

هيكل مادة الكيمياء الصف العاشر الفصل الأول

لكل أمنية موعد حقق
ذلك
باجتهادك

2025

أ. كوثر هنداوي

دعواتكم

Academic Year	2025/2026
العام الدراسي	
Term	1
الفصل	
Subject	Chemistry /bridge
المادة	الكيمياء / جسر
Grade	10
الصف	
Stream	Advanced
المسار	المتقدم

وزاري

نموذج بور للذرة

The comparison between Bohr and quantum mechanical models of the atom

models of the atom

What explains the emission of ray's series in the figure below?

ما الذي يفسر انبعاث سلاسل الأشعة في الشكل أدناه؟

An electron dropping from a higher-energy

سقوط الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أدنى

orbit to a lower-energy orbit

1.

An electron transfer from a lower-energy orbit to

انتقال الإلكترون من مستوى طاقة أدنى إلى مستوى طاقة أعلى

2.

a higher-energy orbit

The movement of an electron around the nucleus

دوران الإلكترون حول النواة في نفس مستوى الطاقة

3.

in the same orbit

The presence of the hydrogen atom in the ground state

تواجد ذرة الهيدروجين في الحالة الأرضية

4.

ماذا تسمى الحالة التي تكون الذرة فيها عندما تكتسب طاقة وفقاً لنموذج بور؟

A. الحالة الأرضية

B. الحالة المستثارة

C. الحالة الثابتة

D. حالة انبعاث الإشعاع

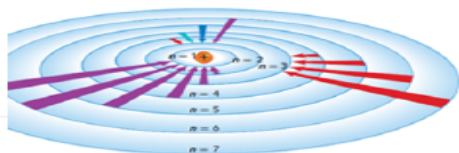
فسر النموذج المزدوج موجة - جسيم الخاص بالضوء عدة ظواهر لم يكن من الممكن تفسيرها من قبل، ولكن لا يزال العلماء لا يفهمون العلاقات بين البنية الذرية والإلكترونات وطيف الانبعاث الذري. نذكر أن طيف انبعاث الهيدروجين منفصل، أي أنه يتكون فقط من ترددات ضوئية محددة. ما السبب الذي يجعل طيف الانبعاث الذري للعناصر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



وزاري

ما اسم سلسلة الطيف التي تتبع عندما يعود الإلكترون من مستوى أعلى طاقة إلى مستوى الطاقة $n=2$ ؟



المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.01.001

Lyman

ليمان

Balmer

بالمر

Paschen

باشن

انتقال الإلكترون اعتمادًا على نموذج بور الموضح في الشكل 1-22، ما نوع انتقالات الإلكترون التي تُنتج سلاسل فوق بنفسجية في سلسلة ليمان لذرة الهيدروجين؟

سلاسل الضوء المرئي (بالمر)



السلاسل فوق البنفسجية (ليمان)

السلاسل تحت الحمراء (باشن)

الشكل 1-22

تحدث سلسلة ليمان Lyman بسبب انتقال الإلكترون من مستويات بور عالية الطاقة إلى المستوى $n=1$.

الجدول 1 وصف بور لذرة الهيدروجين

المدار الذري لبور	رقم الكم	نصف قطر المدار (nm)	مستوى الطاقة الذري المتوافق	الطاقة النسبية
الأول	$n = 1$	0.0529	1	E_1
الثاني	$n = 2$	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
الثالث	$n = 3$	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	$n = 4$	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	$n = 5$	1.32	5	$E_5 = 25E_1$
السادس	$n = 6$	1.90	6	$E_6 = 36E_1$
السابع	$n = 7$	2.59	7	$E_7 = 49E_1$

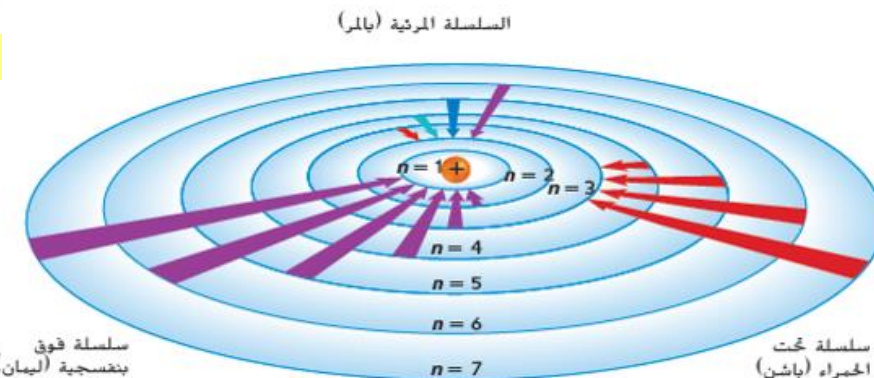
وحتى يكمل حساباته، حدد بور عددًا، n ، يسمى **رقم الكم** لكل مدار. كما قام أيضًا بحساب نصف قطر كل مدار. بالنسبة للمدار الأول، أقرب المدارات للنواة، $n = 1$ وقطر المدار 0.0529 nm ؛ بالنسبة للمدار الثاني، $n = 2$ ونصف قطر المدار هو 0.212 nm ، وما إلى ذلك. يوضح الجدول 1 مزيداً من المعلومات حول وصف بور لمدارات ذرة هيدروجين المسموح بها ومستويات الطاقة.

طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين: افترض بور أن ذرة الهيدروجين توجد في الحالة الأرضية، وتسمى أيضًا مستوى الطاقة الأول. حين يكون الإلكترون الوحيد لها في مستوى الطاقة $n = 1$ في الحالة الدنيا لا تنبعث أي طاقة من الذرة. حين تضاف الطاقة من مصدر خارجي، ينتقل الإلكترون لمستوى طاقة أعلى، مثل مستوى الطاقة $n = 2$ الموضح في الشكل 11. انتقال الإلكترون هذا يجعل الذرة في حالة مستثارة. حين تكون الذرة في حالة مستثارة، يمكن أن يسقط الإلكترون من المستوى ذو الطاقة الأعلى إلى مستوى طاقة أقل نتيجة لهذا الانتقال، ينبعث من الذرة فوتون يتطابق مع الفرق في الطاقة بين المستويين.

$$\Delta E = E_{\text{فوتون}} = E_{\text{مستوى الطاقة الأدنى}} - E_{\text{مستوى الطاقة الأعلى}} = h\nu$$

الشكل 11 حين يسقط إلكترون من مستوى ذو طاقة أعلى إلى مستوى ذو طاقة أقل، ينبعث فوتون. تتوافق سلاسل الأشعة فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر) وتحت الحمراء (باشن) مع سقوط الإلكترونات إلى $n = 1$ ، $n = 2$ ، $n = 3$ على التوالي.

ليمان من الأعلى إلى المستوى الأول
بالمر من الأعلى إلى المستوى الثاني
باشن من الأعلى إلى المستوى الثالث
الاسماء حفظ

سلسلة فوق
بنفسجية (ليمان)سلسلة تحت
الحمراء (باشن)

فيما يتعلق بالمستويين الفرعيين $1s$ و $2s$ أي مما يأتي صحيح؟

كلاهما له شكل مختلف عن الآخر	1	1 فقط	1 و 2
المستوى الفرعي $2s$ أكبر حجمًا من $1s$	2		
كلاهما يختلف في عدد الأفلاك	3	2 فقط	2 و 3

تحتوي ذرة عنصر الفوسفور (P) على عدد إجمالي من الإلكترونات يساوي **15 إلكترون**.
عدد أي مستوى طاقة فرعي ممتلئ جزئيًا.

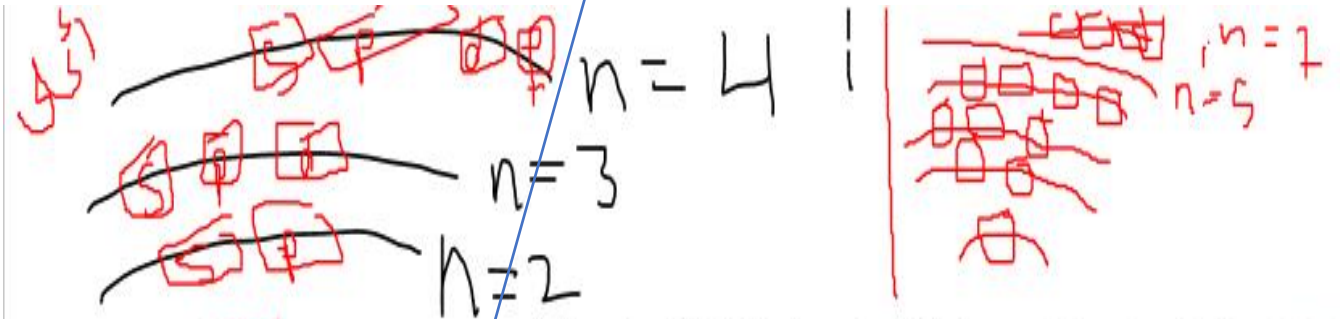
2s

3p

2p

4s

هناك
أولي

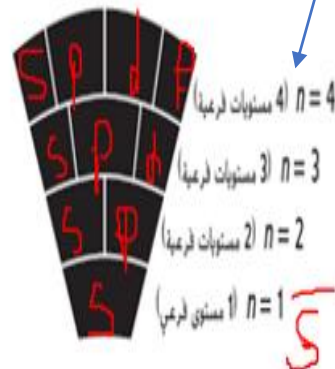


رقم الكم الرئيس نذكر أن نموذج بور الذري يعين أعداداً كمية لمستويات الطاقة للإلكترونات. وبالمثل فإن نموذج ميكانيكا الكم يعين أربعة أعداد كمية للأفلاك الذرية. الأول هو رقم الكم الرئيس (n) ويشير إلى الحجم النسبي للأفلاك الذرية وطاقتها. وبزيادة n يصبح الفلك أكبر، وبفضي الإلكترون وقتاً أطول بعيداً عن النواة، وتزيد طاقة الذرة. لذلك نحدد n مستويات الطاقة الرئيسة للذرة. كل مستوى طاقة أساسي يسمى مستوى الطاقة الرئيس. يتم تعيين رقم كمي رئيسي وهو 1 لمستوى الطاقة الرئيس الأقل للذرة. حين يشغل الإلكترون الوحيد لذرة الهيدروجين فلك نكون فيه $n = 1$. تكون الذرة في حالتها المستقرة. ثم التنبؤ بما يصل إلى 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين، مما يمنح n فيما تبدأ من 1 حتى 7.

يرمز لها بالرموز s, p, d, f

مستويات الطاقة الفرعية تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على مستويات طاقة فرعية. بتكون مستوى الطاقة الرئيس 1 من مستوى فرعي واحد، بتكون مستوى الطاقة الرئيس 2 من مستويين فرعيين، ويتكون مستوى الطاقة الرئيس 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 الرئيس تزيد بزيادة n .

المستويات الفرعية للطاقة = رقم مستوى الطاقة الرئيس

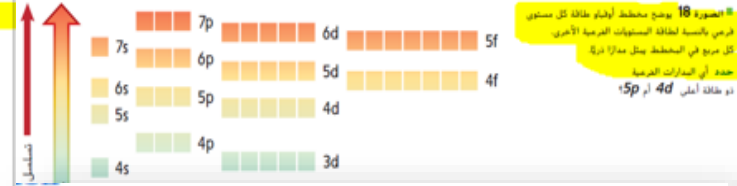


التوزيع الإلكتروني في الحالة الدنيا

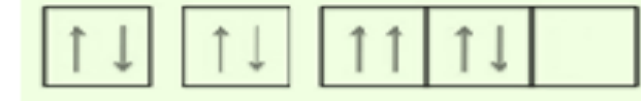
حين تفكر في أن الذرات ذات العناصر الأثقل تحتوي على أكثر من 100 إلكترون. فإن فكرة تحديد الترتيب الإلكتروني في الذرات ذات الإلكترونات الكثيرة تبدو شاقة. لحسن الحظ، فإنه يمكن وصف جميع الذرات بمدارات شبيهة بمدار الهيدروجين، مما يسمح لنا بوصف ترتيب وتوزيع الإلكترونات في الذرات باستخدام قواعد محددة قليلة.

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

مبدأ أوفباو ينص مبدأ أوفباو على أن كل إلكترون يشغل أقل مدار متاح للطاقة. لذا، تكون أول خطوة لتحديد التوزيع الإلكتروني في الحالة الدنيا للعنصر هو تعلم تسلسل المدارات الذرية من الطاقة الأقل إلى الطاقة الأعلى. يرد هذا التسلسل المعروف بمخطط أوفباو في الصورة 11. يمثل كل مربع في الشكل مداراً ذرياً.



فيما يتعلق بالترتيب الإلكتروني بطريقة مخطط الأوربิทัล أذن، أي مما يأتي صحيح؟



يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع مبدأ باولي للاستبعاد فقط

يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع مبدأ أولغباو فقط

يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع قاعدة هوند و مبدأ أوفباو

يتعارض هذا الترتيب الإلكتروني مع قاعدة هوند و مبدأ باولي للاستبعاد

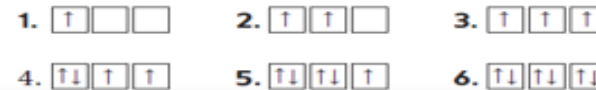
الصفة	مثال
كل المدارات المتعلقة بمستوى طاقة فرعي يكون لها نفس الطاقة.	كل مدارات $2p$ الثلاثة لها نفس الطاقة.
في الذرة متعددة الإلكترونات، تختلف طاقات المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس.	الطاقة في مدارات $2p$ الثلاثة أعلى من المدار $2s$.
مع أجل زيادة الطاقة، يكون تسلسل مستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى الطاقة الرئيس هو s, p, d, f .	بيان أن $n = 4$ يكون تسلسل المستويات الفرعية للطاقة هو $4s, 4p, 4d, 4f$.
يمكن للمدارات المتعلقة والمستويات الفرعية للطاقة ضمن مستوى طاقة رئيس واحد التفاعل مع المدارات المتعلقة بمستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى رئيس آخر.	يستلزم المدار المتعلق بالمستوى الفرعي $4s$ لفترة طاقة أقل من المدارات الخمسة المتعلقة بالمستوى الفرعي $3d$.

الجدول 3 يلخص عدة سمات من مخطط أوفياو بالرغم من أن مبدأ أوفياو يصف التسلسل الذي تبدأ به المدارات بالإلكترونات، فمن المهم معرفة أن الذرات لا تبنى إلكترونون إلكترون.

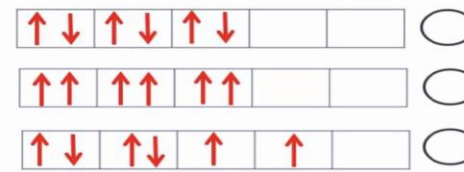
مبدأ باولي للاستبعاد يمكن تمثيل الإلكترونات في المدارات بأسماء في مربعات. لكل إلكترون له دورة محددة ورسمتها على ما يليه الطريقة التي تدور بها القبة في محيطها. يمكن للإلكترون المدار في اتجاه واحد أو اتجاهين كائنه. يمثل السهم الذي يشير لأعلى $\uparrow$ دوران الإلكترون في اتجاه واحد، والسهم الذي يشير لأسفل $\downarrow$ يمثل دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. يمثل الصندوق الفارغ $\square$ المدار غير مشغول. ويمثل المربع الذي يحتوي على $\uparrow$ وحده $\uparrow$ مداراً ذو إلكترون واحد. ويمثل المربع الذي يحتوي على $\uparrow\downarrow$ السهمين لأعلى وأسفل $\uparrow\downarrow$ مداراً مزدوجاً. متتلاً.

يتميز مبدأ بولي للاحتكاك على البدار الذي يحدث يمكن أن يشغله إلكترونات فقط كحد أقصى ولكن فقط إذا كانت الإلكترونات تدور بشكل متعاكس. اقترح العيرباتي المساوي ولجناح بولي (1900-1958) أن الإلكترونات في الحالة المستقرة. البدار الذي يحتوي على إلكترونات مزدوجة تدور بشكل متعاكس كالإلكترونات $1s$ لأن كل إلكترون يمكن أن يحدد أقصى على إلكترونين، فإن أقصى د من الإلكترونات مرتبط بكل مستوى طاقة مساوي $2n^2$

قانون هوند: إن حقيقة أن الإلكترونات عالية الشحنة تجذب بعضها البعض، فإنها لا تؤثر على الإلكترونات في مدارات الطاقة المتعددة تنص قاعدة هوند على أن الإلكترونات تملأ المدارات بالطريقة بحيث أن تشغل كل مدار متعادل الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات أي مدار آخر. على سبيل المثال، افترض أن البرمبات التالية تمثل المدارات $2p$ يدخل إلكترون واحد كل مدار من مدار $2p$ الثلاثة قبل أن يدخل إلكترون ثانٍ إلى أي من المدارات. أوضح فيما يلي التسلسل الذي تشغل به ستة إلكترونات ثلاث مدارات p .

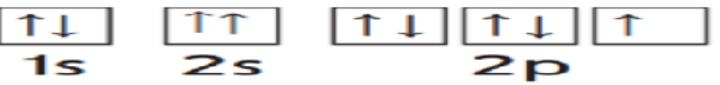
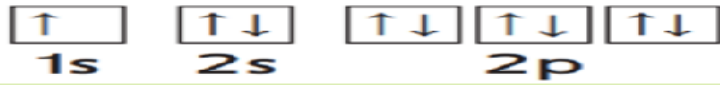


تقويم: حدد الشكل المناسب لترتيب **6 إلكترون** حسب **قاعدة هوند** هو :

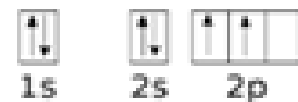
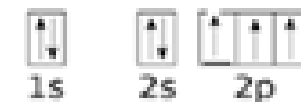
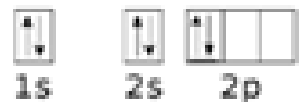


كل ما سبق غير صحيح .

أي من الترتيبات الإلكترونية أدناه لا يتفق مع مبدأ أوفباو؟



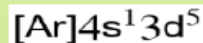
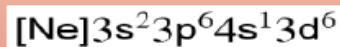
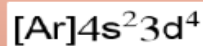
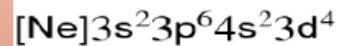
من أشكال مخططات الإملاء التالية تخالف قاعدة هوند؟



وزاري

ما الترتيب الإلكتروني لعنصر الكروم (Cr) في الحالة المستقرة

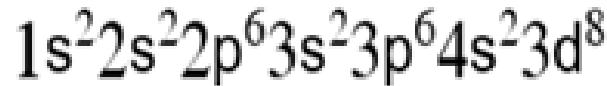
باستخدام ترميز الغاز النبيل؟ العدد الذري للكروم = 24



عنصر الخارصين (Zn) عدده الذري يساوي 30 وترتيبه الإلكتروني هو:



للغاز شبه النبيل لأيون هذا العنصر Zn^{2+} ؟



1.



2.



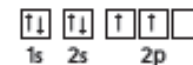
3.



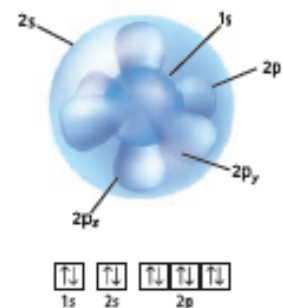
ترتيب الإلكترونات

يمكنك أن تكتب الترتيب الإلكتروني للذرة مستخدماً إحدى الطريقتين، مخطط الأفلاك أو ترميز الترتيب الإلكتروني

مخطط الأفلاك، كما ذكرنا من قبل، يمكن تمثيل الإلكترونات في الأفلاك بأشهر في مربعات. يسمى كل مربع برقم الكم الرئيس والمستوى الفرعي المرتبط بالفلك. على سبيل المثال، يحتوي مخطط الأفلاك للذرة الكربون في الحالة المستقرة الموضح أدناه على إلكترونين في الفلك $1s$ ، وإلكترونين في الفلك $2s$ ، وإلكترون واحد في الثاني من الثلاثة أفلاك المستقلة $2p$. بينما يظل الفلك الثالث $2p$ غير مشغول.



ترميز الترتيب الإلكتروني، يعين ترميز الترتيب الإلكتروني مستوى الطاقة الرئيس ومستوى الطاقة الفرعي المرتبط بكل مستوى من مستويات الذرة ويتضمن رقماً فوقياً يمثل عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي. على سبيل المثال فإن ترميز الترتيب الإلكتروني للذرة الكربون في الحالة المستقرة يكتب على النحو التالي $1s^22s^22p^2$. ويوضح الجدول 4 مخططات الأفلاك وترتيب الترتيب الإلكتروني للعناصر الموجودة في الدورات الأولى والثانية من الجدول الدوري. لاحظ الشكل 9، تتداخل الأفلاك $1s$ ، $2s$ ، $2p_x$ ، $2p_y$ و $2p_z$ التي تم توضيحها سابقاً في الشكل 9.

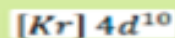


■ الشكل 19: تداخل الأفلاك $1s$ ، $2s$ ، و $2p$ للذرة الكربون. لاحظ كم عدد الإلكترونات في ذرة الكربون.

الجدول 4 الترتيب الإلكتروني ومخططات أفلاك العناصر 1-10

العنصر	العدد الذري	مخطط الفلك	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	رمز الترتيب الإلكتروني
الهيدروجين	1		$\uparrow\downarrow$					$1s^1$
الهيليوم	2		$\uparrow\downarrow$					$1s^2$
الليثيوم	3		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$				$1s^2 2s^1$
البريليوم	4		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$				$1s^2 2s^2$
البورون	5		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$			$1s^2 2s^2 2p^1$
الكربون	6		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$		$1s^2 2s^2 2p^2$
النيتروجين	7		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^3$
الأكسجين	8		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$
الفلور	9		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$
النيون	10		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$

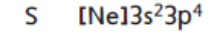
ما الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل للذرة الكاديوم Cd عندما تفقد $2e^-$ ؟



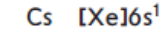
وزاري

إلكترونات التكافؤ

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



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



هياكل الإلكترونات النقطية نظرًا لاشتراك إلكترونات التكافؤ في تشكيل روابط كيميائية، غالبًا ما يمثل الكيميائيون ذلك مرئيًا باستخدام طريقة مختصرة بسيطة تسمى هيكل الإلكترونات النقطية. يتكون هيكل الإلكترونات النقطية للذرة من رمز العنصر الذي يمثل النواة والإلكترونات المستوى الداخلي، التي تحيط بها نقاط تمثل كل إلكترونات التكافؤ للذرة. ابتكر الكيميائي الأمريكي ج.ن. لويس (1875-1946) الطريقة أثناء إلقائه محاضرة كيمياء بالكلية عام 1902. عند كتابة هيكل الإلكترونات النقطية 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 التوزيع الإلكتروني في الحالة الدنيا وهيكل الإلكترونات النقطية للعناصر في الدورة الثانية في الجدول 6.

الجدول 6 التوزيع الإلكتروني والهيكل النقطي

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني	هيكل الإلكترون النقطي
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 مسألة 3

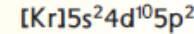
هياكل الإلكترونات النقطية: تحتوي بعض أنواع معجون الأسنان على فلوريد قصديري، وهو مركب مكون من القصدير والفلور. ما هو هيكل الإلكترونات النقطية للإلكترونات لعنصر القصدير؟

1 حلّ المسألة

ارجع للجدول الدوري وحدد العدد الإجمالي للإلكترونات في ذرة القصدير. اكتب التوزيع الإلكتروني للقصدير وحدد عدد إلكترونات التكافؤ به. ثم استعن بقواعد هياكل الإلكترونات النقطية لرسم الهيكل النقطي للإلكترونات بالقصدير.

2 أوجد القيمة المجهولة

العدد الذري للقصدير هو 50 وبالتالي للقصدير 50 إلكترونًا.



اكتب التوزيع الإلكتروني للقصدير مستخدمًا ترميز الغاز الخامل. أقرب غاز خامل هو Kr

الإلكترونين في المدارين 5s و 5p (الإلكترونات في المدارات المرتبطة بمستوى طاقة الرئيس تمثل إلكترونات التكافؤ الأربعة للقصدير.

ارسم إلكترونات التكافؤ الأربعة حول الرمز الكيميائي للقصدير (التي توضح هيكل الإلكترونات النقطية). Sn·

26

ارسم التمثيل النقطي لإلكترونات العناصر التالية:

- a. الماغنسيوم Mg
b. الثاليوم Tl
c. الزينون Xe
:Xe:

27

تحتوي ذرة عنصر على 13 إلكترونًا. ما هذا العنصر؟ وكم إلكترونًا يظهر في التمثيل النقطي للإلكترونات؟

الألومنيوم؛ 3 إلكترونات.

28

تحفيز يُحتمل أن يكون عنصر في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة والضغط الجوي العادي أحد العناصر الآتية: الهيدروجين، أو الهيليوم، أو النيتروجين، أو الأكسجين، أو الفلور، أو النيون. ما هذا العنصر إذا علمت أن التمثيل النقطي الإلكتروني له $\cdot X \cdot$ ؟

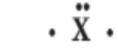
الهيليوم He

90. ما العنصر الذي قد يكون ندرته التمثيل النقطي للإلكترونات

للحالة المستقرة والموضحة في الشكل 1-25؟

- a. المنجنيز
b. الأنثيمون
c. الكالسيوم
d. الساماريوم

(b)

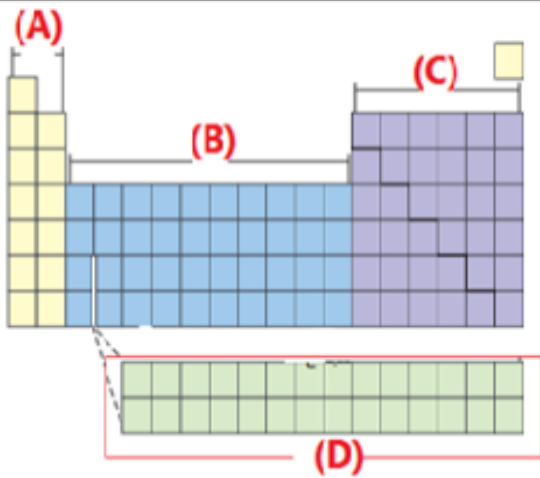


الشكل 1-25

CHM.5.1.01.010.01 يصف الخصائص العامة للفلزات واللافلزات وأنصاف الفلزات واستخداماتها

وزاري

أي منطقة تشير إلى **المجمّع f-** في الشكل الموضح أدناه ؟

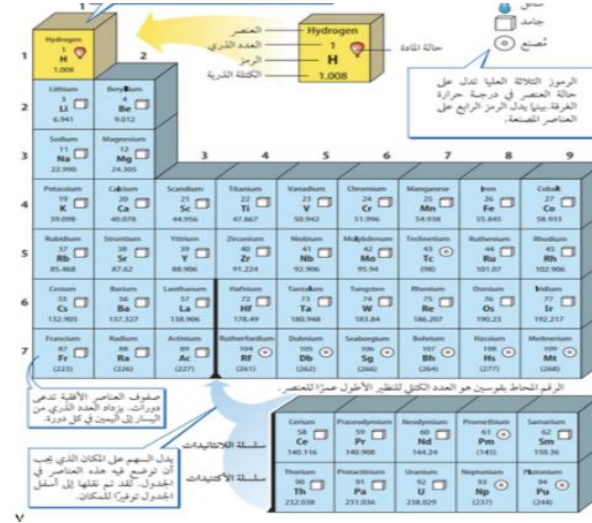


1. ما العناصر التي تُستخدم عادةً لصناعة

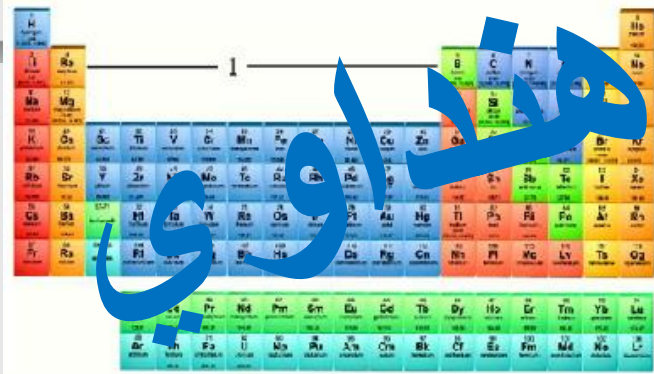
رقائق الحاسب والخلايا الشمسية ؟

أ. الفلزات ب. اللافلزات

ج. أشباه الفلزات د. الغازات النبيلة



ما الاسم الذي يُطلق على العناصر الموجودة في الجزء 1 في الجدول الدوري أدناه؟



اللافلزات

أشباه الفلزات

الفلزات الانتقالية

الغازات النبيلة

نص الكتاب + الشكل 5



الفلزات الانتقالية والفلزات الانتقالية الداخلية تُقسم العناصر الانتقالية إلى فلزات انتقالية وفلزات انتقالية داخلية. وتعرف الفلزات الانتقالية الداخلية بسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات. وتقع أسفل الجدول الدوري. وتوجد العناصر الانتقالية الأخرى في المجموعات 3-10.

الجدول الدوري. وقد تم تقسيمها بالرموز الصفراء، كما في الشكل 5-2، وغالبًا ما تكون اللافلزات غازات أو مواد صلبة غير متعادلة، وتعد رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء. أما البروم Br فهو اللافلز الوحيد السائل في درجة حرارة الغرفة. ويعد الأكسجين أكثر العناصر وفرة في جسم الإنسان، حيث يشكل 65% من كتلته. وتتألف المجموعة 17 من عناصر شديدة التفاعل تعرف باسم الهالوجينات. وتكون الهالوجينات عادة - كما في المجموعتين 1 و 2 - في صورة مركبات. وتضاف المركبات التي تحتوي على الفلور إلى معجون الأسنان وماء الشرب لحماية الأسنان من التسوس. وتسمى عناصر المجموعة 18 الخاملة جدًا **الغازات النبيلة**، وتستخدم في المصابيح الكهربائية وإشارات (لوحات) النيون.

أشباه الفلزات تُعرف العناصر في المربعات الخضراء على جانبي الخط المتعرج في الشكل 5-2 بأشباه الفلزات. ولأشباه الفلزات خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات معًا، فالسليكون Si والجرمانيوم Ge من أشباه الفلزات المهمة المستخدمة بكثرة في صناعة رقائق الحاسب والخلايا الشمسية، كما يستخدم السيليكون في الجراحة التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع، كما في الشكل 6-2.

45, 46, 47

الجدول الدوري الحديث
The Modern Periodic Table

يتكون الجدول الدوري الحديث من مجموعة مربعات، يحتوي كل مربع على اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية. ويوضح الشكل 3-2 أحد هذه المربعات. وقد رتب المربعات تصاعديًا وفق العدد الذري في سلسلة من الأعمدة تُعرف بالمجموعات أو العائلات، وفي صفوف تُعرف بالدورات. ويوضح الشكل 5-2 الجدول الدوري للعناصر.

البروتاسيوم والكالسيوم، في حين يوجد السكندريوم Sc في العمود الثالث من اليسار، أي في المجموعة الثالثة. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16. وكما أن لعناصر المجموعات 1 و 2 و 13 و 18 الكثير جدًا من الخواص الفيزيائية والكيميائية، لذلك يشار إليها بعناصر المجموعات الرئيسية أو **العناصر المثلثة**. ويُشار إلى عناصر المجموعات من 3 إلى 12 بالعناصر **الانتقالية**. كما تُصنّف العناصر إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات.

الفلزات تُسمى العناصر التي تكون ملساء ولامعة وصلبة في درجة حرارة الغرفة وجيدة التوصيل للحرارة والكهرباء بالفلزات. ويمتاز معظمها بالليونة والقابلية للطرق والسحب؛ إذ يمكن تحويلها إلى صفائح رقيقة، وسحبها إلى أسلاك رفيعة. ومعظم العناصر المثلثة والعناصر الانتقالية فلزات. وإذا نظرت إلى عنصر البورون B في العمود 13، تشاهد خطأ متعرجًا يصل إلى الأسفلين A في أسفل المجموعة 17. ويفصل هذا الخط بين الفلزات واللافلزات في الجدول الدوري. وقد مُثلت الفلزات بالمربعات ذات اللون الأزرق في الشكل 5-2.

العناصر القلوية العناصر عن يسار الجدول جميعها فلزات إلا الهيدروجين، وتُسمى عناصر المجموعة 1 (ما عدا الهيدروجين) **الفلزات القلوية**. ونظرًا إلى شدة نشاطها فهي غالبًا ما تكون موجودة في الطبيعة على هيئة مركبات مع عناصر أخرى. ومن الفلزات القلوية الشائعة الصوديوم Na وهو أحد مكونات ملح الطعام، والليثيوم Li المستخدم في البطاريات.

الفلزات القلوية الأرضية توجد الفلزات القلوية الأرضية في المجموعة 2، وهي أيضًا سريعة التفاعل. ويُعد عنصر الكالسيوم Ca والمغنيسيوم Mg من الفلزات القليلة لصحة الجسم، وهما من الفلزات القلوية الأرضية. والمغنيسيوم صلب، ووزنه خفيف نسبيًا، لذا يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية، ومنها الحواسيب المحمولة، كما في

مقترح من اسئلة الوحدة

55. املأ الفراغ في الجدول 2-7.

الدورة	المجموعة	رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني
3	a.	Mg	$[\text{Ne}]3s^2$
4	b.	Ge	
c.	12	Cd	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10}$
2	d.		$[\text{He}]2s^1$

a. 2 c. 5

b. $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^2$ d. Li

عناصر الفئة - d تحتوي على الفلزات الانتقالية، وهي أكبر الفئات. وعلى الرغم من وجود بعض الاستثناءات إلا أن عناصر الفئة d تتميز بامتلاء كلي للمستوى الفرعي s من مستوى الطاقة الرئيس n، وامتلاء جزئي أو كلي لمستويات d الفرعية من مستوى الطاقة $n-1$. وكلما تحركت عبر الدورة تقوم الإلكترونات بتعبئة المستوى d. فعلى سبيل المثال، الإسكانديوم Sc أول عناصر الفئة d، له التوزيع الإلكتروني $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$. أما عنصر التيتانيوم - وهو العنصر الثاني في الجدول - فله التوزيع الإلكتروني $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$. لاحظ أن المستوى الخارجي s الممتلئ في عنصر التيتانيوم يكون في المستوى الرئيس $n = 4$ ، في حين أن المستوى d شبه الممتلئ يكون في المستوى الرئيس $n = 3$. ينص مبدأ أوفباو aufbau على أن المستوى 4s له طاقة أقل من طاقة المستوى 3d. لذا فإن المستوى 4s يمتلئ قبل المستوى 3d. ولأن مستويات d الفرعية الخمسة تتسع لـ 10 إلكترونات لذا فإن العناصر فئة d تمتد على مدى 10 مجموعات في الجدول الدوري.

عناصر الفئة - f تشتمل على الفلزات الانتقالية الداخلية، وتتميز عناصرها بامتلاء مستوى s الخارجي، وامتلاء أو شبه امتلاء مستويات 4f و 5f. ولوجود 7 مستويات فرعية في المستوى الثاني f فإنه يتسع لـ 14 إلكترونًا بحد أقصى، وبذلك تمتد العناصر فئة f على مدى 14 عمودًا في الجدول الدوري.

لذا تم تحديد فئات s و p و d و f بشكل الجدول الدوري. وكلما انتقلت إلى أسفل في الجدول الدوري يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسة، كما يزداد عدد المستويات الفرعية التي تحتوي على إلكترونات. لاحظ أن الدورة رقم 1 تحتوي على عناصر الفئة s فقط، في حين تحتوي الدورتان الثانية والثالثة على عناصر الفئتين s و p، أما الدورتان الرابعة والخامسة فتحتويان على عناصر من فئات s و p، أما الدورتان السادسة والسابعة على عناصر من فئات s و p و d و f.

لقد استغرق تطوير الجدول الدوري سنين عديدة، وما زالت عملية التطوير مستمرة. حيث يتم تحضير العناصر بطريقة صناعية باستمرار. ارجع إلى الشكل 2-9 لمزيد من المعلومات عن تاريخ الجدول ومساهمات العديد من العلماء في تطويره.

92. ما العنصر الذي توزيعه الإلكتروني $[\text{Ar}]4s^2 3d^6$ وهو في حالة الاستقرار؟ الحديد.

الجدول 2-4	التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة	مستوى الطاقة الرئيس	العنصر	التوزيع الإلكتروني
1	n=1	الهيليوم	$1s^2$	
2	n=2	النيون	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	
3	n=3	الأرجون	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	
4	n=4	الكريبتون	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	

عناصر الفئة - s تتكون من عناصر المجموعتين الأولى والثانية وعنصر الهيليوم. حيث تحتوي عناصر المجموعة الأولى على مستويات s شبه ممتلئة بالإلكترونات التكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني s¹. في حين تحتوي عناصر المجموعة الثانية على مستويات s ممتلئة باثنين من إلكترونات التكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني s². ولأن مستويات s تتسع لإلكترونين على الأكثر فإن فئة s تشتمل على مجموعتين فقط.

عناصر الفئة - p وبعد امتلاء المستوى الثانوي s بالإلكترونات التكافؤ تبدأ هذه الإلكترونات في تعبئة المستوى الثانوي p. وتشمل مجموعات العناصر 13 - 18، في الجدول الدوري، التي لها مستويات p الفرعية الممتلئة كليًا أو جزئيًا بالإلكترونات التكافؤ. ولا يوجد عناصر من فئة p في الدورة الأولى؛ لأن مستويات p الثانوية لا توجد في مستوى الطاقة الرئيس الأول $n=1$. والبورون B هو العنصر الأول في فئة p، ويوجد في الدورة الثانية. وتمتد فئة p على مدى ست مجموعات؛ لأن مستويات p الفرعية الثلاثة تتسع لـ 6 إلكترونات على الأكثر. وعناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) عناصر فريدة في فئة p؛ وذلك لأن ذرات عناصرها مستقرة لدرجة أنها تقريبًا لا تتفاعل كيميائيًا. ويوضح الجدول 2-4 التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة الأربعة الأولى. إن مستويات الطاقة الفرعية s و p في مستويات الطاقة الخارجية لها ممتلئة تمامًا بالإلكترونات. وينتج عن هذا التوزيع الإلكتروني استقرار بنائها الذري.

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

1 تحليل المسألة

لديك الترتيب الإلكتروني لعنصر السترونشيوم.

المعلوم

الترتيب الإلكتروني $[Kr]5s^2$

المجهول

المجموعة = ؟

الدورة = ؟

المجموع = ؟

2 إيجاد القيمة المجهولة

يُشير s^2 إلى أن إلكترونات التكافؤ لعنصر السترونشيوم تبدأ المستوى الفرعي 5. ولهذا يوجد عنصر السترونشيوم في المجموعة 2 للمجموع 5.

بالنسبة إلى العناصر الرئيسة، يمكن أن تُشير إلكترونات التكافؤ إلى رقم

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

يُشير مستوى الطاقة الأعلى إلى رقم الدورة.

8. حدّد - من دون الرجوع إلى الجدول الدوري - المجموعة

والدورة والفئة التي تنتمي إليها ذرات العناصر ذات التوزيع

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^2d^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 الدورة 2

$1s^2 2s^2 2p^4$

CHM.5.1.01.008.02 يوظف ترميز الترتيب الإلكتروني، وترميز الغاز النبيل للعناصر، ومخططات الأفلاك الذرية، وترميز الغاز النبيل للعناصر (Z= 1-36) لتحديد موقع عنصر ما في الجدول الدوري (الدورة، المجموعة والمجموع)

CHM.5.1.01.004.12 يستنتج الترتيب الإلكتروني للعناصر بالاستناد إلى موقعهم في الجدول الدوري (المجموعة والدورة)

وزاري

ما الدورة والمجموعة والمجموع التي ينتمي إليها العنصر ذو الترتيب

الإلكتروني التالي؟ $[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^2$

المجموع Block	المجموعة Group	الدورة Period	
d	14	5	A
p	14	5	B
d	4	4	C
p	4	4	D

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

الترتيب الإلكتروني للعنصر	رقم الدورة	رقم المجموعة
$[Kr], 4d^2, 5s^2$	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

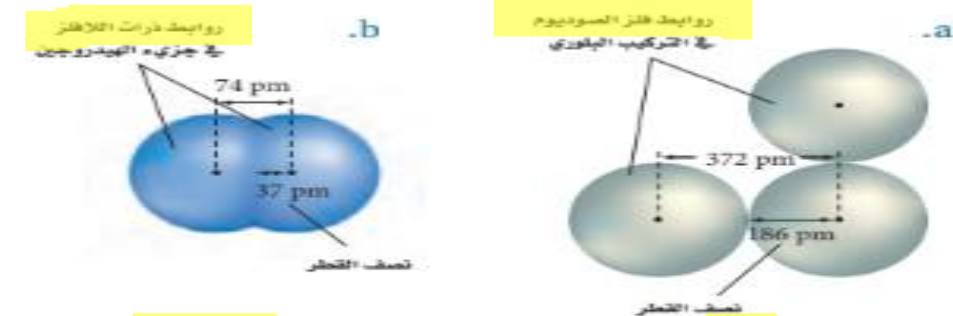
المجموعة 3 والدورة 6 والمجموع s

نصف القطر الذري

تتغير الكثير من خواص العناصر بطريقة يمكن توقعها، وهو ما يعرف باسم الاتجاه. أثناء الانتقال عبر دورة أو إلى أسفل خلال أي مجموعة. وبعد الحجم الذري أحد الخواص التي لها اتجاه دوري. وتتأثر أحجام الذرات بالترتيب الإلكتروني. نذكر أن السحابة الإلكترونية التي تحيط بأي نواة 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 بمدى قرب الذرة من ذرة مجاورة. ونظراً لأن طبيعة الذرة المجاورة قد تختلف من مادة إلى أخرى، فقد يختلف حجم الذرة نفسها بعض الشيء من مادة إلى أخرى.

بالنسبة إلى الفلزات، مثل: الصوديوم، يُعرّف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين ذرتين متجاورتين في الشكل البلوري للعنصر كما هو موضح في الشكل 10. بالنسبة إلى العناصر التي توجد عادة في صورة جزيئات، مثل: الكربون من اللافلزات، يُعرّف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين ذرتين متماثلتين مرتبطتين كيميائياً معاً. ويوضح الشكل 10 نصف القطر الذري لجزيء الهيدروجين اللافلزي ثنائي الذرة (H_2).

الشكل 10-2 تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكونها الذرات.



نصف قطر الفلز هو المسافة بين ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري.

$$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$$

1	2	13	14	15	16	17	18
H 1	He 2						
Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86

الاتجاهات خلال الدورات بوجه عام. تقل أنصاف الأقطار الذرية عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. ويحدث هذا الاتجاه الموضح في الشكل 11. يفسر هذا الاتجاه الموجبة في النواة إلى جانب حقيقة أن مستوى الطاقة الرئيس يظل ثابتاً خلال أي دورة. ويحدد عدد الإلكترونات والبروتونات في كل عنصر بمقدار بروتون واحد عن السابق. ويتم إضافة كل إلكترون إضافي إلى الأفلاك المتواجدة مع مستوى الطاقة نفسه وبالاتجاه غير الدوراني، لا تظهر أي إلكترونات إضافية بين إلكترونات التكافؤ. وهذا يكون إلكترونات التكافؤ غير محمية من شحنة النواة المتزايدة التي تعمل بدون حائل 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 المتواجدة مع مستويات الطاقة الرئيسة الأعلى على التوالي. ومع ذلك، لا تسحب شحنة النواة المتزايدة الإلكترونات الخارجية تجاه النواة لجعل الذرة أصغر وبالاتصال إلى أسفل عبر أي مجموعة، يزداد حجم الفلك الخارجي مع زيادة مستوى الطاقة الرئيس؛ ولهذا، تصبح الذرة أكبر حجماً. 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. يلخص الشكل 12 اتجاهات المجموعات والدورات.

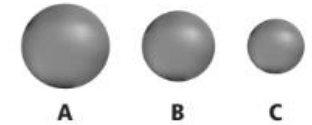
الشكل 11-2 تتغير أنصاف أقطار العناصر الممتلئة والمحسوبة بالبيكوميتر (10^{-12} m) عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة وإلى أسفل المجموعة. استنتج كما يزداد نصف القطر كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة.



16. أيّ العناصر له أكبر نصف قطر: الماغنسيوم Mg، أو السليكون Si، أو الكبريت S، أو الصوديوم Na، وأيها له أصغر نصف قطر؟

عنصر الصوديوم Na له أكبر نصف قطر، في حين عنصر الكبريت S له أصغر نصف قطر.

17. يُبين الشكل الاتي عناصر الهيليوم، والكربون، والرادون. أيها يُمثّل عنصر الكربون؟ وكيف يمكن الاستدلال على ذلك؟



تمثّل الكرة B عنصر الكربون؛ حيث يزداد نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها؛ لذا فإن الهيليوم هو الأصغر؛ لأن له أصغر نصف قطر، أما الرادون فهو الأكبر؛ لأن له أكبر نصف قطر.

18. هل يمكن تحديد أيّ العنصرين المجهولين له أكبر نصف قطر إذا علمت فقط أنّ العدد الذري لأحدهما أكبر 20 مرة من العدد الذري للآخر؟ فسّر إجابتك.

لا، إذا كان كلّ ما هو معلوم أنّ العدد الذري لأحد العنصرين أكبر بمقدار 20 مرة من العدد الذري للعنصر الآخر، فإنه لا يمكن معرفة المجموعات والدورات التي يقع فيها العنصران بالتحديد. كما لا يمكن تطبيق الاتجاهات الدورية لحجم الذرة؛ لتحديد أيّ العنصرين نصف قطره أكبر من الآخر.

19. تحبّز حدّد أيّ العنصرين في كلّ زوج ممّا يلي له نصف قطر أكبر؟

- a. عنصر في الدورة 2 والمجموعة 1، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 18
العنصر في الدورة 2 والمجموعة 18.
- b. العنصر في الدورة 5 والمجموعة 2، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 16.
العنصر في الدورة 5 والمجموعة 2.
- c. العنصر في الدورة 3 والمجموعة 14، أو عنصر في الدورة 6 والمجموعة 15.
العنصر في الدورة 6 والمجموعة 15.
- d. عنصر في الدورة 4 والمجموعة 18، أو عنصر في الدورة 2 والمجموعة 16.
عنصر في الدورة 4 والمجموعة 18.

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 عَرّف 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 تكون 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 تكون 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 تكون 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 تكون 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.



CHM.5.1.01.009.10 يشرح الاتجاه الدوري لطاقة التأين الأولى عبر دورة ما (يتضمن الاستثناءات بين المجموعات 2 و 3، والمجموعات 5 و 6)، ومجموعة ما من الجدول الدوري (بالتحرك من اليسار حتى اليمين عبر الدورة ومن الأعلى للأسفل عبر المجموعة)

لماذا يكون الفرق بين طاقة التأين الأولى والثانية لعنصر الليثيوم هو energy

وزاري

Ionization Energy (KJ/mol)	Difference between 1 st and 2 nd I.E.
طاقة التأين الثانية (KJ/mol)	الفرق بين طاقة التأين الأولى والثانية
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 تفوق مسكها بالإلكترونات التكافؤ

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

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

16. المركبات الواردة بطول المقابل تبعا لدرجة الانصهار:

ترتيب: (الأقل) AgCl ← MgO (الأكثر)

أي مما يأتي يصف بشكل صحيح تدرج طاقة التأين الأولى خلال كل من الدورة والمجموعة وتفسر هذا التدرج؟

تقل طاقات التأين الأولى عند الانتقال من اليسار إلى اليمين خلال أي دورة بسبب شحنة النواة المتزايدة

تزداد طاقات التأين الأولى عند الانتقال من اليسار إلى اليمين خلال أي دورة بسبب شحنة النواة المتزايدة

تقل طاقات التأين الأولى عند الانتقال لأسفل خلال أي مجموعة بسبب نقص الحجم الذري

تزداد طاقات التأين الأولى عند الانتقال لأسفل خلال أي مجموعة بسبب زيادة الحجم الذري

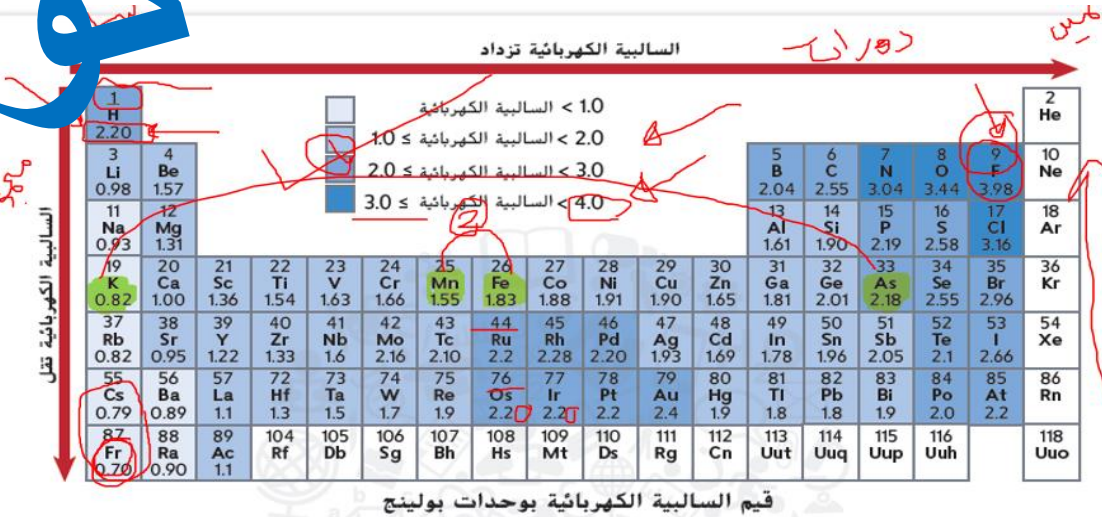
وزاري

السالبية الكهربائية

تُشير السالبة الكهربائية للعنصر إلى القدرة النسبية لذراته على جذب

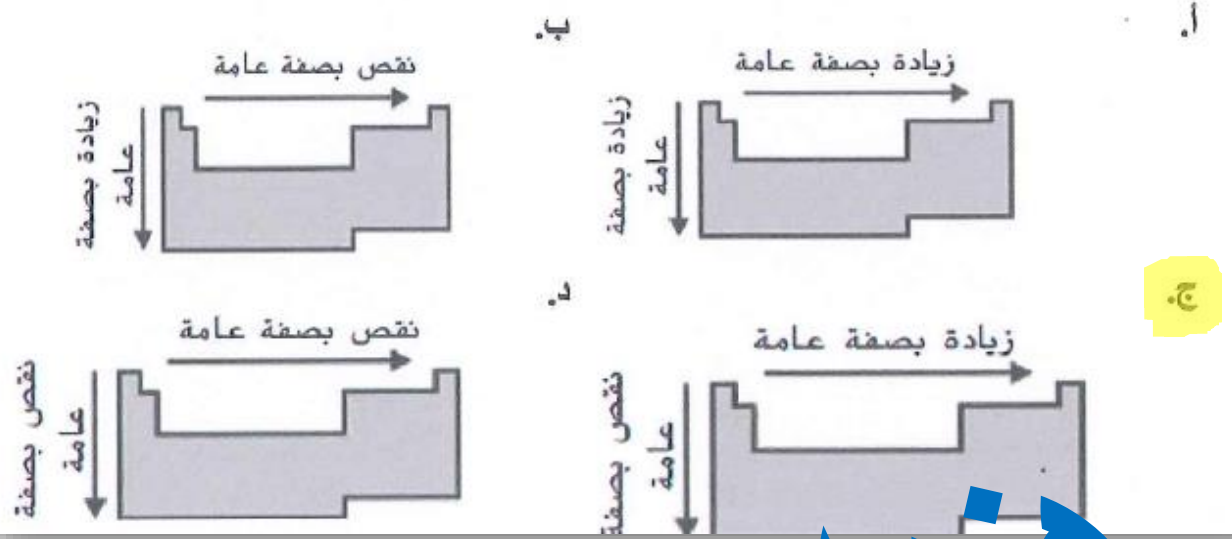
الإلكترونات في رابطة كيميائية. وكما هو موضح في الشكل 18، تقل السالبة الكهربائية بشكل عام عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. يُشير الشكل 18 أيضًا إلى أن السالبة الكهربائية تزيد بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة.

يتم التعبير عن قيم السالبية الكهربية بالقيمة العددية 3.98 أو أقل. ووحدات السالبية الكهربية وحدات تقريبية يُطلق عليها بولينج على اسم العالم الأمريكي لينوس بولينج (1901-1994) الفلور هو أعلى العناصر في السالبية الكهربية وقيمتها 3.98. أما السيزيوم والفرانسيوم فهما أقل العناصر في السالبية الكهربية بقيمتها 0.79 و 0.70. على التوالي. في الرابطة الكيميائية، تجذب الذرة ذات السالبية الكهربية الكبيرة إلكترونات الرابطة بقوة شديدة. لاحظ أنه نظرًا لأن الغازات النبيلة تُكوّن عدد قليل من المركبات، فليس لها قيم سالبية كهربية.



قيم السالبة الكهربائية بوحدات بولينج

3. أي مخطط مما يلي يصف تدرج السالبية الكهربائية بشكل صحيح ؟



الكيمياء

في الأشكال التالية الاتجاهات السالبة الكهربائية خ

من الدورة والمجموعة؟

Generally increases
تزداد عموماً

Electronegativity decreases
تقلص عموماً

السالبية الكهربائية تقل

1 H 2.20	2
3 Li 0.98	4 Be 1.57
11 Na 0.93	12 Mg 1.31
19 K 0.82	20 Ca 1.00
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95
55	56

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	أ. الأيون موجب حيث أصبح قطر الأيون أكبر عند فقدان إلكترون
B. The ion is negative as the ionic diameter becomes larger when an electron is gain	ب. الأيون سالب حيث أصبح قطر الأيون أكبر عند اكتساب إلكترون
C. The ion is negative as the ionic diameter becomes smaller due to the decrease in the electrostatic repulsion	ج. الأيون سالب حيث أصبح قطر الأيون أصغر بسبب انخفاض قوة التنافر الكهروستاتيكية
D. The ion is positive as the ionic diameter becomes larger due to the increase in the electrostatic repulsion	د. الأيون موجب حيث أصبح قطر الأيون أكبر بسبب زيادة قوة التنافر الكهروستاتيكية

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

Ar و Sc³⁺ Sc³⁺ و Ca Cl و Ca²⁺ Cl و Sc

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

X^{3+} X^{3-} X^{-} X^{+}

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

ما شحنة الأيونات المتكونة؟

-3
+2
+3

أيونات اللافلزات كما هو موضح في الجدول 3. تكتسب اللافلزات عدداً من الإلكترونات بحيث يصبح عددها (الكثرونات 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 عدداً من الإلكترونات لتكوين 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 إلكترونات واحداً للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر.

أي المجموعات التالية تكتسب عناصرها إلكترونين وتكون أيونات

شحنة كل منها تساوي -2 ؟

OF THE ELEMENTS

الجدول الدوري

										13											16	17	H
																							4.0
																							1
																							N
																							14.0
																							10.99
																							20
																							1
																							17
																							35.45
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3
																							3

تكوين الروابط الأيونية Formation of Ionic Bonds

ما الشيء المشترك بين التفاعلين الظاهرين في الشكل 4-3؟ تفاعل العناصر معاً في كلتا الحالتين لتكوين مركب كيميائي. وبين الشكل 4a-3 التفاعل بين عنصري الصوديوم والكلور، وينتقل في أثناء هذا التفاعل إلكترون تكافؤ من ذرة الصوديوم إلى ذرة الكلور، فتصبح ذرة الصوديوم أيوناً موجباً، وتستقبل ذرة الكلور هذا الإلكترون في مستوى الطاقة الخارجي لتصبح ذرة الكلور أيوناً سالباً. وبين الشكل 4b-3 التفاعل بين عنصري المغنيسيوم والأكسجين لتكوين أكسيد المغنيسيوم MgO.

وعندما تتجاذب الشحنات المختلفة بين أيوني الصوديوم والكلوريد يتكون مركب كلوريد الصوديوم. وتسمى القوة الكهروستاتيكية التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية الرابطة الأيونية. كما تسمى المركبات التي تحتوي على روابط أيونية المركبات الأيونية.

المركبات الأيونية الثنائية تحتوي الآلاف من المركبات على روابط أيونية تسمى المركبات الأيونية، وهي مركبات ثنائية، أي أنها تتكون من عنصرين مختلفين. وتحتوي هذه المركبات الأيونية الثنائية على أيون فلزي موجب وأيوني لافلزي سالب؛ فكلوريد الصوديوم مثلاً مركب أيوني ثنائي؛ لأنه يتكون من أيونين مختلفين هما أيون الصوديوم والكلور، وأكسيد المغنيسيوم MgO الناتج عن التفاعل الظاهر في الشكل 4b-3، مركب أيوني ثنائي أيضاً.

الشحنات وتكون المركبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركبات الأيونية؟ للإجابة عن هذا السؤال، نضرب طريقة تكوين كلوريد الكالسيوم. إن الترتيب الإلكتروني للكالسيوم هو $[Ar]4s^2$. ويحتاج إلى فقد إلكترونين للوصول إلى الترتيب المستقر للأرجون. أما الترتيب الإلكتروني للفلور فهو $[He]2s^2 2p^5$. وينبغي أن يكتسب إلكترون 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.

وكما ترى فإن الشحنة الكلية لوحدة واحدة من فلوريد الكالسيوم (CaF_2) تساوي صفر. الجدول 4 يلخص طرائق متعددة يمكن بها تمثيل تكوين 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 المتكون أكسيد الألمنيوم (Al_2O_3) .

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

للتأكد من الصيغة الصحيحة نستخدم القانون التالي :
(شحنة العنصر * عدد الذرات) + (شحنة العنصر * عدد الذرات)

7. الصوديوم والنيتروجين

تفقد ثلاث ذرات من الصوديوم Na ثلاثة إلكترونات، واحدًا لكل منها، فتكون ثلاثة أيونات موجبة الشحنة Na^+ . وتكتسب ذرة نيتروجين N واحدة الإلكترونات الثلاثة $3e^-$ ، لتكون أيوناً سالب الشحنة N^{3-} ؛ لتتجاذب الأيونات معاً وتنتج المركب ذا الصيغة Na_3N ، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة Na_3N تساوي صفرًا.

$$3 Na ions \left(\frac{1+}{Na ion} \right) + 1 N ion \left(\frac{3-}{N ion} \right) = 3(1+) + 1(3-) = 0$$

الليثيوم والأكسجين

تفقد ذرتا ليثيوم Li إلكترونين، واحدًا لكل منهما، فتكون أيونين موجبي الشحنة Li^+ . وتكتسب ذرة أكسجين O واحدة الإلكترونين $2e^-$ ، فتكون أيوناً سالب الشحنة O^{2-} ؛ لتتجاذب الأيونات معاً وتنتج المركب ذا الصيغة Li_2O ، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة Li_2O تساوي صفرًا.

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

9. الإسترانشيوم والفلور.

تفقد ذرة إسترانشيوم Sr واحدة إلكترونين، فتكون أيوناً موجب الشحنة Sr^{2+} . وتكتسب ذرتا فلور F إلكترونين $2e^-$ ، واحدًا لكل منهما، فتكون أيونين سالبتي الشحنة F^- ؛ لتتجاذب الأيونات معاً وتنتج المركب ذا الصيغة SrF_2 ، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة SrF_2 تساوي صفرًا.

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

10. الألومنيوم والكبريت.

تفقد ذرتا ألومنيوم Al ستة إلكترونات، ثلاثة لكل منها، فتكون أيونين موجبي الشحنة Al^{3+} . وتكتسب ثلاث ذرات كبريت S الإلكترونات الستة $6e^-$ ، اثنين لكل منها، فتكون ثلاثة أيونات سالبة الشحنة S^{2-} ؛ لتتجاذب الأيونات معاً وتنتج المركب الذي صيغته Al_2S_3 ، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة Al_2S_3 تساوي صفرًا.

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

11. تحفيز وضّح كيف يتحد عنصران من عناصر المجموعتين المبيتين في الجدول الدوري لتكوين مركب أيوني؟

مجموعة 15

مجموعة 1

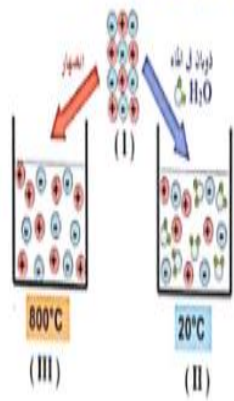
تفقد ثلاث ذرات من المجموعة 1 ثلاثة إلكترونات، إلكترونًا لكل منها، فتكون ثلاثة أيونات موجبة الشحنة X^+ . وتكتسب كل ذرة من المجموعة 15 الإلكترونات الثلاثة $3e^-$ ، فتكون أيوناً سالب الشحنة Y^{3-} ؛ لتتجاذب الأيونات معاً وتنتج المركب الذي صيغته X_3Y ، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة X_3Y تساوي صفرًا.

$$3 X ions \left(\frac{1+}{X ion} \right) + 1 Y ion \left(\frac{3-}{Y ion} \right) = 3(1+) + 1(3-) = 0$$

CHM.5.1.02.022.08 يشرح الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية كدرجة الانصهار ودرجة الغليان ، والتوصيل الكهربائي عندما تكون صلبة أو منصهرة أو ذائبة ، بالإضافة إلى قابلية ذوبانها في الماء

وزاري

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



لا إدار III
لا II فقط
لا III فقط
لا II و III فقط

الجدول 5 درجات انصهار وغليان 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. وتنتشر الكثير من البلورات، ومنها الأحجار الكريمة، بألوانها الزاهية، وذلك بسبب وجود فلزات انتقالية في الشبكات البلورية.

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

المرتبطة - مع العلم الآخر: المعادن الموصلة في الشكل 8 هي بعض الأنواع الخفيفة التي يدرسها أخصائيو المعادن والعلماء الذي يدرسون المعادن. وهم يستخدمون من العديد من مخططات التصنيف لترتيب آلاف المعادن غير المعروفة. وتصنف 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 الفلوريد والكلوريد 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 عن جسيمات مشحونة ومن ثم فإن قدرتها على الحركة بحرية من عدمها يحدد إذا 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.

لتغيير الحالة بصورة جذرية عندما تنصهر المادة الصلبة الأيونية تصبح سائلة أو تذوب في المحلول وتصبح الأيونات - التي كانت مقيدة في أماكنها - حرة الحركة وتوصل التيار الكهربائي. وتعتبر 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
ج. درجة غليان منخفضة
ب. قوى جذب ضعيفة بين الأيونات
د. درجة انصهار عالية

أي مما يأتي ليست من خصائص المركبات الأيونية؟

تتطلب البلورات الأيونية كمية قليلة من الطاقة لتتكسر إلى أجزاء

توصل التيار الكهربائي عندما تنصهر أو تذوب في الماء لتكون محلولًا

درجات انصهارها وغليانها مرتفعة

تكون بلورات المركبات الأيونية أجسامًا هشة وقوية وصلبة

ما الذي يفسر خاصية التوصيل الكهربائي في الفلزات؟

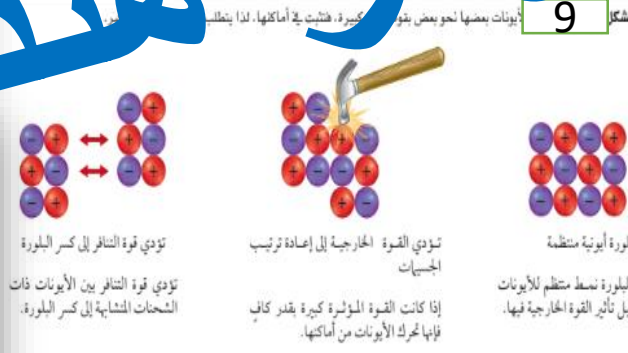
تكون الأيونات الموجودة في الفلز مقيدة في أماكنها

تتفاعل الإلكترونات الحرة مع الفلز من خلال امتصاص فوتونات وإطلاقها

حركة الكاتيونات والآنيونات بحرية في الفلز

انجذاب كاتيونات الفلز بشدة إلى الإلكترونات المحيطة بها

وتتميز البلورات الأيونية أيضًا بالقوة والصلابة والمهاشة؛ بسبب قوة التجاذب التي تُثبت الأيونات في أماكنها. وعندما تنشأ قوة خارجية على الأيونات التي تشمل عليها البلورة، تكون هذه القوة قادرة على سحب على قوى التجاذب بين الأيونات فإن البلورة تشقق إلى أجزاء كما في الشكل 8-3؛ لأن القوة الخارجية تحرك الأيونات ذات الشحنات المتعاكسة بعضها مقابلة لبعضها البعض. يجعل قوة الشد فتت البلورة إلى أجزاء.



بلورة أيونية منتظمة
تؤدي القوة الخارجية إلى إعادة ترتيب الجسيمات
تؤدي قوة الشد إلى كسر البلورة
إذا كانت القوة المؤثرة كبيرة بقدر كافٍ فإنها تحرك الأيونات من أماكنها.

صيغ المركبات الأيونية

يحتاج علماء الكيمياء إلى التواصل فيما بينهم. ولذلك طوّروا مجموعة من القواعد لتسمية المركبات. وباستخدام نظام التسمية الموحد هذا، يمكن كتابة صيغة كيميائية مكونة من اسم المركب وكذلك تسمية المركب من معرفة صيغته الكيميائية.

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

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

الأيونات أحادية الذرة تتألف المركبات الأيونية الثنائية من أيونات موجبة أحادية الذرة من فلز وأيونات سالبة أحادية الذرة من اللافلز. ويتكون الأيون أحادي الذرة من ذرة عنصر واحد، مثل Mg^{2+} أو Br^- . يوضح الجدول شحنات بعض الأيونات الشائعة أحادية الذرة حسب موقعها في الجدول الدوري ما صيغة كل من أيون البيريليوم، وأيون اليوديد، وأيون النيتريد؟

لا يتضمن الجدول 7 الفلزات الانتقالية التي تقع في المجموعات 3-12 وفلزات المجموعتين 13 و 14. بسبب تعدد الشحنات الأيونية لذرات هذه المجموعات، ويمكن لمعظم الفلزات الانتقالية وفلزات المجموعتين 13 و 14 تكون

الجدول 7 أيونات أحادية الذرة

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

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 شيوعاً 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 لتكوين 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 برمز 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. ويمكنك استخدام أعداد التأكسد لكتابة صيغ المركبات الأيونية. تذكر أن المركبات الأيونية ليس لها شحنة. لذا عند جمع حاصل ضرب أعداد التأكسد لكل أيون في عدد أيوناته الموجودة في وحدة الصيغة، يجب أن يكون الناتج صفرًا.

افترض أنك تريد معرفة الصيغة لوحدة صيغة واحدة للمركب الذي يحتوي على أيون صوديوم والفلور. يكتب الرمز وشحنة كلا العنصرين Na^+ و F^- . على أن نسبة أيونات في وحدة الصيغة أن عدد الإلكترونات التي يفقدها الفلز يساوي عدد إلكترونات الذي اكتسبها اللافلز. ويحدث هذا عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا ينشأ عن ذرة الفلور؛ فتصبح وحدة الصيغة NaF .

الجدول 8 أيونات فلزية أحادية الذرة

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

مثال 1

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة للمركب الأيوني المكون 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 في المجموعة 1 لذا يكون أيونًا شحنته +1، ويوجد الأكسجين في المجموعة 16 لذا يكون أيونًا شحنته -2.



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

2 إيجاد القيمة المجهولة

تفقد ذرة البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا، في حين تكتسب ذرة الأكسجين إلكترونين. فإذا انحدا 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.

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

مثال 2

صيغة المركب الأيوني أوجد صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات الألمنيوم والتيتانيوم.

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من الألمنيوم والكبريت وصيغته مجهولة. لذا نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون في المركب. الألمنيوم في المجموعة 13 ويكون أيونًا موجبًا ثلاثي الشحنة +3، والتيتانيوم في المجموعة 4 ويكون أيونًا سالبًا ثنائي الشحنة -2.



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

2 إيجاد القيمة المجهولة

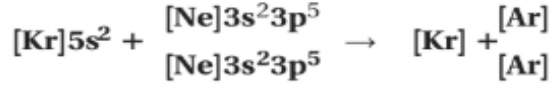
أصغر عدد يمكن قسمته على 2 و 3 هو 6. لذا يتم نقل ستة إلكترونات. تستقبل ثلاث ذرات من الكبريت ستة إلكترونات مفقودة من ذرتي الألمنيوم. فتكون الصيغة الصحيحة هي Al_2S_3 . ونظهر أن أيونين من الألمنيوم يرتبطان مع ثلاثة أيونات كبريت.

3 تقييم الإجابة

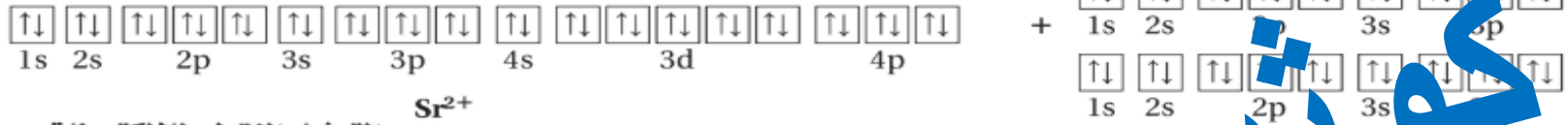
الشحنة الكلية لوحدة صيغة واحدة لهذا المركب تساوي صفرًا.

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

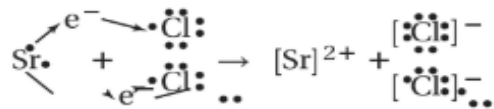
التوزيع الإلكتروني



مربعات المستويات



التمثيل النقطي للإلكترونات



هنداءوي
وزاري

أي مما يأتي **ليست** من خصائص المركبات الأيونية؟

توصّل التيار الكهربائي عندما تتصهر أو تذوب في الماء لتكون محلولاً

تتطلب البلورات الأيونية كمية قليلة من الطاقة لتتكسر إلى أجزاء

درجات انصهارها وغليانها مرتفعة

تكون بلورات المركبات الأيونية أجساماً هشة وقوية وصلبة

اكتب الصيغ الكيميائية للمركّبات الأيونية المتكوّنة من الأيونات الآتية:

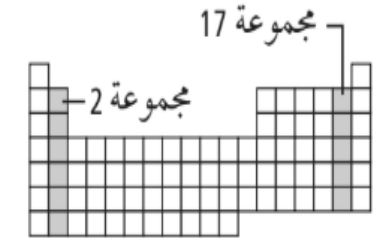
19. اليود والبوتاسيوم KI

20. البروم والألومنيوم AlBr₃

21. الكلور والمغنسيوم MgCl₂

22. النيتروجين والسيزيوم Cs₃N

23. تحفيز اكتب الصيغة العامة للمركّب الأيوني الذي يتكوّن من عنصري المجموعتين المُبيّتين في الجدول أدناه. استخدم الرمز X ليُمثّل عنصراً في المجموعة 2، والرمز Y ليُمثّل عنصراً في المجموعة 17.



الصيغة العامة للمركّب هي XY₂؛ حيث تُمثّل X عنصر المجموعة

2، و Y عنصراً في المجموعة 17.

تميل عناصر المجموعة 13 من الجدول الدوري إلى فقدان إلكترونات التكافؤ للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقرّ مكوّنةً أيونات.

ما شحنة الأيونات المتكوّنة؟

-3

+2

+3

نص الكتاب + الجدول 9 + مثال 3 + تطبيقات 89, 90, 91

نص الكتاب + الجدول 9 + مثال 3 + تطبيقات 89, 90, 91

صيغ المركبات الأيونية المتعددة الذرات تحتوي العديد من المركبات الأيونية على أيونات متعددة الذرات. وهي أيونات مكثفة من أكثر من ذرة. يوضح الجدول 9 والشكل 10 قائمة ببعض الأيونات متعددة الذرات. ويعمل الأيون متعدد الذرات بوصفة وحدة واحدة في المركب وتنطبق شحنته على مجموعة الذرات بكاملها. ولذا فإن صيغة المركب متعدد الذرات تتبع قواعد كتابة صيغ المركبات الثنائية نفسها.

ولأن الأيون متعدد الذرات موجود كوحدة واحدة، فلا يمكن تغيير الأرقام الموجودة أسفل يمين رموز ذرات الأيون. وإذا دعت الحاجة إلى وجود أكثر من أيون متعدد الذرات، نضع رمز الأيون داخل قوسين، ثم نكتب الرقم السفلي المناسب خارج الأقواس. ومثال ذلك المركب المكوّن من أيون الأمونيوم (NH_4^+) وأيون الأكسجين (O^{2-}). لمعادلة الشحنات، يحتاج المركب إلى أيونين من الأمونيوم لكل أيون من الأكسجين. ولإضافة رقم سفلي إلى الأمونيوم، ضعه داخل قوس، ثم أضف الرقم السفلي. إذا الصيغة الصحيحة هي $(\text{NH}_4)_2\text{O}$.

الجدول 9 الأيونات متعددة الذرات الشائعة			
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH_4^+	الأمونيوم	IO_4^-	البيريودات
$(\text{NO}_2)^-$	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
$(\text{HCO}_3)^-$	كربونات هيدروجينية	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	الثيوكبريتات
ClO^-	الهيبوكلوريت	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^-	بيرو كلورات	HPO_4^{2-}	فوسفات هيدروجينية
BrO_3^-	البرومات	PO_4^{3-}	الفوسفات
IO_3^-	اليودات	AsO_4^{3-}	الزرنيخات

CHM.5.1.01.013.02 يكتب الصيغة الكيميائية (باستخدام طريقة المخزون) لمركب أيوني يحتوي على أيونات أحادية الذرة وأيونات متعددة الذرات

CHM.5.1.01.013.01 يكتب الاسم الكيميائي لمركب أيوني يحتوي على أيونات أحادية الذرة وأيونات متعددة الذرات (شاملة الأنيونات الأكسجينية)

مثال 3

صيغة المركب الأيوني متعدد الذرات يُستعمل المركب المكوّن من أيونات الكالسيوم الفوسفات في الأسيد. اكتب صيغة هذا المركب.

1 تحليل المسألة

تعلم أن أيونات الكالسيوم والفوسفات تكوّن مركبًا أيونيًا وصيغة هذا المركب مجهولة. أولاً، لذا نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون مع شحنته. الكالسيوم من المجموعة 2، لذا يكون أيونًا موجبًا ثنائي الشحنة $2+$ ، في حين أن أيون الفوسفات متعدد الذرات فيتفاعل كوحدة واحدة وشحنته -3 .

Ca^{2+} PO_4^{3-}

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

2 إيجاد القيمة المجهولة

القاسم المشترك الأصغر والذي يقبل القسمة على 2 و 3 هو 6. ولذا، يتم انتقال ستة إلكترونات، فيكون عدد الشحنات السالبة على أيوني فوسفات مساويًا لعدد الشحنات الموجبة على ثلاثة أيونات كالسيوم. وكتابة الصيغة، نضع الأيون متعدد الذرات بين قوسين ونضيف رقمًا سطحيًا خارج القوس.

إذا الصيغة الصحيحة للمركب هي $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

سمّ المركبات الآتية:

- 28. NaBr بروميد الصوديوم
- 29. CaCl_2 كلوريد الكالسيوم
- 30. KOH هيدروكسيد البوتاسيوم
- 31. $\text{Cl}(\text{N})$ نترات النحاس (II)
- 32. Ag_2CrO_4 كرومات الفضة

33. تحفيز يُعدّ المركب NH_4ClO_4 من أهمّ المواد المتفاعلة الصلبة المستخدمة في وقود إطلاق مركبات الفضاء، ومنها تلك التي تحمل المحطات الفضائية إلى مداراتها. ما اسم هذا المركب؟

بيركلورات الأمونيوم.

تسمية المركبات الأيونية تُسمى المركبات بطريقة منهجية. الآن أصبحت على دراية بصيغ الكيميائية، لذا يمكننا استخدام القواعد الخمس التالية لتسمية المركبات.

1. اذكر أيون أولاً متبوعاً بالكاتيون. تذكر أن الأنيون يُكتب دائماً أولاً في الصيغة.

2. اكتب اسم العنصر نفسه في تسمية الكاتيونات الأحادية الذرة.

3. بالنسبة إلى الأنيونات، استخدم اسم العنصر مع لاحقة المقطع (يد) إلى آخره. مثال،

4. في حالة وجود أكثر من عدد تأكسد لعنصر واحد، يجب أن تُشير الصيغة الكيميائية إلى عدد تأكسد الكاتيون. ويكتب عدد التأكسد بأرقام رومانية في قوسين أو بدون قوسين بعد اسم الكاتيون.

ملاحظة، تنطبق هذه القاعدة على الفلزات الانتقالية والفلزات الموجودة على يمين الجدول الدوري والتي لها في الغالب أكثر من عدد تأكسد. انظر الجدول 8. ولا ينطبق على كاتيونات المجموعتين 1 و 2 لأن لها عدد تأكسد واحدًا.

أمثلة:

يكون أيون Fe^{2+} وأيون O^{2-} المركب FeO ، ومعروف باسم أكسيد الحديد (II).

يكون أيون Fe^{3+} وأيون O^{2-} المركب Fe_2O_3 ، ومعروف باسم أكسيد الحديد (III).

5. عندما يحتوي المركب على أيون متعدد الذرات، استخدم اسم الأيون متعدد الذرات أولاً من الألفب.

هذا اوي



وزاري

ما الاسم الصحيح للمركب ذو الصيغة الكيميائية التالية؟

FeSO₃

→

كبريتيت الحديد (II)

ما اسم الأنيون في المركب Co₂(CrO₄)₃ ؟

كرومات

كرومات

كرومات

ما صيغة مركب أيوني مكون من أيون التيتانيوم Ti³⁺ وأيون الأكسجين O²⁻ ؟

TiO₂

Ti₃O₂

Ti₂O₃

TiO

ما صيغة حمض البيروديك؟

HI

HIO₂

HIO₃

HIO₄

What is the scientific name for the chemical formula below?	ما الاسم العلمي للصيغة الكيميائية أدناه؟
NH ₄ ClO ₄	
A. Chlorate of ammonia	A. كلورات الأمونيا
B. Ammonium hypochlorite	B. هيبوكلوريت الأمونيوم
C. Ammonia chlorite	C. كلوريت الأمونيا
D. Ammonium perchlorate	D. بيركلورات الأمونيوم

ما الاسم الصحيح للمركب التالي P₂O₃ ؟

ثالث أكسيد الفوسفور

ثاني أكسيد ثلاثي الفوسفور

ثالث أكسيد ثنائي الفوسفور

ثاني أكسيد الفوسفور

27- أكمل الجدول بكتابة الصيغ والأسماء في الفراغات:

الصيغة	الاسم	الصيغة	الاسم
K ₂ O			هيدروكسيد الكالسيوم
MgCO ₃			يوديد الصوديوم
(NH ₄) ₂ SO ₄			أكسيد الحديد (III)

الروابط الفلزية

على الرغم من أن الفلزات ليست أيونية، إلا أنها تشترك مع المركبات الأيونية في عدة خواص. ويعتمد الترابط في الفلزات والمركبات الأيونية على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المختلفة. وفي الغالب تتكون الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة، تتشابه مع الشبكات البلورية الأيونية التي سبق ذكرها. في هذه الشبكة البلورية، تكون كل ذرة فلز محاطة بـ 8 إلى 12 ذرة فلزية أخرى.

بحر الإلكترونات رغم أن ذرات الفلزات لها إلكترون تكافؤ واحد على الأقل، إلا أنها لا تشترك في إلكترونات التكافؤ هذه مع الذرات المجاورة، ولا تصفدها. وبدلاً من ذلك تتداخل مستويات الطاقة الخارجية لذرات الفلزات داخل الشبكة البلورية المزدحمة. ويُعرف هذا الترتيب الفريد بنموذج بحر الإلكترونات. ويفترض نموذج بحر الإلكترونات أن ذرات الفلزات جميعها في الحالة الصلبة تساهم بالإلكترونات التكافؤ الخاصة بها لتكون بحر الإلكترونات، الذي يحيط بالكاتيونات الفلزية في الشبكة البلورية.

لا ترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية للذرات الفلزية المترابطة بذرة معينة، ويمكنها الانتقال بسهولة من ذرة إلى أخرى. ونظراً لإمكانية تحركها بحرية، يُشار إليها غالباً باسم **الإلكترونات الحرة** (غير المتموضعة) وعندما تتحرك الإلكترونات الخارجية للذرة بحرية في الجسم الصلب، يتكون كاتيون فلزي، ويرتبط كل كاتيون من هذه الكاتيونات بجميع الكاتيونات الفلزية المجاورة من خلال بحر من إلكترونات التكافؤ. كما يوضح الشكل 11. **والرابطة الفلزية هي قوة التجاذب بين الكاتيون الفلزي والإلكترونات الحرة.**

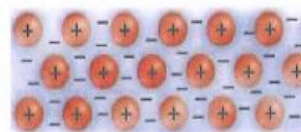
الشكل 11 تصف الإلكترونات التكافؤ في الفلزات (التي تبدو كمسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بالتساوي بين الكاتيونات الفلزية (التي تظهر باللون الأحمر)، وتؤدي قوى التجاذب بين الكاتيونات الموجبة و البحر السالب إلى ربط ذرات الفلزات بعضها مع بعض في شبكة فلزية.

فسر لماذا تُعرف الإلكترونات في الفلزات بالإلكترونات الحرة؟
حرة الحركة

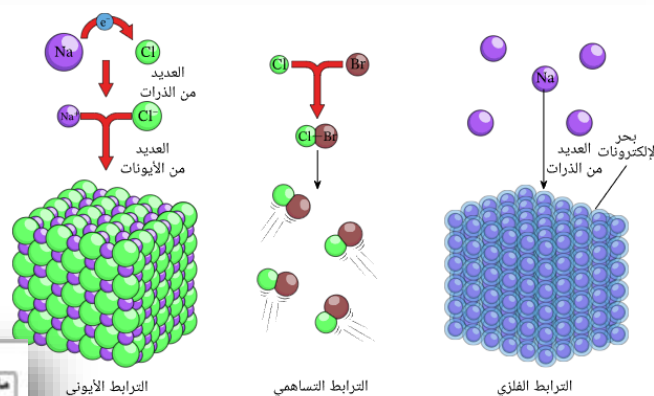
كاتيون فلزي
بحر إلكترونات

الشكل 12 تؤدي القوة المؤثرة إلى تحريك أيونات الفلزات عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل الفلزات قابلة للطرق والسحب

أي العبارات التالية صحيحة بالنسبة لنموذج الترابط الموضح بالشكل أدناه ؟



- الذرات الفلزية تكون في "بحر" من الذرات المشحونة سالبةً
- إلكترونات التكافؤ قابلة للحركة بسهولة بين النوى الفلزية
- المادة سهلة الكسر
- تنقل الكاتيونات الحرارة والكهرباء بسهولة من منطقة إلى أخرى



في ضوء ما درستته عن الرابطة الفلزية أجب عما يأتي:



a. ما المقصود بالرابطة الفلزية؟

b. فسر لماذا النحاس موصل جيد للتيار الكهربائي؟

الذي يُفسر قابلية الفلزات للطرق؟



حركة الإلكترونات الحرة (غير المتموضعة) بسهولة كبيرة

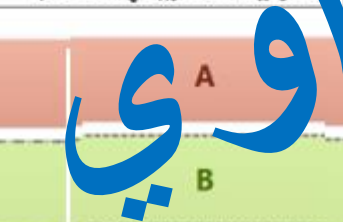
تفاعل الإلكترونات الحرة (غير المتموضعة) مع الضوء

حركة الإلكترونات المقيدة حول الكاتيون الفلزي

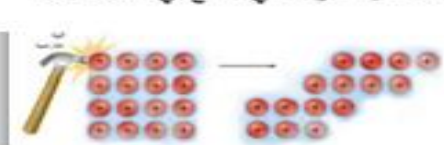
ما الوصف الأفضل لإلكترونات التكافؤ في الرابطة الفلزية؟



A. لديها مواقع ثابتة في الشبكة
B. هي بحر من الإلكترونات الحرة
C. تتركز كثافة الإلكترون حول ذرات معينة
تتأثر فيها الشحنات الموجبة مع الشحنات السالبة



ما خاصية الفلزات التي تتضح في الشكل أدناه؟



توصيل الحرارة والكهرباء

الصلابة والقوة

قابلية الطرق والسحب والتمتد

درجات الانصهار والغليان و الانصهار

روابط تساهمية أحادية

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

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

ماء

a



رابطتان تساهميتان أحاديتان

الأمونيا

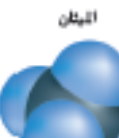
b



ثلاث روابط تساهمية أحادية

البيتان

c



أربع روابط تساهمية أحادية

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 فرأت أن ذرات عناصر المجموعة 17 تكون روابط تساهمية بذرات متطابقة. على سبيل المثال، يوجد الفلور في صورة F_2 والكلور في صورة Cl_2 .

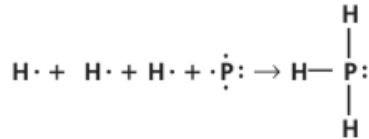
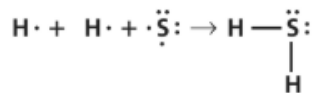
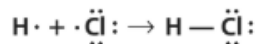
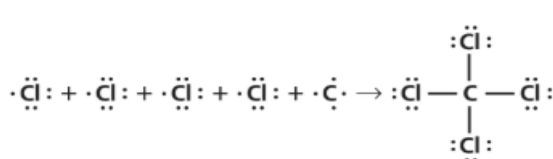
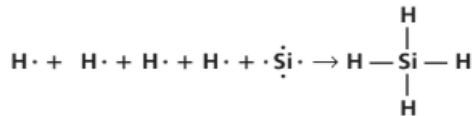
المجموعة 16 والروابط الأحادية يمكن لذرة من عناصر المجموعة 16 مشاركة إلكترونين ويمكن لها تكوين رابطتين تساهميتين. الأكسجين هو عنصر من عناصر المجموعة 16 وله الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^4$. يتكون الماء من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين. كل ذرة هيدروجين يصبح لها الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الهيليوم عندما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

المجموعة 15 والروابط الأحادية تتكون 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 زوجاً من الإلكترونات غير المشتركة على ذرة النيتروجين. الشكل 5b يوضح بنية لويس لجزيء الأمونيا. يكون النيتروجين أيضاً مركبات مشابهة مع ذرات عناصر المجموعة 17، مثل، ثالث فلوريد النيتروجين (NF_3) وثالث كلوريد النيتروجين (NCl_3) وثالث بروميد النيتروجين (NBr_3). تشارك كل ذرة من ذرات عناصر المجموعة 17 مع ذرة النيتروجين زوجاً من الإلكترونات.

المجموعة 14 والروابط الأحادية تتكون ذرات عناصر المجموعة 14 أربع روابط تساهمية. يتكون 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. ونظراً 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 يتكون الكربون أيضاً روابط تساهمية أحادية مع ذرات لافلزية أخرى من بينها تلك الموجودة في المجموعة 17.

الشكل 5 تعرض هذه المعادلات الكيميائية كيف تشارك الذرات الإلكترونات وتصبح 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.

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

مثال 1

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

حل المسألة

أعطيت معلومات تفيد أن الهيدروجين والفلور يكونا جزيء فلوريد الهيدروجين. ذرة الهيدروجين أو هو عنصر من عناصر المجموعة الأولى (لديها إلكترون تكافؤ واحد) ويكتفي بالارتباط مع أي ذرة لافلزية عندما تشارك زوجاً واحداً من الإلكترونات. وتحتاج ذرة الفلور أو هو عنصر من عناصر المجموعة 17 إلى إلكترون واحد للوصول إلى قاعدة الثمانية. ولهذا، فإن رابطة تساهمية أحادية عند ارتباط ذرات الهيدروجين مع الفلور.

إيجاد المجهول

ارسم بنية لويس. تشارك إلكترونات كل ذرة. وبعد ذلك، أمد ذرات الرمز الكبير. استخدم زوج الإلكترونات المشتركة. وبالنسبة، أمد النقاط لتوزيعات غير مشتركة.

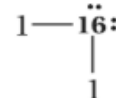
$H \cdot + \cdot \ddot{F} \cdot \rightarrow H-\ddot{F} \cdot$

جزيء فلوريد الهيدروجين

6. تحفيز ارسم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد عنصرين أحدهما من عناصر المجموعة 1 والآخر من عناصر المجموعة 16.

باستعمال العددين 1 و 16 لتمثيل ذرات عناصر المجموعتين

1 و 16 على الترتيب، فإن الشكل المتكون هو:



وزاري

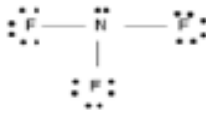
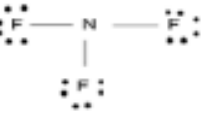
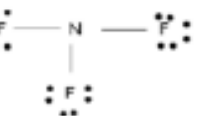
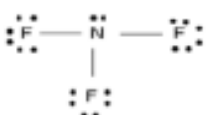
When drawing Lewis structure for nitrogen trifluoride molecule NF_3

Which of the following is **correct**?

(Atomic numbers are N = 7, F = 9)

عند رسم بنية لويس لجزيء ثالث فلوريد النيتروجين NF_3 .
أي مما يأتي **صحيح**؟

(الأعداد الذرية هي N = 7 , F = 9)

بنية لويس الصحيحة للجزيء The correct Lewis structure	إجمالي عدد أزواج الترابط Total number of bonding pairs	إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط Total number of valence electrons available for bonding	
	17	34	A
	17	34	B
	13	26	C
	13	26	D

كوثر هند داوي

وزاري

عدد الأزواج المشاركة	الجزء	نوع الرابطة	طول الرابطة	طاقة تفكك الرابطة كسر
زوج واحد 2e	F ₂	تساهمية أحادية	$1.43 \times 10^{-10} \text{ m}$ يقل	159 kJ/mol تزداد
زوجين 4e	O ₂	تساهمية ثنائية	$1.21 \times 10^{-10} \text{ m}$ طول	498 kJ/mol طاقة
ثلاثة أزواج 6e	N ₂	تساهمية ثلاثية	$1.10 \times 10^{-10} \text{ m}$ الرابطة	945 kJ/mol الرابطة

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

قوة الروابط التساهمية

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

طول الرابطة تعتمد قوة الرابطة التساهمية على المسافة بين النوى المترابطة. ويُطلق على المسافة بين نواتين مترابطتين في موضع الحد الأقصى للجذب طول الرابطة كما هو موضح في الشكل 10. وهو يحدد بواسطة أحجام الذرتين المرتبطتين وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة بينهما. تُدرج أطوال الروابط لجزيئات الفلور (F₂) والأكسجين (O₂) والنتروجين (N₂) في الجدول 1. لاحظ أنه عند زيادة عدد أزواج الإلكترونات المتشاركة، قصر طول الرابطة. يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضاً؛ فكلما كان طول الرابطة قصيراً، زادت قوتها. ولهذا، تكون الرابطة الأحادية، كما في F₂ أضعف من الرابطة الثنائية كما في O₂. وبالمثل تكون الرابطة الثنائية الموجودة في O₂ أضعف من الرابطة الثلاثية في N₂.

ما الترتيب التصاعدي للروابط في الجدول أدناه حسب طاقة تفكك الرابطة من الأقل إلى الأعلى؟

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

الجزء	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. (الأضعف) F₂ ← O₂ ← N₂ (الأقوى)
 B. (الأضعف) N₂ ← F₂ ← O₂ (الأقوى)
 C. (الأضعف) F₂ ← O₂ ← N₂ (الأقوى)
 D. (الأضعف) F₂ ← N₂ ← O₂ (الأقوى)

طول الرابطة	Bond Length
C≡C	$1.20 \times 10^{-10} \text{ m}$
C—C	$1.47 \times 10^{-10} \text{ m}$
C=C	$1.34 \times 10^{-10} \text{ m}$

1	(الأقل) C—C ← C=C ← C≡C (الأعلى) (The lowest) C≡C → C=C → C—C (the highest)
2	(الأقل) C≡C ← C=C ← C—C (الأعلى) (The lowest) C—C → C=C → C≡C (the highest)
3	(الأقل) C=C ← C—C ← C≡C (الأعلى) (The lowest) C≡C → C—C → C=C (the highest)
4	(الأقل) C=C ← C≡C ← C—C (الأعلى) (The lowest) C—C → C≡C → C=C (the highest)

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية

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

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

1. يرد اسم العنصر الأول من الصيغة في النهاية، مع استخدام الاسم الكامل لهذا العنصر. **N هو رمز النيتروجين.**
2. 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 استخداما. هناك ذرات 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 بدلا من أحادي ، ثنائي ، ثلاثي ، رباعي ، خماسي على الترتيب..

الجدول 3 البادئات في المركبات التساهمية

عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أحادي	6	سداسي
2	ثنائي	7	سباعي
3	ثلاثي	8	ثمانى
4	رباعي	9	تساعي
5	خماسي	10	عشارى

وزاري

ما الاسم الصحيح للمركب N_2F_4 ؟

رابع نيتريد ثنائي الفلور

رابع فوسفيد ثنائي النيتروجين

رابع فلوريد ثنائي النيتروجين

رابع نيتريد ثنائي الفوسفور

مثال 2

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. **العنصر الأول، الممثل بالحرف P، هو الفوسفور.**
العنصر الثاني، الممثل بالحرف O، هو الأكسجين.
 أكسيد فوسفور
 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

سم كلاً من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

14. CO_2 ثاني أكسيد الكربون

15. SO_2 ثاني أكسيد الكبريت

16. NF_3 ثلاثي فلوريد النيتروجين

17. CCl_4 رباعي كلوريد الكربون

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



وزاري

ما إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط في أيون الفوسفات



32

مثال 4

بنية لويس للمركب التساهمي ذي الروابط المتعددة
ثاني أكسيد الكربون هو ناتج التنفس الخلوي. ارسم بنية لويس لثاني أكسيد الكربون (CO_2).

1 حل المسألة

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

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

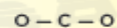
$$1 \text{ C atom} \times \frac{4 \text{ valence electrons}}{1 \text{ C atom}} + 2 \text{ O atoms} \times \frac{6 \text{ valence electron}}{1 \text{ O atom}}$$

يتوفر 16 إلكترون تكافؤ للربط.

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

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

تتوفر ثمانية أزواج من الإلكترونات للترابط.



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

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

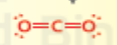
أصب ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين طرفية.



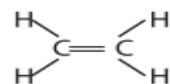
حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

6 أزواج متوفرة - 6 أزواج مستخدمة = 0 زوج متبقي

افحص التركيب غير المكتمل أعلاه (البنية لويس مظهرًا). لاحظ أن ذرة الكربون ليس لها ثمانية إلكترونات ولا يوجد أكثر من زوج متوفر من الإلكترونات. للوصول بذرة الكربون إلى الثمانية، ينبغي أن يتكون الجزيء روابط ثنائية.



39. ارسم تركيب لويس للإيثيلين C_2H_4 .



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



مثال 3

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

1 حل 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

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

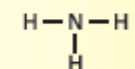
$$1 \text{ N atom} \times \frac{5 \text{ valence electrons}}{1 \text{ N atom}} + 3 \text{ H atoms} \times \frac{1 \text{ valence electron}}{1 \text{ H atom}}$$

تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

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

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

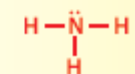
يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.



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

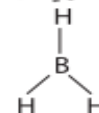
4 أزواج إجمالي - 3 أزواج مستخدمة = زوج واحد متبقي

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.

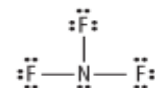


ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

37. ارسم تركيب لويس لجزيء BH_3 .



38. تحفيز يحتوي جزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس للجزيء.



استراتيجيات حل المشكلات

رسم بنية لويس

1. تبدأ بموقع ذرات محددة.

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

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

2. حدد عدد الإلكترونات المتوفرة للربط.

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

3. حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

لإجراء ذلك قسم عدد الإلكترونات المتوفرة للربط على اثنين.

4. ضع أزواج الربط.

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

5. حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

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

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

هل تحاط الذرة المركزية بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا لم يكن الأمر كذلك،

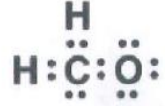
فلن تحقق قاعدة الثمانية. لتحقيق قاعدة الثمانية، حول زوج أو اثنين من الأزواج غير المرتبطة في الذرات الطرفية إلى رابطة ثلاثية أو ثنائية بين الذرة الطرفية والذرة المركزية، وتظل هذه الأزواج مرتبطة بالذرة الطرفية وأيضًا بالذرة المركزية. تذكر أن ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت تكون غالبًا روابط ثنائية وثلاثية.

تطبيق الاستراتيجية

ادرس الأمثلة 3 و 4 و 5 لمعرفة كيفية تطبيق خطوات استراتيجية حل المشكلات.

وزاري

30. رسم طالب بنية لويس التالية للفورمالدهيد CH_2O .

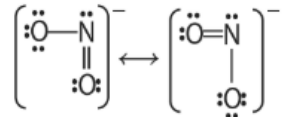


- ما غير الصحيح في الرسم ؟ ولماذا ؟

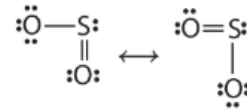
- ارسم بنية لويس الصحيحة لـ CH_2O . موضحاً خطوات الحل

ارسم أشكال الرنين للجزيء الآتية:

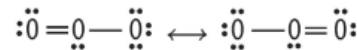
43. NO_2^-



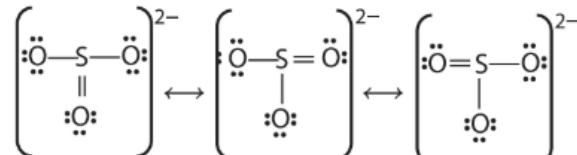
44. SO_2



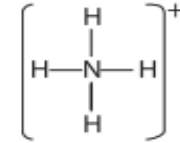
45. O_3



46. تحفيز ارسم أشكال رنين لويس للأيون SO_3^{2-} .

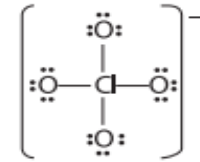


41. ارسم تركيب لويس لأيون NH_4^+ .



42. تحفيز يحتوي أيون ClO_4^- على عدد من الأزواج غير

المرتبطة. ارسم تركيب لويس له.



مثال 5

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

1 حل المسألة

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

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

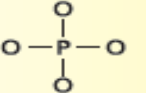
$$1 \text{ P atom} \times \frac{5 \text{ valence electrons}}{\text{P atom}} + 4 \text{ O atoms} \times \frac{6 \text{ valence electron}}{\text{O atom}}$$

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

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

حدد إجمالي عدد أزواج الترابط.

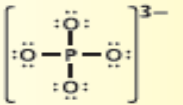
ارسم روابط أحادية من كل ذرة أكسجين طرفية إلى ذرة الفوسفور المركزية.



16 زوج متوفر - 4 أزواج مستخدمة
= 12 زوج متبقي

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين طرفية.

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

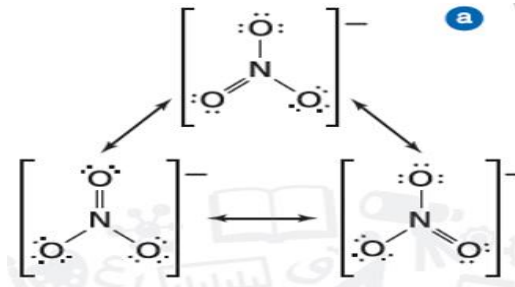


تراكييب الرنين

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

الرنين هي حالة تحدث عندما تكتب أكثر من بنية لويس صحيحة لجزيء أو أيون. يُشار إلى ينيثين أو أكثر من بُنى لويس التي تمثل جزيء مفرد أو أيون على أنها تراكييب رنين. يختلف تراكييب الرنين فقط في موقع أزواج الإلكترونات. وليس في مواقع الذرات. يختلف موقع الأزواج غير المرتبطة وأزواج الربط في تراكييب الرنين. للجزيء O_3 والأيونات متعددة الذرات SO_3^{2-} و CO_3^{2-} و NO_3^- و NO_2^- جميعها يوجد فيها ظاهرة الرنين.

من المهم أن تعلم أن كل جزيء أو أيون يوجد فيه ظاهرة الرنين يتصرف كما لو كان له تركيب واحد. ارجع إلى الشكل 14b. تُظهر أطوال الرابطة المقاسة تجريبياً أن الروابط متطابقة مع بعضها البعض. وهي أقصر من الروابط الأحادية ولكن أطول من الروابط الثنائية. طول الرابطة الفعلية هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في تراكييب الرنين.



b

