون الثمانية.
لوثر ماير (1830-1895)	<ul style="list-style-type: none"> وضح العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر رتب العناصر تصاعدياً حسب الكتلة الذرية
ديمتري مندليف (1834-1907)	<ul style="list-style-type: none"> وضح العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر رتب العناصر تصاعدياً حسب الكتلة الذرية توقع وجود العناصر غير المكتشفة وخواصها
هنري موزلي (1887-1915)	<ul style="list-style-type: none"> اكتشف أن الذرات تحتوي على عدد فريد من البروتونات يسمى العدد الذري رتب العناصر تصاعدياً حسب العدد الذري، والذي نتج عنه نمطاً دورياً

ألكوتل هنداوي

الشكل 2 في الإصدار الأول من جدول مندليف المنشور عام 1869، رتب مندليف العناصر ذات الخواص المتشابهة في نفس الصف

K = 39	Ca = 40	Sc = 45	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56	Co = 59	Ni = 59	Cu = 63	Zn = 65	Ga = 70	Ge = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	Kr = 84
Rb = 85	Sr = 88	Y = 89	Zr = 91	Nb = 93	Mo = 96	Tc = 98	Ru = 101	Rh = 103	Pd = 106	Ag = 108	Cd = 112	In = 115	Sn = 118	Sb = 120	Te = 128	I = 127	Xe = 131
Cs = 133	Ba = 137	La = 139	Hf = 178	Ta = 182	W = 184	Re = 186	Os = 190	Ir = 192	Pt = 195	Au = 197	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 209	Po = 209	At = 210	Rn = 222
Fr = 223	Ra = 226	Ac = 227	Th = 232	Pa = 231	U = 238	Np = 237	Pu = 244	Am = 243	Cm = 247	Bk = 247	Cf = 251	Es = 252	Fm = 257	Md = 258	No = 259	Lr = 262	

وزاري

نماداً أصبح جدول مندليف الموضح بالأسفل اذناه معبود على نطاق واسع؟

figure below became

K = 39	Ca = 40	Sc = 45	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56	Co = 59	Ni = 59	Cu = 63	Zn = 65	Ga = 70	Ge = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	Kr = 84
Rb = 85	Sr = 88	Y = 89	Zr = 91	Nb = 93	Mo = 96	Tc = 98	Ru = 101	Rh = 103	Pd = 106	Ag = 108	Cd = 112	In = 115	Sn = 118	Sb = 120	Te = 128	I = 127	Xe = 131
Cs = 133	Ba = 137	La = 139	Hf = 178	Ta = 182	W = 184	Re = 186	Os = 190	Ir = 192	Pt = 195	Au = 197	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 209	Po = 209	At = 210	Rn = 222
Fr = 223	Ra = 226	Ac = 227	Th = 232	Pa = 231	U = 238	Np = 237	Pu = 244	Am = 243	Cm = 247	Bk = 247	Cf = 251	Es = 252	Fm = 257	Md = 258	No = 259	Lr = 262	

المخرجات النصية المرتبطة

CHM.5.1.01.004

تنبأ بوجود العناصر غير المكتشفة وخصائصها

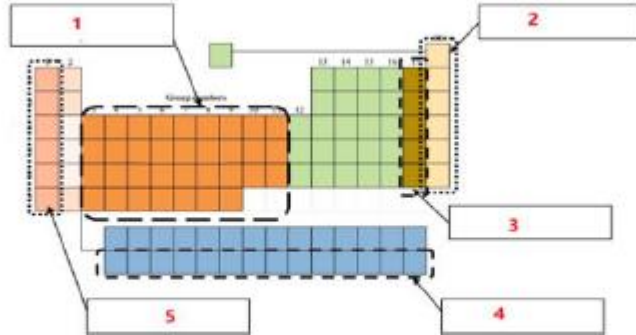
وضع قانون الثمانية

رتب العناصر حسب أرقامها الذرية

وزاري

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

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



A. Transition elements

A. العناصر الانتقالية

B. Representative elements

B. العناصر الرئيسية

C. Actinides

C. الأكتينيدات

D. Alkali metals

D. الفلزات القلوية

امأ الجدول الدوري الفارغ أدناه بالرموز الافتراضية للمصطلحات الآتية :

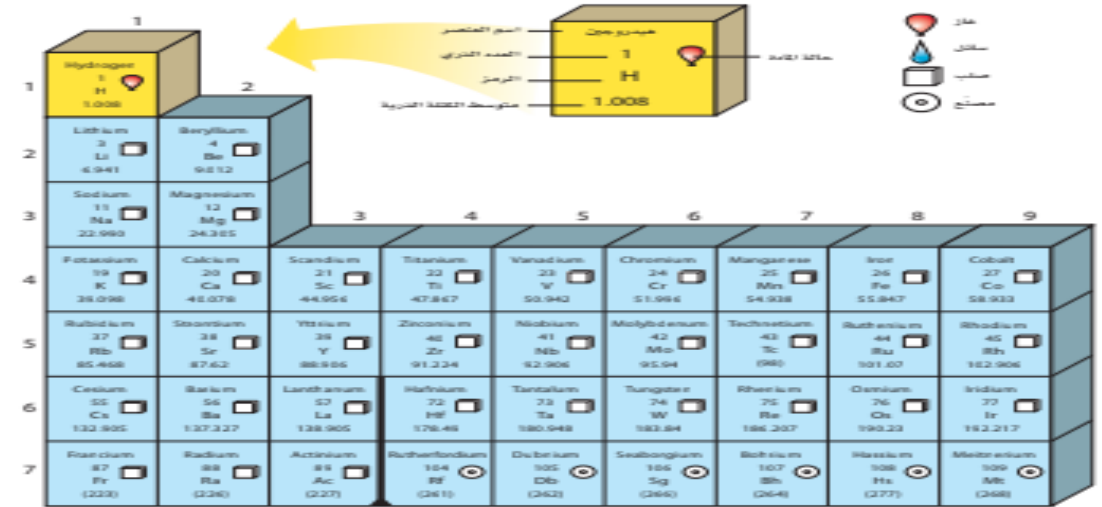
F: الغازات النبيلة

D: سلسلة اللانثيدات

G: الهالوجينات

H: فلزات القلوية

I: مجموعة أعلى سالبة كهربية



الرقم بين القوسين هو العدد الكتلي للتظاير الأطول عمراً للعنصر.



الفلزات الانتقالية الداخلية والفلزات الانتقالية تنقسم العناصر الانتقالية إلى فلزات انتقالية و فلزات انتقالية داخلية.

تقع مجموعتنا الفلزات الانتقالية الداخلية اللتان تُعرفان باسم سلسلة اللانثيدات وسلسلة الأكتينيدات، بطول الجزء السفلي للجدول الدوري، وتشكل بقية العناصر في المجموعات من 3 إلى 12 الفلزات الانتقالية. تُستخدم عناصر في سلسلة اللانثيدات على نطاق واسع. مثل الفوسفور وهو مادة تُعطي ضوءاً عند اصطدامها بالإلكترونات. ويُستخدم الفلز الانتقالي التيتانيوم لما يتميز به من قوة وخفة في الوزن في صنع إطارات الدراجات والنظارات.

البريد: يملأ الأجزاء اللافلزات تشغل اللافلزات الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري، وهي ممثلة بالربعات الصفراء في الشكل 5. واللافلزات بشكل عام هي غازات أو أجسام صلبة هشة باهتة اللون. وهي موصلات رديئة للحرارة والكهرباء. واللافلز الوحيد الذي يكون سائلاً في درجة حرارة الغرفة هو البروم (Br). يُعدّ الأكسجين العنصر الأكثر توفراً في جسم الإنسان ويُشكل 65% من كتلة الجسم.

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

ترتيب العناصر حسب ترتيبها الإلكتروني

سبق أن تعلمت أن الترتيب الإلكتروني يحدد الخواص الكيميائية للعنصر. قد تكون كتابة الترتيبات الإلكترونية باستخدام مخطط أوفباو عملاً مملاً، لكن لحسن الحظ، يمكنك تحديد الترتيب الإلكتروني للذرة وعدد إلكترونات التكافؤ فيها من موقعها في الجدول الدوري. يوجد الترتيب الإلكتروني لبعض عناصر المجموعة 1 في الجدول 3. ويحتوي الترتيب الإلكتروني للعناصر الأربعة على إلكترون واحد فقط في مستوى الطاقة الخارجي.

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 و 2 ومن 13 إلى 18 في الجدول الدوري ترتيب إلكتروني خاص به.

إلكترونات التكافؤ والدورة يُشير مستوى الطاقة الذي به الإلكترونات في العنصر إلى الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري. فعلى المثال يوجد إلكترون تكافؤ الليثيوم في مستوى الطاقة الثاني ويوجد الليثيوم في الدورة 2. انظر الآن إلى الجاليوم، الذي له ترتيب إلكتروني $[Ar]4s^23d^{10}4p^1$. توجد إلكترونات تكافؤ الجاليوم في مستوى الطاقة الرابع، ويوجد الجاليوم في الدورة الرابعة.

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

في المجموعة الواحدة تتشابه بعدد الكترونات التكافؤ و رقم المجموعة والمجمع ولكن تختلف في رقم الدورة

أبو هنداوي

مثال 1

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

1 تحليل المسألة

لديك ترتيب الإلكترون لعنصر الستروشيوم.

المسألة

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

2 إيجاد القيمة المجهولة

يُشير 5^2 إلى أن إلكترونات التكافؤ لعنصر الستروشيوم تبدأ من $5s$ ، وهذا يوجد عنصر الستروشيوم في المجموعة 2 والمجموع 5.

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

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

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

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

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

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

10. تحفيز اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:

a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$
 b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10}$
 c. غاز نبيل في الدورة 5
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
 d. عنصر في المجموعة 16 والدورة 2
 $1s^2 2s^2 2p^4$

تستخدم الترتيب الإلكتروني وترميز الفلك وترميز الغاز النبيل للعنصر (العدد الذري من 1 إلى 36) ليحدد موقع العنصر في الجدول الدوري (الدورة - المجموعة - المجموع)

وزارة

أي من الجداول التالية يُعبر عن طريقة التوزيع الإلكتروني الآتي:
 $[Ne] 3s^2 3p^1$

الدورة	المجموعة	المجموع
3	3	s

الدورة	المجموعة	المجموع
3	3	s

الدورة	المجموعة	المجموع
3	3	p

الدورة	المجموعة	المجموع
3	13	p

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

الترتيب الإلكتروني للعنصر	رقم الدورة	رقم المجموعة
$[Kr], 4d^7, 5s^2$	5	2
$[Ar], 4s^2$	4	2
$[Ne], 3s^2, 3p^4$	16	3

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

المجموعة 16 والدورة 3 والمجموع p

المجموعة 3 والدورة 6 والمجموع p

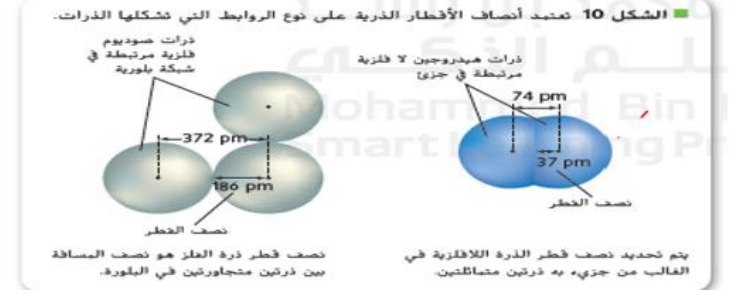
المجموعة 16 والدورة 3 والمجموع s

المجموعة 3 والدورة 6 والمجموع s

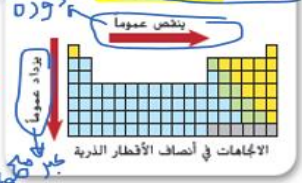
نصف القطر الذري

تتغير الكثير من خواص العناصر بطريقة يمكن توقعها، وهو ما يعرف باسم الاتجاهات أثناء الانتقال عبر دورة أو إلى أسفل خلال أي مجموعة. وبعد الحجم الذري أحد الخواص التي لها اتجاه دوري وتتأثر أحجام الذرات بالترتيب الإلكتروني. تذكر أن السحابة الإلكترونية التي تحيط بأي ذرة ليس لها حافة محددة بوضوح. يُعرّف الحد الخارجي للسحابة الإلكترونية بأنه السطح الكروي الذي تصل احتمالية وجود إلكترون بداخله إلى 90%. لكن لا يوجد هذا السطح بطريقة مادية كما في السطح الخارجي لكرة الجولف. ويحدد الحجم الذري مدى قرب الذرة من ذرة مجاورة ونظرًا لأن طبيعة الذرة المجاورة قد تختلف من مادة إلى أخرى، فقد يختلف حجم الذرة نفسها مع بعض الشيء من مادة إلى أخرى. بالنسبة إلى الفلزات، مثل، الصوديوم، يُعرّف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين تواتين متجاورتين في الشكل البلوري للعنصر كما هو موضح في الشكل 10. بالنسبة إلى العناصر التي توجد عادة في صورة جزيئات، مثل الكثير من اللافلزات، يُعرّف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين ذرتين متساويتين مرتبطتين كيميائياً. ويوضح الشكل 10 نصف القطر الذري لجزيء الهيدروجين اللافلزي ثنائي الذرة (H_2).

تعريف نصف القطر
اللافلزات و الفلزات



الشكل 12 تفل 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، تفل أنصاف الأقطار الذرية عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. يحدث هذا الاتجاه الموضح في الشكل 11 بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة إلى جانب حقيقة أن مستوى الطاقة الرئيس يظل ثابتًا خلال أي دورة. ويزيد عدد الإلكترونات والبروتونات في كل عنصر بمقدار بروتون وإلكترون واحد عن العنصر السابق له ويتم إضافة كل إلكترون إضافي إلى الأفلاك المتوافقة مع مستوى الطاقة الرئيس نفسه. وبالتالي فإن الذرة، 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 لتقريبها إلى النواة.

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

الاتجاهات خلال المجموعات بشكل عام تزداد أنصاف الأقطار الذرية مع الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. وتزيد شحنة النواة ويتم 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 وبالتالي فإن الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة، يزداد حجم الغلاف الخارجي مع زيادة مستوى الطاقة الرئيس، ولهذا، تصبح الذرة أكبر حجمًا. ويزيد حجم الغلاف عن أي إلكترونات الخارجية ستكون أبعد عن النواة. ويظل 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. يلخص الشكل 12 اتجاهات المجموعات والدورات.

مثال 2-2

فسر التدرج في نصف قطر الذرة أي الذرات الآتية لها أكبر نصف قطر: الكربون C، أو الفلور F، أو البيريليوم Be، أو الليثيوم Li؟

أجب عن السؤال دون الرجوع إلى الشكل 11-2، وقر إجابتك حسب اتجاه التغير في أنصاف الأقطار.

1 تحليل المسألة

إذا كان لديك 4 عناصر فحدد أولاً رقم كل من المجموعة والدورة التي يشغلها كل عنصر، ثم استخدم نمط التغير العام لنصف القطر لتحديد أي العناصر نصف قطر ذرته أكبر.

2 حساب المطلوب

حدّد الدورات

بالرجوع إلى الجدول الدوري تجد أن العناصر جميعها موجودة في الدورة الثانية. ويرتيب العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورة يظهر التسلسل الآتي: Li، و Be، و C، و F. إن أول عنصر في الدورة الثانية هو الليثيوم Li، لذا فلذرته أكبر نصف قطر.

طبق اتجاه تناقص نصف القطر عبر الدورة

مسائل تدريبية

1. بمعرفة تلك أنماط التغير في نصف قطر الذرة عبر الدورة والمجموعة، للإجابة عن الأسئلة الآتية، دون استخدام قيم نصف قطر الذرة.

16. أي العنصر له أكبر نصف قطر؟ ماغنسيوم Mg، أو السيليكون Si، أو الكبريت S، أو الصوديوم Na، وأيهما له أصغر نصف قطر؟

17. يبين الشكل المجاور عناصر الهيليوم، والكربون والرادون. اشرح كيف يختلف نصف قطر الكربون؟ وكيف يمكن الاستدلال على ذلك؟

18. هل يمكن تحديد أي العنصرين المجهولين له أكبر نصف قطر إذا علمت فقط أن العدد الذري لأحدهما أكبر 20 مرة من العدد الذري للآخر؟ فسر إجابتك.

19. تحفيز حدّد أي العنصرين في كل زوج مما يلي له نصف قطر أكبر:

a. عنصر في الدورة 2 والمجموعة 1، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 18

b. عنصر في الدورة 5 والمجموعة 2، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 16

c. عنصر في الدورة 3 والمجموعة 14، أو عنصر في الدورة 6 والمجموعة 15

d. عنصر في الدورة 4، والمجموعة 18، أو عنصر في الدورة 2، والمجموعة 16

16. الأكبر: Na، الأصغر: S.

17. B تمثل عنصر الكربون، يزداد نصف قطر الذرة عند الاتجاه إلى أسفل المجموعة. لذا فالهيليوم هو الأصغر، والرادون هو الأكبر.

18. لا، إذا كان كل ما هو معلوم أن العدد الذري لعنصر ما أكبر بمقدار 20 مرة من العدد الذري للعنصر الآخر، فعندئذ لا يمكن معرفة المجموعات والدورات التي يقع فيها العنصران بالتحديد. كما لا يمكن تطبيق الاتجاهات الدورية لحجم الذرة؛ لتحديد أي العنصرين نصف قطره أكبر.

19. a. العنصر في الدورة 2، المجموعة 1.

b. العنصر في الدورة 5، المجموعة 2.

c. العنصر في الدورة 6، المجموعة 15.

d. العنصر في الدورة 4، المجموعة 18.

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

Ionization Energy (KJ/mol)	Difference between 1 st and 2 nd I.E.
7300	6780
1760	860
2430	1630
2350	1260
2860	1460

لأن الطاقة اللازمة لكل عملية تأين تالية تزيد دوماً

لأن تأثير شحنة نواة الليثيوم على الإلكترونات يكون هو الأضعف بين عناصر الدورة الثانية

لأن الذرة تتمسك بالإلكترونات الأساسية الداخلية بقوة شديدة فوق تمسكها بالإلكترونات الكافرة

لأن الليثيوم يشكل أيون الليثيوم 2+ الشائع بسهولة لكن لا يحتمل أن يشكل أيون الليثيوم 1+

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

18. المركبات الواردة بالجدول المقابل تبعا لدرجة الانصهار:

ترتيب: (الأقل) KI AgCl MgO (الأكثر)

Which is the correct ascending order of the atomic radius for the period 4 elements shown in the table below?	ما الترتيب الصحيح حسب نصف القطر الذري لكل من عناصر الدورة الرابعة؟										
<table><tr><td>Element symbol رمز العنصر</td><td>K</td><td>Ga</td><td>Ge</td><td>Ca</td></tr><tr><td>Atomic number العدد الذري</td><td>19</td><td>31</td><td>32</td><td>20</td></tr></table>	Element symbol رمز العنصر	K	Ga	Ge	Ca	Atomic number العدد الذري	19	31	32	20	
Element symbol رمز العنصر	K	Ga	Ge	Ca							
Atomic number العدد الذري	19	31	32	20							
A. (lowest) Ga → Ge → Ca → K (highest)	A. (الأقل) K ← Ca ← Ge ← Ga (الأكثر)										
B. (lowest) Ge → Ga → Ca → K (highest)	B. (الأقل) K ← Ca ← Ga ← Ge (الأكثر)										
C. (lowest) K → Ca → Ga → Ge (highest)	C. (الأقل) Ge ← Ga ← Ca ← K (الأكثر)										
D. (lowest) Ca → Ga → Ge → K (highest)	D. (الأقل) K ← Ge ← Ga ← Ca (الأكثر)										

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. تُعرف 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.

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.



نصف القطر الأيوني يمكن أن تكتسب الذرات أو تفقد إلكترونًا واحدًا أو أكثر لتكوّن أيونات. ونظرًا لأن الإلكترونات سالبة الشحنة، فإن الذرات التي تكتسب الإلكترونات أو تفقد ذرات شحنة. ولهذا فإن الأيون عبارة عن ذرة أو مجموعة مترابطة من الذرات موجبة أو سالبة الشحنة. سنتعرف على الأيونات لاحقًا. أما الآن، ففكر في كيفية تأثير تكوّن الأيون في حجم الذرة.



الشكل 13 يختلف حجم الذرات اختلافًا كبيرًا عندما تكوّن أيونات. a. الأيونات الموجبة أصغر من الذرات المتعادلة المكونة لها. b. الأيونات السالبة أكبر من الذرات المتعادلة المكونة لها.

عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكوّن أيونات سالبة الشحنة، تصبح أكبر حجمًا. وتؤدي إضافة إلكترون إلى الذرة إلى زيادة التنافر الإلكترونيات بين الإلكترونات الخارجية للذرة بحيث ترغمها على التحرك أبعد. وتؤدي زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية إلى زيادة نصف القطر.

يوضح الشكل 13a كيف يتناقص نصف قطر الصوديوم عندما تكوّن ذرات الصوديوم أيونات موجبة في حين يوضح الشكل 13b كيف يزداد نصف قطر الكلور عندما تكوّن ذرات الكلور أيونات سالبة.

الاتجاهات عبر الدورات أنصاف الأقطار الأيونية لمعظم العناصر الرئيسية موضحة في الشكل 14. لاحظ أن العناصر الموجودة بيسار الجدول تكوّن أيونات موجبة صغيرة في حين تكوّن العناصر الموجودة بيمين الجدول أيونات سالبة كبيرة ووجه عام. عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، يقل حجم الأيونات الموجبة تدريجيًا. ثم بدايةً من المجموعة 15 أو 16 يتناقص أيضًا حجم الأيونات السالبة الأكبر حجمًا تدريجيًا.

الشكل 14 يوضح أنصاف الأقطار الأيونية لمعظم العناصر الرئيسية بالبيكومترا (pm). (10 ⁻¹² m).		1	2	13	14	15	16	17
1+	2+	Li 76	Be 31	B 20	C 15	N 146	O 140	F 133
3+	4+	Na 102	Mg 72	Al 54	Si 41	P 212	S 184	Cl 181



الشكل 15 يلخص الرسم التخطيطي الاتجاهات العامة في أنصاف الأقطار الأيونية.

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

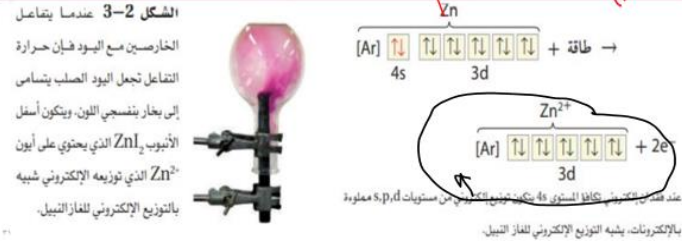
أيونات الفلزات ذرات الفلزات نشطة كيميائياً، لأنها تفقد إلكترونات التكافؤ بسهولة. تُعتبر الفلزات الموجودة في المجموعة 1 و 2 هي أكثر الفلزات نشاطاً كيميائياً في الجدول الدوري. على سبيل المثال، يكون البوتاسيوم والمغنسيوم وهما عنصران في المجموعة 1 والمجموعة 2 على التوالي، أيونات K^+ و Mg^{2+} . تكون أيضاً بعض ذرات المجموعة 13 أيونات. يتم تلخيص الأيونات التي تتكون عن طريق ذرات الفلزات من المجموعة 1 و 2 و 13 في الجدول 2.

عناصر تميل لتكوين أيونات موجبة (الفلزات)

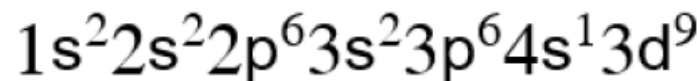
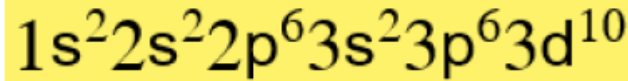
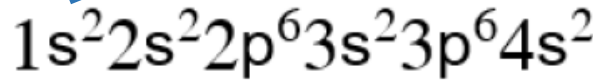
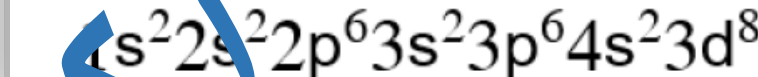
الجدول 2	أيونات المجموعات 1 و 2 و 13	المجموعة
1	ns^1 [غاز نبيل]	شحنة الأيون المكون
2	ns^2 [غاز نبيل]	شحنة الأيون المكون
13	$ns^2 np^1$ [غاز نبيل]	شحنة الأيون المكون

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

عناصر تميل لتكوين أيونات موجبة (الفلزات الانتقالية)



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



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

Using the figure below, if A represents an atom and B represents an ion of the same element, which of the following statements is TRUE?



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

استعملنا الشكل أدناه، إذا كان A يمثل ذرة و B يمثل أيون من نفس العنصر، أي العبارات التالية صحيحة؟

- A. الأيون موجب حيث أصبح القطر الأيوني أكبر عند فقدان الإلكترون.
- B. الأيون سالب حيث أصبح القطر الأيوني أكبر عند اكتساب إلكترون.
- C. الأيون سالب حيث أصبح القطر الأيوني أصغر بسبب انخفاض قوى التنافر الكهروستاتيكية.
- D. الأيون موجب حيث أصبح القطر الأيوني أكبر بسبب زيادة قوى التنافر الكهروستاتيكية.

(Cl=17, Sc=21, Ar=18, Ca=20)

أي الأزواج الآتية يتساوى في عدد الإلكترونات؟

Ar و Sc^{3+} Sc^{3+} و Ca Cl و Ca^{2+} Cl و Sc

18- ما الأيون المرجح لعنصر ترتيبه الإلكتروني: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$ ؟



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

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

-3

+2

+3

هناوي

الجدول 3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

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

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.



ذرة الكلور (Cl)



ذرة الأرجون (Ar)

أيون الكلوريد (Cl⁻)

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

الجدول 2-3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

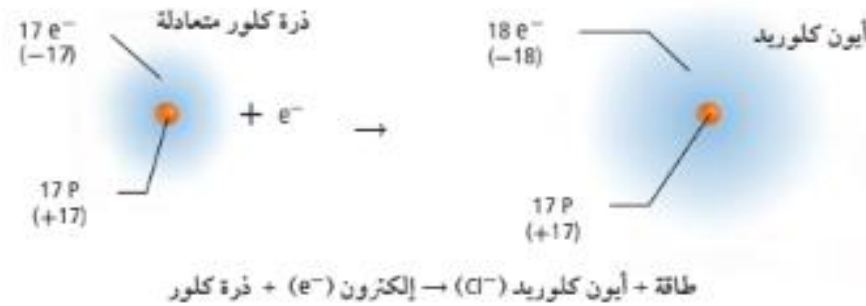
المجموعة	التوزيع الإلكتروني	شحنة الأيون المتكون
15	ns^2np^3 [غاز نبيل]	(-3) عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	ns^2np^4 [غاز نبيل]	(-2) عند اكتساب إلكترونين
17	ns^2np^5 [غاز نبيل]	(-1) عند اكتساب إلكترون واحد

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

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

4

في أثناء تكوّن أيون الكلوريد السالب تكتسب ذرة الكلور المتعادلة إلكترونًا، وينتج عن هذه العملية انبعاث 349 kJ mol^{-1} من الطاقة. **قارن** كيف تختلف الطاقة المصاحبة لتكوين أيون موجب، عن الطاقة المصاحبة لتكوين أيون سالب؟



أيون هيدروكسيد

تكوّن الرابطة الأيونية

ما العوامل المشتركة في التفاعلات الموضحة في الشكل 5؟ في كلتا الحالتين، تتفاعل العناصر بعضها مع بعض لتكوّن مركبًا. يوضح الشكل 5a التفاعل بين ذرات الصوديوم والكلور. خلال هذا التفاعل، تفقد ذرة الصوديوم إلكترون تكافؤها وتُصبح أيونًا موجبًا. تقبل ذرة الكلور الإلكترون في مستوى الطاقة الخارجي لها وتُصبح أيونًا سالبًا. تتجاذب الأيونات المختلفة الشحنات بعضها مع بعض مكونة المركب كلوريد الصوديوم. يُشار إلى القوة الإلكتروستاتيكية التي تجمع الجسيمات المختلفة الشحنات بعضها مع بعض في مركب أيوني بالرابطة الأيونية.

والمركبات التي تحتوي على روابط أيونية يُطلق عليها مركبات أيونية. إذا تكونت الروابط الأيونية بين فلزات والأكسجين اللافلزي) تتكون الأكسيدات ويُطلق على أغلب المركبات الأيونية الأخرى أملاح.

المركبات الأيونية الشائبة تحتوي آلاف المركبات على روابط أيونية. تكون الكثير من المركبات الأيونية ثنائية، وهذا يعني أنها تحتوي على عنصرين مختلفين فقط وتحتوي المركبات الأيونية الشائبة على كاتيون فلزي وأنيون لافلزي. يُعتبر كلوريد الصوديوم (NaCl) مركبًا ثنائيًا؛ لأنه يحتوي على عنصرين مختلفين، وهما الصوديوم والكلور. كما أنّ أكسيد المغنيسيوم (MgO) ناتج التفاعل الموضح في الشكل 5b. أيضًا مركب أيوني ثنائي.

الشحنات وتكوّن المركبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركبات الأيونية؟ للإجابة عن هذا السؤال، نخصص طريقة تكوين فلوريد الكالسيوم. إن الترتيب الإلكتروني للكالسيوم هو $[Ar]4s^2$. ويحتاج إلى فقد إلكترونين للوصول إلى الترتيب المستقر للأرجون. أما الترتيب الإلكتروني للفلور فهو $[He]2s^22p^5$. وينبغي أن يكتسب إلكترونًا واحدًا للوصول إلى الترتيب المستقر للنيون. ونظرًا لأن عدد الإلكترونات المفقودة واليكتسبة ينبغي أن يكون متساويًا، فإننا نحتاج إلى ذرتين من الفلور لقبول الإلكترونين المفقودين من ذرة الكالسيوم.

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

وكما نرى فإن الشحنة الكلية لوحدة واحدة من فلوريد الكالسيوم (CaF₂) تساوي صفر. الجدول 4 يلخص طرائق متعددة يمكن بها تمثيل تكوّن مركب أيوني، مثل: كلوريد الصوديوم

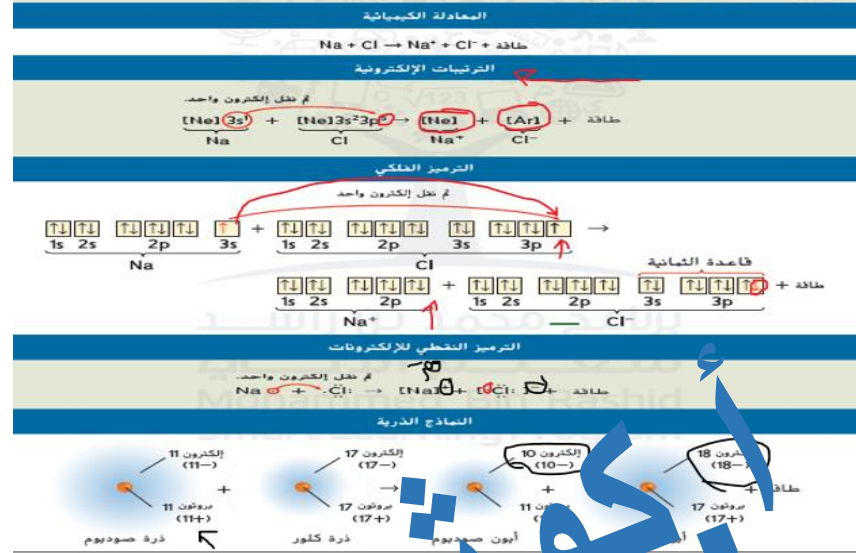
لنأخذ أكسيد الألمنيوم، الذي يتكون كطبقة بيضاء على كراسي الألمنيوم، كمثال آخر. للوصول إلى ترتيب الغاز النبيل، تفقد كل ذرة ألمنيوم ثلاثة إلكترونات وتكتسب كل ذرة أكسجين إلكترونين. ولهذا، يتطلب توفر ثلاث ذرات أكسجين لقبول الإلكترونات الستة المفقودة من ذرتي الألمنيوم. ويكون المركب المتعادل المتكوّن أكسيد الألمنيوم (Al₂O₃).

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

للتأكد من الصيغة الصحيحة نستخدم القانون التالي :

(شحنة العنصر * عدد الذرات) + (شحنة العنصر * عدد الذرات)

الجدول 4 تكوين كلوريد الصوديوم



مسائل للتدريب

وضح كيف تتكوّن مركبات الأيون من العناصر الآتية:

- الصوديوم والنيروجين.
- الليثيوم والأكسجين.
- الاسترانشيوم والفلور.
- الألمنيوم والكبريت.
- تحفيظ: وضح كيف يتحد عنصران من عناصر المجموعتين الميتين في الجدول الدوري لتكوين مركب أيوني؟

خصائص المركبات الأيونية

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

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

يستخدم نموذج لويس (الترميز النقطي للإلكترون) لتفسير كيف تتحد العناصر من مجموعات مختلفة لتكوّن مركبات أيونية
 bonds from the periodic groups combine to form an ionic compound

7. تفقد ثلاث ذرات من الصوديوم Na ثلاثة إلكترونات، واحدًا لكل منها، فتكوّن أيونات شحنتها +1. وتكتسب ذرة نيتروجين واحدة 3e⁻، فتكوّن أيونًا شحنته -3؛ لتجاذب الأيونات معًا وتنتج Na₃N، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة الصفر.

8. تفقد ذرتا Li إلكترونين، واحدًا لكل منهما، فتكوّن أيونات شحنتها +1. وتكتسب ذرة أكسجين واحدة 2e⁻، فتكوّن أيونًا شحنته -2. تتجاذب الأيونات لتنتج Li₂O، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة الصفر.

9. تفقد ذرة Sr 2e⁻، لتكوّن أيونًا شحنته +2، وتكتسب ذرتا F إلكترونين، واحدًا لكل منهما، فتكوّن أيونات شحنتها -1. تتجاذب الأيونات لتنتج SrF₂، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة الصفر.

10. تفقد ذرتا ألومنيوم ستة إلكترونات، ثلاثة لكل منهما، فتكوّن أيونات شحنتها +3. وتكتسب ثلاث ذرات S ستة إلكترونات؛ اثنين لكل منها، فتكوّن أيونات شحنتها -2. تتجاذب الأيونات لتنتج Al₂S₃، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة الصفر.

11. تفقد ثلاث ذرات في المجموعة 1 ثلاثة إلكترونات، إلكترونًا لكل منها، فتكوّن أيونات شحنتها +1. وتكتسب كل ذرة من المجموعة 15، ثلاثة إلكترونات، فتكوّن أيونًا شحنته -3. تتجاذب الأيونات لتنتج X₃Y، حيث X تمثل ذرة عنصر من المجموعة 1، وتمثل Y ذرة عنصر من المجموعة 15.

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

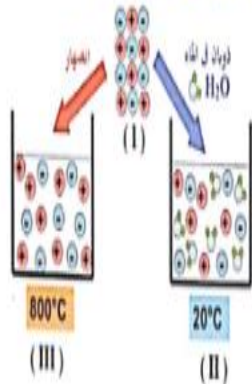
A

B

C

يُفسر الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية مثل درجات الانصهار والتوصيل الكهربائي (عندما تكون في الحالة الصلبة - أو منصهرة - أو مذابة في محلول) من خلال قوى التجاذب الأيونية. كما يُفسر الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية مثل درجات الانصهار والتوصيل الكهربائي (عندما تكون في الحالة الصلبة - أو منصهرة - أو مذابة في محلول) من خلال قوى التجاذب الأيونية.

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



أ. فقط (I)

ب. فقط (II)

ج. فقط (III)

د. فقط (I) و (II) و (III)

الجدول 5 درجات انصهار و غليان لبعض المركبات الأيونية

المركب	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
NaI	660	1304
KBr	734	1435
NaBr	747	1390
CaCl ₂	782	1600<
NaCl	801	1413
MgO	2852	3600

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. وصفت الكثير من البلورات، ومنها الأحجار الكريمة، بألوانها الزاهية، وذلك بسبب وجود فترات انتقالية في الشبكات

وتكون أيضًا البلورات أجسامًا هشة وقوية وصلبة بسبب قوى التجاذب

الكبيرة التي تثبت الأيونات في مكانها. عند تطبيق قوة كبيرة على البلورة - قوة كافية للتغلب على قوى التجاذب التي تثبت الأيونات في مكانها داخل البلورة -

تتهشم البلورة أو تنفقت إلى أجزاء كما في الشكل 9. لأن القوة الخارجية المُطبقة تحرك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مغايل بعض، مما يجعل قوى

التنافر تنفقت البلورة إلى أجزاء.



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

قوة التنافر تضعع وتكسر البلورة

قوة التنافر التي تكون الأيونات

متشابهة الشحنات في نفس البلورة.

إذا كانت القوة المُطبقة كبيرة بشكل كافٍ، فإنها تحرك الأيونات من مكانها.

قبل تطبيق القوة، يكون للبلورة نمط موحد من الأيونات.



البريل (Be₃Al₂(Si₆O₁₈)₂·12H₂O)



الباريت (BaSO₄)



الأرجونيت (CaCO₃)

ينتج عن التجاذبات القوية بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في مركب أيوني. تكون شبكة بلورية والشبكة البلورية عبارة عن ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد للجسيمات. تحاط كل أيون موجب في أي شبكة بلورية بأيونات سالبة وتحاط كل أيون سالب بأيونات موجبة. تتنوع البلورات الأيونية في الشكل بسبب الأحجام والأعداد النسبية للأيونات المترابطة كما هو موضح من خلال المعادن في الشكل 8.

التركيب البلوري للمعادن الموصلة الأيونية

الأنواع القليلة التي يدرسها أخصائيو المعادن والعلماء الذي يدرسون المعادن. وهم يستفيدون من العديد من مخططات التصنيف لترتيب آلاف المعادن غير المعروفة. وتُصنف هذه المعادن حسب اللون والخصائص البلورية والصلابة والخصائص الكيميائية والمغناطيسية والكهربائية والعديد من الخصائص الأخرى المستخدمة في تصنيف المعادن. ويمكن أيضًا استخدام أنواع الأيونات الموجودة في المعادن في التعرف عليها. على سبيل المثال، تمثل السيليكات أكثر من ثلث المعادن غير المعروفة، وهي معادن تحتوي على أيون يتألف من اتحاد السيليكون مع الأكسجين. تحتوي الهاليدات على أيونات الكلوريد والبروميد واليود. وتشمل فئات المعادن الأخرى الأيونات التي تحتوي على البورون والتي تعرف بالبورات والأيونات التي تحتوي على الأكسجين والكربون والتي تعرف باسم الكربونات.

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 جسيمات مشحونة ومن ثم فإن قدرتها على الحركة بحرية من عدمها تحد من توصيلها للكهرباء. ما كان المركب الأيوني يوصل الكهرباء أم لا. في الحالة الصلبة، تكون الأيونات الموجودة في المركب 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 المركبات الأيونية في المحلول وفي الحالة السائلة موصلات ممتازة للكهرباء. ويُطلق على المركب الأيوني الذي يوصل محلوله المائي التيار الكهربائي اسم "الإلكتروليت".

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

أ. موصل جيد للكهرباء

ب. قوى جذب ضعيفة بين الأيونات

ج. درجة انصهار عالية

د. درجة غليان منخفضة

كوتز هنداوي

وزاري

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

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

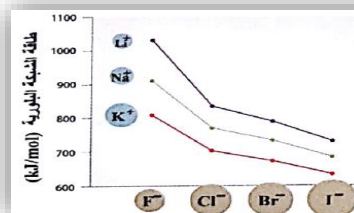
ما السبب الرئيس في اختلاف قيم طاقة الشبكة ما بين المركبين الأيونيين بالجدول أعلاه؟

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

1																	2	
3	4																	10
5	6																	16
11	12																	18
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	

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

- A. شحنات الأيونات
B. القطر الأيوني
C. السالبية كهربية للأيونات
D. عدد الأيونات

كيف تُقارن طاقة الشبكة البلورية للمركبين NaF ، MgO ؟طاقة الشبكة البلورية للمركب MgO أكبر منها للمركب NaF طاقة الشبكة البلورية للمركب MgO أقل منها للمركب NaF طاقة الشبكة البلورية للمركب MgO تُساوي طاقة الشبكةالبلورية للمركب NaF طاقة الشبكة للمركب NaF أربعة أمثالها في المركب MgO 20. طاقة الشبكة البلورية للمركب MgO أكبر أربع مرات من طاقة الشبكة البلورية للمركب NaF .

مستعينا بالشكل المجاور: أي الآتي صحيحاً؟

١. تتناسب طاقة الشبكة البلورية طردياً مع حجم الكاتيون وعكسياً مع حجم الأنيون
٢. تتناسب طاقة الشبكة البلورية عكسياً مع حجم الكاتيون وطردياً مع حجم الأنيون
٣. تتناسب طاقة الشبكة البلورية طردياً مع حجم كلاً من الكاتيون والأنيون
٤. تتناسب طاقة الشبكة البلورية عكسياً مع حجم كلاً من الكاتيون والأنيون

الطاقة والرابطة الأيونية

تتمثل الطاقة أو تُقاس أثناء التفاعل الكيميائي. في حالة امتصاص الطاقة أثناء التفاعل الكيميائي يكون التفاعل ماصاً للحرارة. وفي حالة إطلاق الطاقة، يكون التفاعل طارداً للحرارة. وتكون دائماً عملية تكون المركبات الأيونية من أيونات موجبة وأيونات سالبة عملية طاردة للحرارة. تكون قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة نظاماً أكثر استقراراً حيث تكون طاقتها أقل من طاقة الأيونات المفردة. وفي حالة امتصاص كمية الطاقة المتطلقة خلال تكون الرابطة، تتكسر الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والأيونات السالبة بعضها مع بعض.

طاقة الشبكة: نظراً لأن الأيونات في المركبات الأيونية ترتب في شبكة بلورية، فإن طاقة البلورية لتصل إلى صفر من الأيونات وأي مركب أيوني يسمى "طاقة الشبكة". وتتمثل قوة القوى التي تثبت الأيونات في مكانها من خلال طاقة الشبكة. فكلما كانت قوة طاقة الشبكة كبيرة، زادت قوة التجاذب.

ترتبط طاقة الشبكة مباشرة بحجم الأيونات المترابطة. وتكون الأيونات الأصغر مركبات ذات شحنات أيونية متقاربة المسافة كثيراً. ونظراً لأن القوة الإلكتروستاتيكية للتجاذب بين الشحنات المتضادة تزداد كلما قلت المسافة بين الشحنات، فإن الأيونات الصغيرة تنجذب بقوة أكبر بين الأيونات وتكون الطاقة الشبكية كبيرة. فعلى سبيل المثال: طاقة الشبكة البلورية لمركب كلوريد الليثيوم أكبر من تلك الموجودة في مركب كلوريد البوتاسيوم، نظراً لأن أيون الليثيوم أصغر من أيون البوتاسيوم.

الجدول 6 طاقات الشبكة البلورية للمركبات الأيونية

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

تأثير أيضاً قيمة طاقة الشبكة البلورية لشحنة الأيون. الرابطة الأيونية التي تتكون من شحنات أيونات ذات شحنة موجبة أو سالبة كبيرة يكون لها طاقة شبكة بلورية كبيرة. فمثلاً طاقة الشبكة البلورية للمركب MgO أكبر أربع مرات من تلك الموجودة في NaF . نظراً لأن شحنة الكاتيون في MgO أكبر من شحنة الكاتيون في NaF . بلغ قيمة طاقة الشبكة البلورية لمركب SrCl_2 قيمة متوسطة بين NaF و MgO . نظراً لأن SrCl_2 يتكون من أيونات بشحنات عالية و منخفضة.

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

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

الجدول 8 أيونات فلزية أحادية الذرة

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

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

يساوي عدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني عدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة من اللينة 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 .

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

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

التأكد من فهم النص حدد العلاقة بين شحنة الأيون وعدد تأكسده.

5. ما الصيغة الصحيحة للمركب الأيوني الناتج عن هاتين الذرتين؟



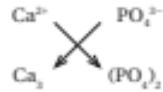
أ. X_2Y_5 ب. X_5Y_2 ج. X_2Y_3 د. X_3Y_2

مثال 3-3

صيغة مركب أيوني متعدد الذرات يستعمل المركب المكون من أيونات الكالسيوم والفوسفات س^ا. اكتب الصيغة الكيميائية لهذا المركب.

تحليل المسألة

تعلم أن أيونات الكالسيوم والفوسفات تكون مركبًا أيونيًا وصيغة هذا المركب مجهولة. لذا نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون مرفقًا بشحته الكهربائية. ولأن الكالسيوم من المجموعة الثانية، لذا يكون أيونًا موجبًا لثاني الشحنة $+2$ ، في حين أن أيون الفوسفات عديد الذرات، فيتفاعل بوصفه وحدة واحدة، وتكون شحته الكهربائية -3 .



حساب المطلوب

القاسم المشترك هو العدد الذي يقبل القسمة على مقدار شحنات الأيونات 2 و 3 وهو 6، لذا يتم نقل 6 إلكترونات. فيكون عدد الشحنات السالبة على أيونين من أيونات الفوسفات مساويًا لعدد الشحنات الموجبة على ثلاثة من أيونات الكالسيوم. ولكتابة الصيغة نضع أيون الفوسفات بين قوسين، ونضيف الرقم السفلي الصغير 2 إلى يمين القوسين، فتصبح الصيغة الصحيحة للمركب هي: $Ca_3(PO_4)_2$.

تقويم الإجابة

معادلة الشحنة الكهربائية في وحدة الصيغة لقوسفات الكالسيوم تساوي صفرًا.

$$3 Ca^{+2} + 2 PO_4^{-3} = 3(+2) + 2(-3) = 0$$

مسائل تدريبية

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكونة من الأيونات الآتية:

24. الصوديوم والنترات 25. الكالسيوم والكلورات 26. الألومنيوم والكربونات

27. تحفيز اكتب صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيونات العديدة الذرات المكون من الكربون والأكسجين فقط.

24. $NaNO_3$ 25. $Ca(ClO_3)_2$ 26. $Al_2(CO_3)_3$ 27. ستتنوع الإجابات، مثال: $MgCO_3$ 19. KI 20. $AlBr_3$ 21. $MgCl_2$ 22. Cs_3N 23. الصيغة العامة للمركب هي XY_2 ، حيث تمثل X عنصر

المجموعة 2، وتمثل Y عنصر المجموعة 17.

مثال 3-1

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المكون من البوتاسيوم والأكسجين.

تحليل المسألة

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



حساب المطلوب

نفسر البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا، في حين تكتسب ذرة الأكسجين إلكترونين. فإذا أخذ العنصران في المركب نسبة 1:2 فإن عدد الإلكترونات المفقودة من البوتاسيوم لن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من الأكسجين، لذا فإننا بحاجة إلى اثنين من البوتاسيوم لكل أيون من الأكسجين، فتصبح الصيغة الكيميائية K_2O .

تقويم الإجابة

معادلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية للمركب تساوي صفرًا.

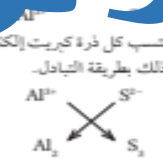
$$2 K^{+1} + 1 O^{2-} = 2(+1) + 1(-2) = 0$$

مثال 3-2

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المكون من أيونات الألومنيوم وأيونات الكبريتيد.

تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من الألومنيوم والكبريت وصيغة هذا المركب مجهولة. نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون في المركب. فالألومنيوم من المجموعة 13، يكون أيونًا موجبًا لثاني الشحنة $+3$ ، والكبريتيد من المجموعة 16 يكون أيونًا ثنائيًا سالب الشحنة -2 .



حساب المطلوب

إن أصغر عدد يمكن قسمة كل من 2 و 3 هو 6، لذا يتم نقل ستة إلكترونات. تستقبل ثلاث ذرات من الكبريت ستة إلكترونات تم تقديمها من ذرتي الألومنيوم. فتكون الصيغة الصحيحة للمركب هي Al_2S_3 . وهي توضح أن أيونين من الألومنيوم يرتبطان مع ثلاثة أيونات كبريت.

تقويم الإجابة

معادلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية لهذا المركب تساوي صفرًا.

$$2 Al^{+3} + 3 S^{2-} = 2(+3) + 3(-2) = 0$$

مسائل تدريبية

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات الآتية:

19. اليوديد والبوتاسيوم 20. البروميد والألمنيوم

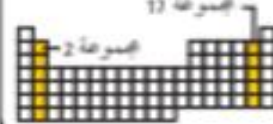
21. الكلوريد والمغنسيوم 22. النيتريد والسيزيوم

23. تحفيز اكتب الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي

يتكون من عنصري المجموعتين الميتن في الجدول

المقابل استخدم الرمز X ليمثل عنصرًا في المجموعة 2،

والرمز Y ليمثل عنصرًا في المجموعة 17.



وزاري

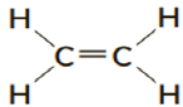
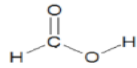
ما الصيغة الصحيحة للمركب الأيوني المكون من الأيونين Al^{3+} و SO_4^{2-} ؟

1. $AlSO_4$ 2. Al_2SO_4 3. $Al_2(SO_4)_3$ 4. $Al_3(SO_4)_2$

وزاري

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

أي الروابط التالية الخاصة بالجزيء الموضح أدناه، تحوي رابطة واحدة سيجما (σ) و رابطة واحدة باي (π) ؟



يحتوي على رابطة واحدة سيجما و خمس روابط باي

يحتوي على رابطة واحدة باي و خمس روابط سيجما

يحتوي على رابطتين باي و أربع روابط سيجما

يحتوي على رابطتين سيجما و أربع روابط باي

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

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

المركب	طول الرابطة (m)
Molecule	Bond length (m)
F_2	1.43×10^{-10}
O_2	1.21×10^{-10}
N_2	1.10×10^{-10}

- A. (weakest) $F_2 \rightarrow O_2 \rightarrow N_2$ (Strongest)
 B. (weakest) $O_2 \rightarrow F_2 \rightarrow N_2$ (Strongest)
 C. (weakest) $N_2 \rightarrow O_2 \rightarrow F_2$ (Strongest)
 D. (weakest) $O_2 \rightarrow N_2 \rightarrow F_2$ (Strongest)

- A. (الأضعف) $N_2 \leftarrow O_2 \leftarrow F_2$ (الأقوى)
 B. (الأضعف) $N_2 \leftarrow F_2 \leftarrow O_2$ (الأقوى)
 C. (الأضعف) $F_2 \leftarrow O_2 \leftarrow N_2$ (الأقوى)
 D. (الأضعف) $F_2 \leftarrow N_2 \leftarrow O_2$ (الأقوى)

قوة الروابط التساهمية

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

طول الرابطة يحدد قوة الرابطة التساهمية على المسافة بين النوى المتراصة ويطلق على المسافة بين نواتين مترابطتين في موضع الحد الأدنى للجذب **طول الرابطة** كما هو موضح في الشكل 10، وهو يحدد بواسطة أصنام الذرتين المترابطتين وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة بينهما. تدرج أطوال الرابطة لجزيئات الكلور (F_2) والأكسجين (O_2) والنيتروجين (N_2) في الجدول 1. لاحظ أنه عند زيادة عدد أزواج الإلكترونات المشتركة، ينقص طول الرابطة. يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضاً، فكلما كان طول الرابطة قصيراً، زادت قوتها. ولذا، تكون الرابطة الأحادية، كما في F_2 أضعف من الرابطة الثنائية كما في O_2 ، وبالمثل تكون الرابطة الثنائية الموجودة في O_2 أضعف من الرابطة الثلاثية في N_2 .

عدد الأزواج المشتركة	الجزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة	قوة الرابطة
1	F_2	تساهمية أحادية	$1.43 \times 10^{-10} \text{ m}$	تزداد
2	O_2	تساهمية ثنائية	$1.21 \times 10^{-10} \text{ m}$	تقل
3	N_2	تساهمية ثلاثية	$1.10 \times 10^{-10} \text{ m}$	تقل

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

8. ما نوع الروابط الموجودة في هذا الجزيء؟



1. رابطة سيجما و 1 رابطة باي

2. رابطة سيجما

رابطة سيجما (الروابط التساهمية الأحادية) يطلق عليها أيضاً روابط سيجما وتمثل بالحرف اليوناني سيجما (σ). تحدث الرابطة سيجما عندما يتواجد زوج من الإلكترونات المشتركة في المنطقة المتوسطة بين الذرتين، عندما تشارك الذرتان الإلكترونات، تتداخل أفلاك التكافؤ الذرية من النهاية إلى النهاية مما يركز الإلكترونات في فلك الربط بين الذرتين. فلك الربط هو منطقة محددة حيث يمكن على الأرجح وجود إلكترونات الربط. تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل الفلزي مع فلك آخر أو فلك p يتداخل فلكا p من النهاية إلى النهاية. تكون جزيئات الماء (H_2O) والأمونيا (NH_3) والميثان (CH_4) روابط سيجما كما هو موضح في الشكل 7.

أحادية | سيجما (σ)ثنائية | سيجما (σ) و 1 باي (π)ثلاثية | سيجما (σ) و 2 باي (π)

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

روابط ثنائية تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تتشارك زوجين من إلكترونات بين ذرتين على سبيل المثال، تتواجد ذرات عنصر الأكسجين فقط في ذرة جزيئات شائعة الغاز لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ ويسعى أن يحصل على إلكتروني إضافيين للوصول إلى توزيع الغاز البسيط كما هو موضح في الشكل 8. تكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تشارك كل ذرة أكسجين إلكترونين، وتشارك إلكتروني زوجين من الإلكترونات بين الذرتين.

روابط ثلاثية تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية عندما تتشارك ثلاث أزواج من الإلكترونات بين ذرتين. تحتوي جزيئات النيتروجين شائي الذرة (N_2) على رابطة تساهمية ثلاثية، تشارك كل ذرة نيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات مكونة رابطة ثالثة مع ذرة نيتروجين أخرى كما هو موضح في الشكل 8b.

رابطة باي (π) الرابطة التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما مع رابطة واحدة على الأقل تسمى رابطة باي بالحرف اليوناني (π) وهي تتكون عندما يتداخل الفلزي مع فلك آخر أو فلك p يتداخل فلكا p من النهاية إلى النهاية. تكون جزيئات الماء (H_2O) والأمونيا (NH_3) والميثان (CH_4) روابط سيجما كما هو موضح في الشكل 7.

روابط باي π
• تظهر في الروابط المتعددة
• تتلصق عن تداخل متوازي (جانبى)
• ضعيفة
• بين : • مستوى P مع P (مباين)

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

تسمية الجزيئات Naming Molecules

المقدمة ➔ **الهدف** تستعمل قواعد محددة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات، والأحماض الثنائية، والأحماض الأكسجينية.

الربط مع الحياة تعلم أن والده والدك هي جدتك، وأن أخت والدك هي عمك، بينما أخت والدك هي عمك. وكما أن هذه العلاقات تحكمها قواعد في تسميتها فكذلك تحكم تسمية الجزيئات مجموعة من القواعد.

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات Naming Binary Molecular Compounds

هناك العديد من الأسماء الشائعة للمركبات الجزيئية، إضافة إلى أسماها العلمية تبين تركيبها. فعدد كتابة الصيغة الجزيئية وتسمية الجزيئات تستعمل خطوات شبيهة بتلك التي استخدمت في المركبات الأيونية.

لنبدأ أولاً بالمركبات الجزيئية الثنائية الذرات. لاحظ أن المركبات الجزيئية الثنائية الذرات تتكون من لافترين فقط. فعل سبيل المثال، توضح القواعد التالية خطوات تسمية الغاز N_2O ، وهو غاز أكسيد ثاني النيتروجين ويستخدم في التخدير، واسمه الأكثر شيوعاً الغاز الضحك.

1. يظهر اسم العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية أولاً، ويظهر اسم العنصر الأول كاملاً. **N هو رمز النيتروجين.**

2. يُسمى العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية باستخدام جذر الاسم مع إضافة مقطع (يد). **O رمز الأكسجين ويظهر باسم أكسيد.**

3. تُستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة الجزيئية، وبين الجدول 3-4 قائمة بالبادئات الأكثر شيوعاً واستعمالاً. ونظراً إلى وجود ذرتي نيتروجين نستخدم البادئة "ثنائي".

الجدول 3-4	بادئات أسماء المركبات التساهمية		
عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	ساص (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (سابعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثامني)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تاسعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشاري)

مثال 2

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية قم بتسمية المركب P_2O_5 ، والمستخدم كعامل جفيف 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 حل المسألة

أولاً، قم بتحديد الجذر المشترك في المركب.

عنصر الأول، الممثل بالحرف P، هو الفوسفور.

فوسفور

أكسيد

عنصر الثاني في الصيغة، الممثل بالحرف O، هو الأكسجين. أضف المقطع يد إلى جذر الأكسجين.

أضف الاسم

أكسيد الفوسفور

الآن عدل الأسماء للإشارة إلى عدد ذرات العنصر في الجزيء.

خامس أكسيد ثنائي الفوسفور من الصيغة P_2O_5 أنت تعلم أن ذرتي فوسفور وخمس ذرات أكسجين تكوّن جزيء المركب.

سمّ كلاً من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

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

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



مثال 4-4

تركيب لويس لمركب تساهمي يحتوي روابط متعددة ثاني أكسيد الكربون هو ناتج عملية تنفس الخلايا في الجسم. ارسم تركيب لويس لجزيء CO_2 .

1 تحليل المسألة

يحتوي جزيء ثاني أكسيد الكربون على ذرة كربون وذرتي أكسجين. ولأن الكربون أقل جذبًا للإلكترونات المشتركة تصبح ذرة الكربون الفرة المركزية، وذرتا الأكسجين ذرات جانبية.

2 حساب المطلوب

لإيجاد العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ الموجودة

$$4 \text{ valence e}^- \times 1 \text{ atom C} + \frac{6 \text{ valence e}^-}{1 \text{ atom O}} \times 2 = 16 \text{ إلكترون تكافؤ}$$

لذا، فهناك 16 إلكترون تكافؤ متوافر للتربيط.

حدد عدد مواقع الترابط الكلي بناءً على عدد الإلكترونات المتوافرة على 2.

$$\frac{16 \text{ إلكترونات}}{2 \text{ إلكترونات/زوج}} = 8 \text{ أزواج}$$

هناك 8 أزواج من الإلكترونات متوافرة للتربيط.



لتحديد عدد الأزواج التي يجب طرح عدد الإلكترونات المستخدمة في الروابط من المجموع الكلي لأزواج الإلكترونات غير الرابطة. $8 \text{ أزواج (المجموع الكلي)} - 2 \text{ زوجين مستخدمين} = 6 \text{ أزواج غير رابطة}$



6 أزواج (المجموع الكلي) - 6 أزواج مستخدمة = 0 أزواج غير رابطة

تفحص التركيب غير المكتمل، وبين مواقع الأزواج غير الرابطة. لاحظ أن ذرة كربون ليس لها ثمانية إلكترونات ولا توجد أزواج إلكترونات إضافية متاحة. ولحصول ذرة الكربون على ثمانية إلكترونات، يجب أن يكون لها روابط ثنائية.

استخدم زوجًا غير مرتبط من كل ذرة أكسجين لتكوين رابطة ثنائية مع ذرة الكربون



3 تقويم الإجابة

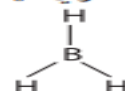
حقق كل من الكربون والأكسجين القاعدة الثمانية.

مسائل تدريجية

39. ارسم تركيب لويس للإثيلين C_2H_4 .

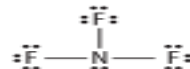
40. تحفيز يحتوي جزيء ثاني كبريتيد الكربون على أزواج غير مرتبطة وأزواج مرتبطة متعددة. ارسم تركيب لويس للجزيء

37. ارسم تركيب لويس لجزيء BH_3 .



38. تحفيز يحتوي جزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين على عدد

من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس للجزيء.



تراكييب لويس على الرغم من سهولة رسم تراكييب لويس لمعظم المركبات المكونة من اللافلزات إلا أنه من المفيد أن نتبع خطوات منتظمة لعمل ذلك؛ فكلما أردت أن ترسم تركيب لويس اتبع الخطوات المبينة في استراتيجية حل المسألة.

استراتيجية حل المسألة

رسم تراكييب لويس

1. توقع موقع ذرات معينة.

تكون الذرة التي لها أقل جذب للإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. ويكون هذا المنصهر أقرب إلى الجهة اليسرى من الجدول الدوري، وفي الغالب يكون مكان الذرة المركزية في مركز الجزيء، كما أنه يحيط بها أكبر عدد من الذرات في الجزيء. وعليه فإن باقي الذرات في الجزيء هي ذرات جانبية.

يكون الهيدروجين دائمًا ذرة جانبية لأنه يشارك بزوج واحد من الإلكترونات، ويتصل بذرة واحدة فقط.
2. حدد عدد الإلكترونات المتوافرة لتكوين روابط. إذ يساوي هذا العدد الكلي للإلكترونات تكافؤ الذرات الموجودة في الجزيء.
3. حدد عدد أزواج إلكترونات الربط. ولتحديد هذا العدد اقم عدد الإلكترونات المتوافرة للربط على 2.
4. حدد أماكن أزواج الربط. ضع زوج تربيط واحدًا (رابطة واحدة) بين الذرة المركزية كل ذرة جانبية.
5. حدد عدد أزواج إلكترونات الترابط المتبقية. ولتحديد ذلك اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة الرابعة من العدد الكلي للأزواج في الخطوة الثالثة. حيث تبين الأزواج المتبقية عدد الأزواج غير المترابطة والأزواج المستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية، ثم ضع الأزواج غير المترابطة حول كل ذرة جانبية (ما عدا الهيدروجين) مرتبطة مع الذرة المركزية لتحقيق القاعدة الثمانية، ثم ضع أي أزواج إضافية على الذرة المركزية.
6. حدد ما إذا كانت الذرة المركزية تحقق القاعدة الثمانية.

هل الذرة المركزية محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا كان الجواب لا فإنها لا تحقق القاعدة الثمانية. ولتحقيق القاعدة الثمانية حول زوجًا أو زوجين من الأزواج غير المترابطة في الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والذرة المركزية، تبقى هذه الأزواج مرتبطة مع الذرة الجانبية، وكذلك مع الذرة المركزية. تذكر أن الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت عادة ما تكون روابط ثنائية وثلاثية.

طابق الاستراتيجية

افهم الأمثلة 3-4 و 4-4 لمعرفة كيف طبقت هذه الخطوات في حل المسائل.

مثال 3

بنية لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية الأمونيا هي مادة خام تستخدم في تصنيع الكثير من المنتجات، بما في ذلك الأسمدة ومنتجات التنظيف والمنظفات. ارسم بنية لويس للأمونيا (NH_3) .

1 تحليل المسألة

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

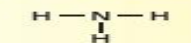
2 حساب المجهول

$$1 \text{ N atom} \times \frac{5 \text{ valence electrons}}{1 \text{ N atom}} + 3 \text{ H atoms} \times \frac{1 \text{ valence electron}}{1 \text{ H atom}} = 8 \text{ electrons}$$

تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

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

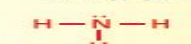
يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.



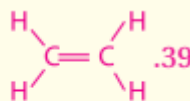
حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

4 أزواج إجمالي - 3 أزواج مستخدمة - زوج واحد متبقي

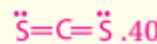
ينبغي أن يضاف الزوج المتبقي (زوج غير مرتبط) إلى الذرات الطرفية أو للذرة المركزية. ونظرًا لأن ذرة الهيدروجين يكون لها رابطة واحدة فقط، فليس لديها أزواج غير مرتبطة.



ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.



39.



40.

