مدرسة الشروق الخاصة

قسم العلوم

العام الدراسي

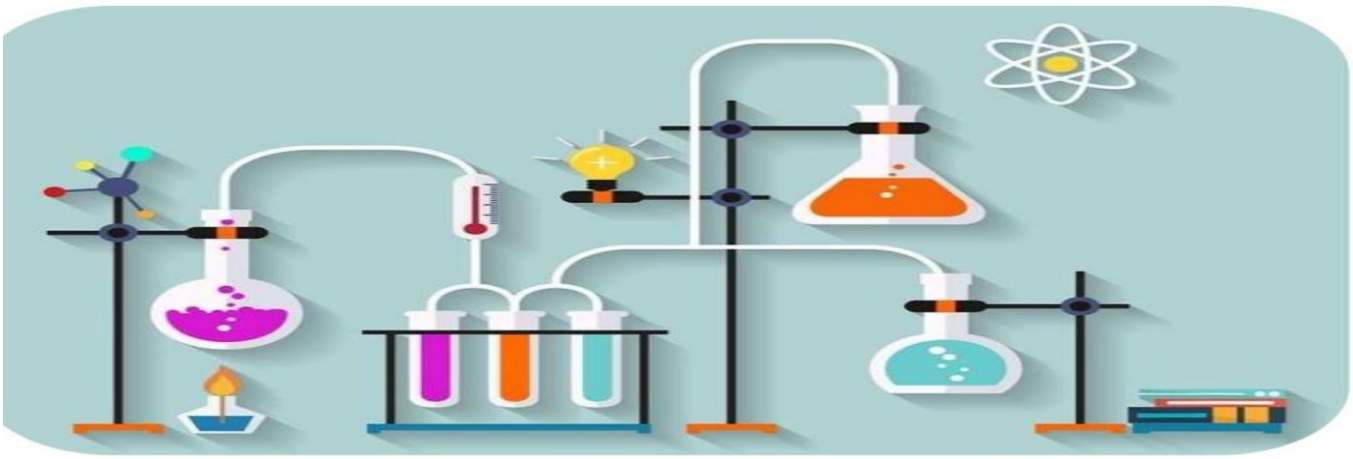
2024/2025

مراجعة مادة الكيمياء

الصف : العاشر متقدم

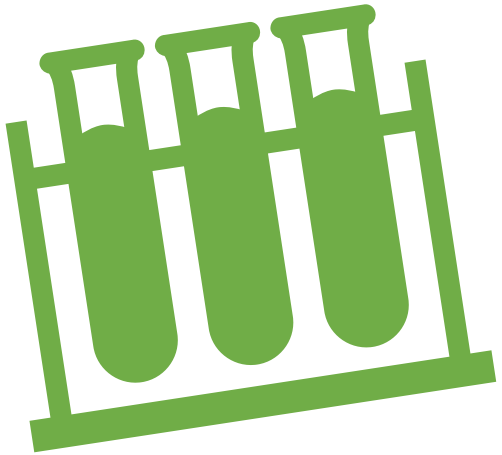
الفصل الدراسي الأول

2025-2024



ملاحظة : المراجعة لا تغني عن الكتاب المدرسي

نموذج هيكل مادة الكيمياء للصف ADV-10



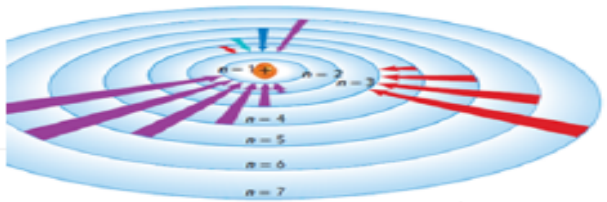
Differentiate between the ground and excited states of an atom	Figure 10 , Figure 11	14 – 15
يُقارن بين الحالة الأرضية وحالة الاستثارة للذرة	الشكل 10 والشكل 11	

وزاري

What is called the state of the atom when it gains energy according to Bohr's model?	ماذا تسمى الحالة التي تكون الذرة فيها عندما تكتسب طاقة وفق نموذج بور؟
A. Ground state	A. الحالة الأرضية
B. Excited state	B. الحالة المستثارة
C. Inert state	C. الحالة الخاملة
D. Radiation-emitting state	D. حالة انبعاث الأشعاع

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

electron
bit n−2?



المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.01.001

a. Lyman	ليمان
b. Balmer	بالمر
c. Paschen	باشن

نظرية الكم والذرّة

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

الكيمياء في حياتك

تخيل أنك تتسلق سلمًا وتحاول الوقوف بين الدرجات. لن تنجح بالطبع إلا إذا كان بمقدورك الوقوف على الهواء. حين تكون الذرات في حالات طاقة مختلفة، تتصرف الإلكترونات بنفس الطريقة التي يتصرف بها الشخص الذي يصعد 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 منفصلًا بدلًا من أن يكون متصلًا؟ اقترح عالم الفيزياء الدنماركي نيلز بور، الذي كان يعمل في مختبر رذرفورد عام 1913، نموذجًا كميًا لذرة الهيدروجين يبدو أنه يجيب على هذا السؤال. كما تنبأ نموذج بور أيضًا بشكل صحيح بترددات الخطوط الموجودة في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين.

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.

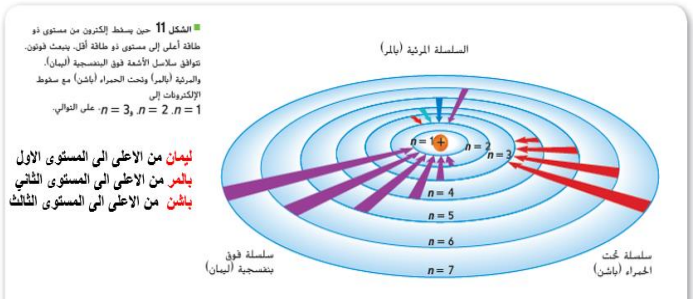
الجدول 1 وصف بور لذرّة الهيدروجين

المدار الذرّي 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 الهيدروجين المسموح بها ومستويات الطاقة.

طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين: اقترح بور أن ذرّة 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 الذرّة. حين تضاف الطاقة من مصدر خارجي، ينتقل الإلكترون لمستوى طاقة أعلى، مثل مستوى الطاقة $n = 2$ الموضح في **الشكل 11**. انتقال الإلكترونات هذا يجعل الذرّة 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.

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



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.

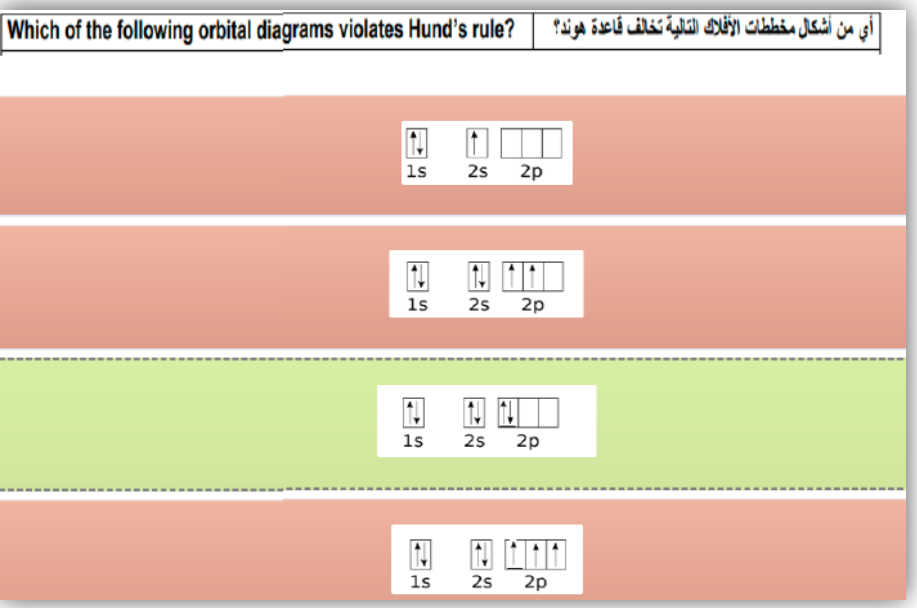
ليمان من الاعلى الى المستوى الاول
بالمر من الاعلى الى المستوى الثاني
باشن من الاعلى الى المستوى الثالث

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

Explain the aufbau principle , the Pauli exclusion principle,and Hund's rule	Text Book	24 – 25 – 26
يفسر مبدأ أوفباو ومبدأ باولي للاستبعاد وقاعدة هوند	نص الكتاب	

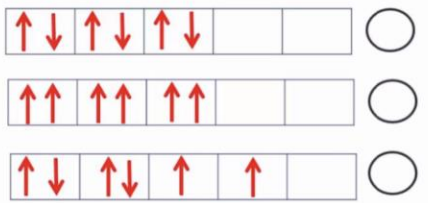
وزاري

Which of the following orbital diagrams violates Hund's rule?	أي من أشكال مخططات الأفلاك التالية تخالف قاعدة هوند؟



الشكل الصحيح لـ مبدأ باولي هو .....

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



كل ما سبق غير صحيح .

مفردات للمراجعة

الإلكترون: جسيم سالب الشحنة سريع الحركة ذو كتلة ضئيلة للغاية يوجد في كافة أشكال المادة ويتحرك عبر الفراغ محيطًا بنواة الذرة.

مفردات جديدة

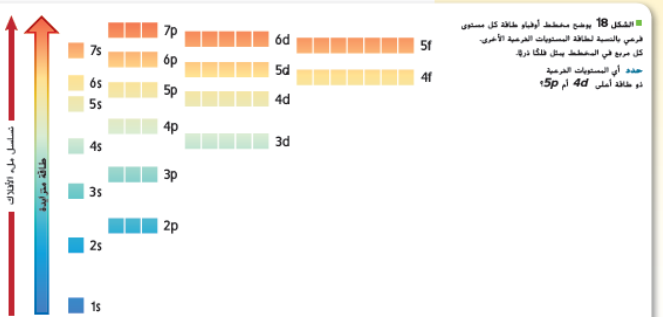
الترتيب الإلكتروني (Electron configuration)
مبدأ أوفباو (Aufbau Principle)
مبدأ استبعاد باولي (Pauli's exclusion principle)
قاعدة هوند (Hund's Rule)
إلكترون التكافؤ (Valence electron)
الترميز النقطي للإلكترون (Electron dot structure)

الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية

حين تفكر في أن ذرات العناصر الأقل تحتوي على أكثر من 100 إلكترون. فإن فكرة تحديد الترتيب الإلكتروني في الذرّات 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 الذرّات باستخدام قواعد محددة قليلة.

ترتيب الإلكترونات في الذرّة يسمى **الترتيب الإلكتروني في الذرة**. نظراً لأن أنطبة الطاقة المنخفضة تكون أكثر استقرارًا من أنطبة الطاقة المرتفعة. تميل الإلكترونات في الذرة لاتخاذ الترتيب الذي يمنح الذرة أقل طاقة ممكنة. أكثر التوزيعات استقرارًا 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 الملك الأقل طاقة. لذا. تكون أول خطوة لتحديد الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية للعنصر هو تعلم تسلسل الأفلاك الذرية من الطاقة الأقل إلى الطاقة الأعلى. يرد هذا التسلسل المعروف بمخطط أوفباو في الشكل 18. يمثل كل مربع في الشكل فلكًا ذريًا.



الشكل 18 يوضح مخطط أوفباو طاقة كل مستوى فرعي بالنسبة لطاقة المستويات الفرعية الأخرى. كل مربع في المخطط يمثل فلكًا ذريًا.

حدد أي المستويات الفرعية ذو طاقة أعلى **4d** أم **5p**؟

الجدول 3 سمات مخطط أوفباو

السمة	مثال
كافة الأفلاك المتعلقة بمستوى طاقة فرعي يكون لها نفس الطاقة.	كل أفلاك 2p الثلاثة لها نفس الطاقة.
في الذرة متعددة الإلكترونات، تختلف طاقات المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيسي.	الطاقة لأفلاك 2p الثلاثة أعلى من الملك 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.	يمتلك الملك المتعلق بالمستوى الفرعي 4s لذرة طاقة أقل من الأفلاك الخمسة المتعلقة بالمستوى الفرعي 3d.

الجدول 3 يلخص عدة سمات من مخطط أوفباو بالرغم من أن مبدأ أوفباو يصف التسلسل الذي تُملأ به الأفلاك بالإلكترونات. فمن المهم معرفة أن الذرات لا تبني إلكترون بإلكترون.

مبدأ باولي للاستبعاد يمكن تمثيل الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في مربعات. لكل إلكترون اتجاه دوران مرتبط معه. حيث يمثل السهم الذي يشير لأعلى ↑ دوران الإلكترون في اتجاه واحد. والسهم الذي يشير لأسفل ↓ يمثل دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. يمثل المربع الفارغ □ فلكًا غير مشغول. ويمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد إلى أعلى ↑ فلكًا ذو إلكترون واحد. ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين لأعلى وأسفل ↑↓ فلكًا ممتلئًا.

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

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

1. ↑ □ □
2. ↑ ↑ □
3. ↑ ↑ ↑
4. ↑↓ ↑ ↑
5. ↑↓ ↑↓ ↑
6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

المفردات
أصل الكلمة
أوفباو *Aufbau*
مشتق من الكلمة الألمانية *aufbauen*، التي تعني بناء أو ترتيب.

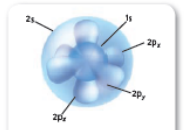
المعلومات
ادمج المعلومات الواردة بهذا القسم في مخطوطتك.

ترتيب الإلكترونات

يمكنك أن تمثل الترتيب الإلكتروني للذرة مستخدمًا إحدى الطريقتين: مخطط الأفلاك أو ترميز الترتيب الإلكتروني

مخطط الأفلاك. كما ذكرنا من قبل. يمكن تمثيل الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في مربعات. يمثل كل مربع برقم الكم الرئيس والمستوى الفرعي المرتبط بالفلك. على سبيل المثال. يحتوي مخطط الأفلاك لذرة الكربون في الحالة المستقرة الموضح أدناه على إلكترونين في الفلك 1s. وإلكترونين في الفلك 2s. وإلكترون واحد في اثنان من الثلاثة أفلاك المنحلة 2p. بينما يظل الفلك الثالث 2p غير مشغول.

ترميز الترتيب الإلكتروني يمثل ترميز الترتيب الإلكتروني مستوى الطاقة الرئيس ومستوى الطاقة الفرعي المرتبط بكل مستوى من مستويات الذرة ويتضمن رقمًا فوقياً يمثل عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي. على سبيل المثال فإن ترميز الترتيب الإلكتروني لذرة الكربون في الحالة الأرضية يكتب على النحو التالي $1s^2 2s^2 2p^2$. ويوضح **الجدول 4** مخططات الأفلاك وترميزات الترتيب الإلكتروني للعناصر الموجودة في الدورات الأولى والثانية من الجدول الدوري. ويوضح الشكل 19 كيف تتداخل الأفلاك 1s، 2s، $2p_x$، $2p_y$، و $2p_z$ التي تم توضيحها سابقًا في الشكل 17 في ذرة النيون.



الشكل 19 تداخل أفلاك 1s، 2s، و 2p لذرة النيون.
تذكر كم عدد الإلكترونات في ذرّة النيون.

الجدول 4 الترتيب الإلكتروني ومخططات أفلاك العناصر 1–10

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

وزاري

n atom with $3s^2 3p^1$

أي من الجداول التالية يُعبّر عن ذرّة لها التوزيع الإلكتروني التالي:
$[Ne]\ 3s^2 3p^1$

المجموعة block	المجموعة group	الدورة period
s	3	3

المجموعة block	المجموعة group	الدورة period
s	3	1

المجموعة block	المجموعة group	الدورة period
p	3	3

المجموعة block	المجموعة group	الدورة period
p	13	3

مثال 1

الترتيب الإلكتروني والجدول الدوري الترتيب الإلكتروني للسترونشيوم، الذي يُستخدم لصُنع الألعاب الحمراء هو $[Kr]5s^2$ دون استخدام الجدول الدوري. حدد المجموعة والدورة والمجمع الخاصة بالسترونشيو

1 تحليل المسألة

لديك الترتيب الإلكتروني لعنصر السترونشيوم.

المعلوم: الترتيب الإلكتروني = $[Kr]5s^2$

المجهول: المجموعة = ؟ ، الدورة = ؟ ، المجمع = ؟

2 إيجاد القيمة المجهولة

يُشير s^2 إلى أنّ إلكترونات التكافؤ لعنصر السترونشيوم تملأ المستوى الفرعي s. ولهذا يوجد عنصر السترونشيوم في المجموعة 2 **للمجمع s**.

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

تُشير 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 تكافئها:

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 لكلٍّ من العناصر الآتية:

a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

c. غاز نبيل في الدورة 5
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

d. عنصر في المجموعة 16 الدورة 2
$1s^2 2s^2 2p^4$

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

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

وزاري

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

ization Energy (KJ/mol) طاقة التأين الثانية KJ/mol	Difference between 1st and 2nd I.E. الفرق بين طاقة التأين الأولى والثانية
7300	6780
1760	860
2430	1630
2350	1260
2860	1460

c. لأن الطاقة اللازمة لكل عملية تأين تالية تزيد دوماً

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

e. لأن الذرة تتمسك بإلكتروناتها الأساسية الداخلية بقوة شديدة تفوق تمسكها بإلكترونات التكافؤ

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

18. المركبات الواردة بالجدول المقابل تبعًا لدرجة الانصهار:

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

ترتيب : (الأقل) ..... ← ..... ← ..... (الأكثر)

Which is the correct ascending order of the atomic radius for the period 4 elements shown in the table below?	ما الترتيب التصاعدي الصحيح حسب نصف القطر الذري لكل من عناصر الدورة الرابعة المبينة في الجدول أدناه؟

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) Ga ← Ge ← Ca ← K (الأكبر)

B. (lowest) Ge → Ga → Ca → K (highest) — B. (الأقل) Ge ← Ga ← Ca ← K (الأكبر)

C. (lowest) K → Ca → Ga → Ge (highest) — C. (الأقل) K ← Ca ← Ga ← Ge (الأكبر)

D. (lowest) Ca → Ga → Ge → K (highest) — D. (الأقل) Ca ← Ga ← Ge ← K (الأكبر)

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 الأفلاك المتوافقة مع مستويات الطاقة الرئيسة الأعلى، مما يؤدي إلى زيادة تدريجية في حجم الأيون. ومن ثَمّ تزيد أنصاف الأقطار الأيونية لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. تُلخّص اتجاهات المجموعات والدورات في أنصاف الأقطار الأيونية في **الشكل 15**.

طاقة التأين

لتكوين أيون موجب، يجب إزالة إلكترون من الذرة المتعادلة. ويتطلب ذلك توفر طاقة. ونحتاج إلى هذه الطاقة للتغلب على قوة التجاذب بين الشحنة الموجبة للنواة والشحنة السالبة للإلكترون. تُعرّف **طاقة التأين** بأنها الطاقة المطلوبة لإزالة إلكترون من ذرة في الحالة الغازية على سبيل المثال، يلزم طاقة قدرها 8.64×10^{-19} جول لإزالة إلكترون من ذرة ليثيوم في الحالة الغازية. يُطلق على الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الخارجي الأول من أي ذرة طاقة التأين الأولى. وطاقة التأين الأولى لليثيوم تساوي 8.64×10^{-19} جول. ينتج عن فقد الإلكترون تكوّن أيون Li^+. وطاقات التأين الأولى للعناصر في الدورات من 1 إلى 5 موضحة في الرسم البياني في **الشكل 16**.

التأكد من فهم النص عرّف طاقة التأين.

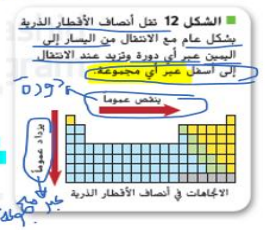
فكّر في طاقة التأين كمؤشر على مدى قوة تمسُّك نواة الذرة بإلكترونات تكافؤها. لذا تُشير قيمة طاقة التأين العالية إلى أن الذرة تتمسك بإلكتروناتها بقوة. ومن ثَمّ تقل احتمالية أن تكوّن الذرات التي لها قيم طاقة تأين عالية أيونات موجبة وبالمثل، تُشير قيمة طاقة التأين المنخفضة إلى أن الذرة تفقد الإلكترون الخارجي 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 تمسُّك نواة الذرة بإلكتروناتها. لذا تُشير قيمة طاقة التأين العالية إلى أن الذرة تتمسك بإلكتروناتها بقوة. ومن ثَمّ 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.

الاتجاهات خلال الدورات بوجه عام، تقل 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 حفيفة أن مستوى الطاقة الرئيس يظل ثابتًا خلال أي دورة. ويزيد عدد الإلكترونات والبروتونات في كل عنصر بمقدار بروتون وإلكترون واحد عن العنصر السابق له وتتم إضافة كل إلكترون إضافي إلى الأفلاك المتوافقة مع مستوى الطاقة الرئيس نفسه. وبالانتقال عبر الدورة، لا تظهر أي إلكترونات إضافية بين إلكترونات التكافؤ والنواة. ولهذا، تكون إلكترونات التكافؤ غير محمية من شحنة النواة المتزايدة التي تعمل بدورها على سحب الإلكترونات الخارجية لتقربها إلى النواة.

التأكد من فهم النص ناقش حقيقة كيف أن بناء مستوى الطاقة الرئيس خلال أي دورة دون تغيير يفسّر 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 وتتم إضافة الإلكترونات إلى الأفلاك المتوافقة مع مستويات الطاقة الرئيسة الأعلى على التوالي. ومع ذلك، لا تسحب شحنة النواة المتزايدة الإلكترونات الخارجية تجاه النواة لجعل الذرة أصغر. وبالانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة، يزداد حجم الغلاف الخارجي مع زيادة مستوى الطاقة الرئيس. ولهذا، تصبح الذرة أكبر حجمًا. وزيادة حجم الغلاف 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 أغلاف إضافية بين النواة والإلكترونات الخارجية، تعمل هذه الإلكترونات على حماية الإلكترونات الخارجية من النواة. يُلخص **الشكل 12** اتجاهات المجموعات والدورات.



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

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 تفقدها تصبح ذات شحنة. ولهذا فإن **الأيون** عبارة عن ذرة أو مجموعة مترابطة من الذرات موجبة أو سالبة الشحنة. سنتعرّف على الأيونات لاحقًا. أما الآن، فكر في كيفية تأثير تكوّن الأيون في حجم الذرة.

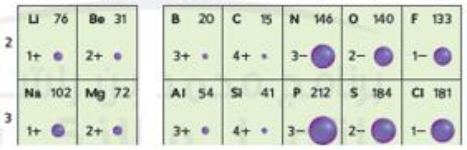
الشكل 13 يختلف حجم الذرات اختلافًا كبيرًا عندما تكوّن أيونات.
a. الأيونات الموجبة أصغر من الذرات المتعادلة المكوّنة لها.

الكيمياء
ضمّن معلوماتك من هذا القسم

عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكوّن أيونات سالبة الشحنة، تصبح أكبر حجمًا. وتؤدي إضافة إلكترون إلى الذرة إلى زيادة التنافر الإلكتروستاتيكي 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 يتزايد نصف قطر الكلور عندما تكوّن ذرات الكلور أيونات سالبة.

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



الشكل 14 يوضّح أنصاف الأقطار الأيونية لمعظم العناصر الرئيسة بالبيكومترات (10^{-12}m).
فسّر لماذا تزيد أنصاف الأقطار الأيونية لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

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?	سلطت الشكل أدناه، إذا كان A يرمز لذرة و B يرمز لأيون لنفس العنصر أي العبارات التالية صحيحة ؟
A. The ion is positive as the ionic diameter becomes larger when an electron is lost	A. الأيون موجب حيث تصبح القطر الأيوني أكبر عند فقدان الإلكترون
B. The ion is negative as the ionic diameter becomes larger when an electron is gain	B. الأيون سالب حيث تصبح القطر الأيوني أكبر عند اكتساب إلكترون
C. The ion is negative as the ionic diameter becomes smaller due the decrease in the electrostatic repulsion	C. الأيون سالب حيث تصبح القطر الأيوني أصغر بسبب انخفاض قوى التنافر الإلكتروستاتيكي
D. The ion is positive as the ionic diameter becomes larger due the increase in the electrostatic repulsion	D. الأيون موجب حيث تصبح القطر الأيوني أكبر بسبب زيادة قوى التنافر الإلكتروستاتيكي

أيون واحد من المغنيسيوم إلى

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

أي الأزواج الآتية يتساوى في عدد الإلكترونات؟

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

18-ما الأيون المُرجح 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. What is the charge of the formed ions?	تميل عناصر المجموعة 13 من الجدول الدوري إلى فقدان إلكترونات التكافؤ للوصول الى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر مكوّنة أيونات. ما شحنة الأيونات المتكوّنة؟
-3	
+2	
+3	

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

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

أيونات الفلزات الانتقالية تذكر أن الفلزات الانتقالية توجد عام مستوى الطاقة الخارجي لها هو ns^2، وبالانتقال من اليسار إلى اليمين خلال أي دورة، تملأ ذرات كل عنصر المستوى الفرعي الداخلي d. عند تكوين أيونات موجبة، تفقد عادة الفلزات الانتقالية إلكتروني التكافؤ لها مكونة أيونات 2+. ومع ذلك، يحتمل أن تفقد أيضًا إلكترونات المستوى d. ولهذا، فإن الفلزات الانتقالية عادة تكون أيونات +3 أو أكبر. وفقًا لعدد الإلكترونات الموجودة في الترتيب الإلكتروني وعكس العدد الإلكترونات التي ستفقدها، على سبيل المثال، يكون الحديد (Fe) ثلاثًا من الأيون Fe^{2+} و Fe^{3+}. القاعدة البديلة التي تُطبق على هذه الفلزات تنص على أنها تكون أيونات بشحنة 2+ أو 3+.

الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل على الرغم من أن تحقيق قاعدة الثمانية هو الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا، يمكن أن توفر الترتيبات الإلكترونية الأخرى أيضًا الاستقرار. على سبيل المثال، تفقد العناصر في المجموعة 11 إلى 14 لتكوّن مستوى طاقة خارجي يحتوي على المستويات الفرعية s و p و d. ويُشار إلى هذه الترتيبات الإلكترونية المستقرة نسبيًا بترتيبات الغازات شبه النبيلة. يوضح **الشكل 3** أن لذرة الخارصين الترتيب الإلكتروني $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}$. عند تكوين أيون، تفقد ذرة الخارصين إلكتروني المستوى 4s في مستوى الطاقة الخارجي وينتج عن ذلك الترتيب المستقر $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}$ ويسمى الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل.

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، تكتسب الكلور إلكترونًا واحدًا وتكون أيونًا بشحنة 1-. بعد اكتساب الإلكترون، يكون لأيون الكلوريد الترتيب الإلكتروني لذرة الأرجون.

ذرة الكلور (Cl) $1s^22s^22p^63s^23p^5$

ذرة الأرجون (Ar) $1s^22s^22p^63s^23p^6$

أيون الكلوريد (Cl^-) $1s^22s^22p^63s^23p^6$

الأنيون هو أيون سالب الشحنة. لتسمية أي أنيون، تتم إضافة المقطع -ايد في نهاية اسم عنصر العنصر. ولهذا، تصبح ذرة الكلور أنيون كلوريد. ما هو اسم أنيون النيتروجين؟ نيتريد

لماذا يستخدم الترميز النقطي

الجدول 1 الترميز النقطي للإلكترونات

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

إلكترونات التكافؤ تذكر أن الترميز النقطي للإلكترونات هو نوع من أنواع المخططات المستخدمة لتوضيح الإلكترونات التكافؤ. يعد الترميز النقطي للإلكترونات طريقة سهلة لاستخدام لتوضيح تكون الروابط الكيميائية. يوضح الجدول 1 العديد من الأمثلة للترميز النقطي للإلكترونات. على سبيل المثال، الكربون، الذي له الترتيب الإلكتروني $1s^22s^22p^2$، لديه أربعة إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الثاني. تمثل إلكترونات التكافؤ بوساطة أربع نقاط حول الرمز C الموجود في الجدول.

تذكر أيضًا أن طاقة التأين تشير إلى مدى سهولة فقدان الذرة للإلكترون وأن الميل الإلكتروني يشير إلى مقدار جذب الذرة للإلكترونات. تظهر الغازات النبيلة، التي تتميز بطاقات التأين العالية وميل إلكتروني منخفض نظمًا عالية في النشاط الكيميائي. تتفاعل العناصر الأخرى في الجدول الدوري مع بعضها بحيث تشكل مركبات متعددة. ويرتبط الاختلاف في النشاط الكيميائي بعناصر بالإلكترونات التكافؤ.

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

تكوين الأيون الموجب

يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ للوصول إلى الترتيب الإلكتروني لغاز النبيل. يسمى الأيون موجب الشحنة كاتيون. هذا يعني تكون أي أيون موجب، فإن بين الترتيبات الإلكترونية لغاز النبيل الأقرب الذري (10) وغاز الصوديوم الطوري الأقرب الذري (11).

ذرة النيون (Ne) $1s^22s^22p^6$

ذرة الصوديوم (Na) $1s^22s^22p^63s^1$

لاحظ أن ذرة الصوديوم تحتوي على إلكترون تكافؤ واحد في المستوى 3s، وهي تختلف عن النيون والذي تكافؤ واحد عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الخارجي، يصبح الترتيب الإلكتروني الناتج مماثلًا للنيون. يوضح **الشكل 2** كيف تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الخاص بها لتصبح كأيون صوديوم. تفقد الإلكترون، تكتسب ذرة الصوديوم الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر للنيون. ومن المهم أن نفهم أيضًا أنه على الرغم من أن الصوديوم له الآن الترتيب الإلكتروني للنيون، فالصوديوم لا يتحد مثل النيون. لديه أيضًا بروتونات أكثر من الإلكترونات، مما يجعله موجب الشحنة.

أيونات الفلزات ذرات الفلزات نشطة كيميائيًا لأنها تفقد إلكترونات التكافؤ بسهولة. تعتبر الفلزات الموجودة في المجموعة 1 و 2 من أكثر الفلزات نشاطًا كيميائيًا في الجدول الدوري. على سبيل المثال، يكون البوتاسيوم والمغنيسيوم، وهما عنصران في المجموعة 1 والمجموعة 2 على التوالي. أيونات K^+ و Mg^{2+}. تكون أيضًا بعض ذرات المجموعة 13 أيونات. يتم تلخيص الأيونات التي تتكون من طريق ذرات الفلزات من المجموعة 1 و 2 و 13 في **الجدول 2**.

الجدول 2-1 أيونات المجموعات 1 و 2 و 13

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
1	ns^1 [غاز نبيل]	1+
2	ns^2 [غاز نبيل]	2+
13	ns^2np^1 [غاز نبيل]	3+

tron– dot structure) to explain how elements from the periodic table groups combine to form an ionic compound	Table 4 , Text Book	79–80
يستخدم الترميز النقطي للإلكترون لتفسير ارتباط عناصر المجموعات المختلفة في ا	الجدول 4 ونص الكتاب	

وزاري

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

A

B

C

D

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 المجموعة 13 من الجدول الدوري إلى فقدان إلكترونات التكافؤ للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر مكوّنة أيونات. ما شحنة الأيونات المتكوّنة؟

-3

+2

+3

0

الشحنات وتكوّن المركّبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركّبات الأيونية؟ للإجابة عن هذا السؤال، تفحص 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 والمكتسبة ينبغي أن يكون متساويًا، فإننا نحتاج إلى ذرتين من الفلور لقبول الإلكترونين المفقودين من ذرة الكالسيوم.

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

(CaF_2)

وكما ترى فإن الشحنة الكلية لوحدة واحدة من فلوريد الكالسيوم تساوي صفر. **الجدول 4** يلخص طرائق متعددة يمكن بها تمثيل تكوّن مركّب 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 المركّب المتعادل المتكوّن أكسيد الألمنيوم (Al_2O_3).

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

للتاكد من الصيغة الصحيحة نستخدم القانون التالي :

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

خصائص المركّبات الأيونية

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

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

Describe the relationship between lattice energy and the charge of ions	Table 6 , Text Book	84-85
يصف العلاقة بين طاقة الشبكة وشحنة الأيون	الجدول6 ونص الكتاب	

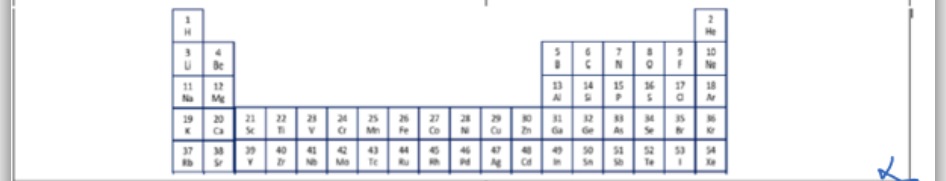
وزاري

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

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

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

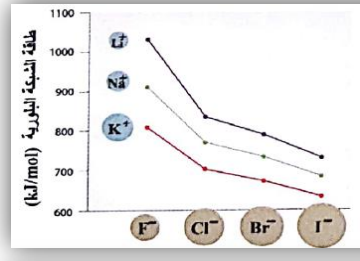
المركب	طاقة الشبكة (KJ/mol)
KF	808
RbF	774



A. Ions charge — A. شحنات الأيونات
B. Ionic radius — B. القطر الأيوني
C. Ions electronegativity — C. السالبية الكهربائية للأيونات
D. Ions numbers — D. عدد الأيونات

A

B



مستعينًا بالشكل المُجاور: أي الآتي صحيحًا؟

- تتناسب طاقة الشبكة البلورية طرديًا مع حجم الكاتيون وعكسيًا مع حجم الأنيون
- تتناسب طاقة الشبكة البلورية عكسيًا مع حجم الكاتيون وطرديًا مع حجم الأنيون
- تتناسب طاقة الشبكة البلورية طرديًا مع حجم كلاً من الكاتيون و الأنيون
- تتناسب طاقة الشبكة البلورية عكسيًا مع حجم كلاً من الكاتيون و الأنيون

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

الطاقة والرابطة الأيونية

تمتص الطاقة أو تُطلق أثناء التفاعل الكيميائي. في حالة امتصاص الطاقة أثناء التفاعل الكيميائي يكون التفاعل ماصًا للحرارة وفي حالة إطلاق الطاقة، يكون التفاعل طاردًا للحرارة. وتكون دائمًا عملية تكوين المركبات الأيونية من أيونات موجبة وأيونات سالبة عملية طاردة للحرارة. تكوّن قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة تظائمًا أكثر استخرازًا حيث تكون طاقته أقل من طاقة الأيونات المفردة. وفي حالة امتصاص كمية الطاقة التطلقة خلال تكون الرابطة. تتكسر الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والأيونات السالبة بعضها مع بعض.

طاقة الشبكة نظرًا لأن الأيونات في المركبات الأيونية تترتب في شبكة بلورية، فإن الطاقة المطلوبة لفصل مول واحد من الأيونات وأي مركب أيوني تسمى "**طاقة الشبكة**". وتعكس 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 متجاورة المسافة كثيرًا ونظرًا لأن القوة الإلكتروستاتيكية للتجاذب بين الشحنات المتضادة تزداد كلما قلت المسافة بين الشحنات. وإن الأيونات الصغيرة تنتج قوى تجاذب كبيرة بين الأيونات، وتكون الطاقة الشبكية كبيرة. على سبيل المثال، طاقة الشبكة البلورية لمركب كلوريد الليثيوم أكبر من تلك الموجودة في مركب كلوريد البوتاسيوم، نظرًا لأن أيون الليثيوم أصغر من أيون البوتاسيوم.

1+ 1−

2+ 1−

$SrCl_2$

$SrCl_2$

الجدول 6 طاقات الشبكة البلورية لبعض المركبات 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

تتأثر أيضًا قيمة طاقة الشبكة البلورية بشحنة الأيون. الرابطة الأيونية التي تتكون من تجاذب 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. نظرًا لأن شحنة الأيونات في MgO أكبر من شحنة الأيونات في NaF. تبلغ قيمة طاقة الشبكة البلورية لمركب $SrCl_2$ قيمة متوسطة بين MgO و NaF، نظرًا 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. نظرًا لأن K^+ له نصف أيوني أقل من Rb^+، يكون لـ KF طاقة شبكة بلورية أكبر من RbF. وهذا يؤكد على أن طاقة الشبكة البلورية مرتبطة بحجم الأيون. الآن تفحص في طاقات الشبكة البلورية لـ $SrCl_2$ و AgCl. كيف توضح العلاقة بين طاقة الشبكة البلورية وشحنة الأيونات الداخلة في العملية؟

صيغ المركبات الأيونية المتعددة الذرات تحتوي العديد من المركبات الأيونية على **أيونات متعددة الذرات**، وهي أيونات مكونة 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، تضع رمز الأيون داخل قوسين، ثم تكتب 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. إذًا الصيغة الصحيحة هي $(NH_4)_2O$.

الجدول 9 الأيونات متعدد الذرات الشائعة

الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH_4^+	الأمونيوم	IO_4^-	البيريودات
NO_2^-	النيتريت	$C_2H_3O_2^-$	الأسيتات
NO_3^-	النيترات	$H_2PO_4^-$	فوسفات ثنائي الهيدروجين
OH^-	الهيدروكسيد	CO_3^{2-}	الكربونات
CN^-	السيانيد	SO_3^{2-}	الكبريتيت
MnO_4^-	البرمنجنات	SO_4^{2-}	الكبريتات
HCO_3^-	كربونات هيدروجينية	$S_2O_3^{2-}$	الثيوكبريتات
ClO^-	الهيبوكلوريت	O_2^{2-}	البيروكسيد
ClO_2^-	الكلوريت	CrO_4^{2-}	الكرومات
ClO_3^-	الكلورات	$Cr_2O_7^{2-}$	ثنائي الكرومات
ClO_4^-	بيركلورات	HPO_4^{2-}	فوسفات هيدروجينية
BrO_3^-	البرومات	PO_4^{3-}	الفوسفات
IO_3^-	اليودات	AsO_4^{3-}	الزرنيخات

أسماء الأيونات والمركبات الأيونية

يستخدم العلماء طرائق منظمة عند تسمية المركبات الأيونية. ونظرًا لأن المركبات الأيونية تحتوي على كل من الكاتيونات والأنيونات، فإن نظام التسمية يراعي كلًا من هذه الأيونات.

تسمية الأنيونات الأكسجينية الأنيون الأكسجيني أيون متعدد الذرات يتكون من عنصر لافلزي غالبًا، يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين. وبعض اللافلزات لها أكثر من أيون أكسجيني. ومنها النيتروجين والكبريت. وتُسمى هذه الأيونات باستخدام القواعد المبينة في **الجدول 10**.

الجدول 10 قواعد تسمية الأنيونات الأكسجينية للكبريت والنيتروجين

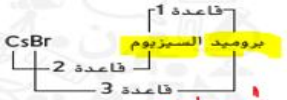
- حدد الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. وتُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.
- حدد الأيون الذي يحتوي على أقل عدد من ذرات الأكسجين. وتُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.

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

تسمية المركبات الأيونية تُسمى المركبات بطريقة منهجية. الآن أصبحت على دراية بالصيغ الكيميائية. لذا يمكنك استخدام القواعد الخمس التالية لتسمية المركبات الأيونية.

1. اذكر اسم الأنيون أولًا متبوعًا بالكاتيون. تذكر أن الأنيون يُكتب دائمًا أولًا في الصيغة.
2. استخدم اسم العنصر نفسه في تسمية الكاتيونات الأحادية الذرة.
3. بالنسبة إلى الأنيونات الأحادية الذرة، استخدم اسم العنصر مع إضافة المقطع (يد) إلى آخره.

مثال:



شحنات

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 و2 لأن لها عدد تأكسد واحدًا.

أمثلة:

يكوّن أيون Fe^{2+} وأيون O^{2-} المركب FeO ومعروف باسم أكسيد الحديد II.
يكوّن 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

وزاري

What is the scientific name for the chemical formula below?	ما الاسم العلمي للصيغة الكيميائية أدناه؟
NH_4ClO_4	
A. Ammonia chlorate	A. كلورات الأمونيا
B. Ammonium hypochlorite	B. هيبوكلوريت الأمونيوم
C. Ammonia chlorite	C. كلوريت الأمونيا
D. Ammonium perchlorate	D. بيركلورات الأمونيوم

وزاري

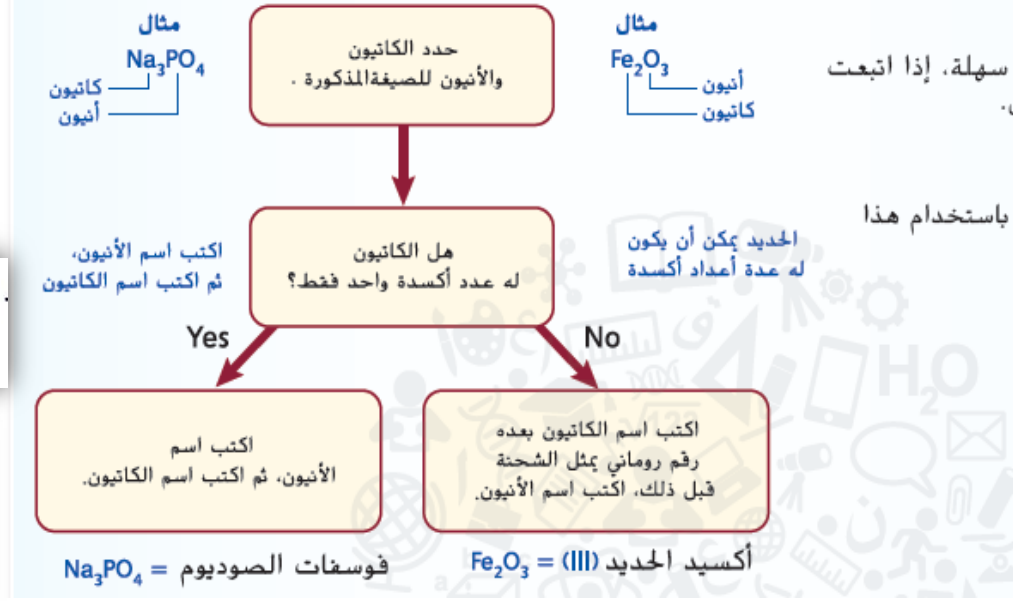
استراتيجيات — حل المسائل

تسمية المركبات الأيونية

تسمية المركبات الأيونية عملية سهلة، إذا اتبعت مخطط قواعد التسمية المقابل.

تطبيق الاستراتيجية

سمِّ المركبين KOH و Ag_2CrO_4 باستخدام هذا المخطط.



ما اسم الأنيون في المركب $Co_2(CrO_4)_3$ ؟

ثاني كرومات — كرومات — الكوبلت (II) — الكوبلت (III)

ما الاسم الصحيح للمركب ذو الصيغة الكيميائية التالية؟ :he

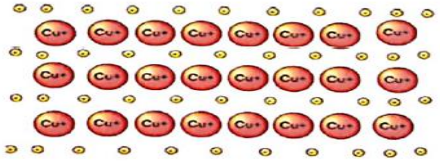
$FeSO_3$ ← كبريتيت الحديد (II)

27-أكمل الجدول بكتابة الصيغ والأسماء في الفراغات:

الاسم	الصيغة		الاسم	الصيغة
هيدروكسيد الكالسيوم				K_2O
يوديد الصوديوم				$MgCO_3$
أكسيد الحديد (III)				$(NH_4)_2SO_4$

وزاري

في ضوء ما درسته عن الرابطة الفلزية أجب عما يأتي:

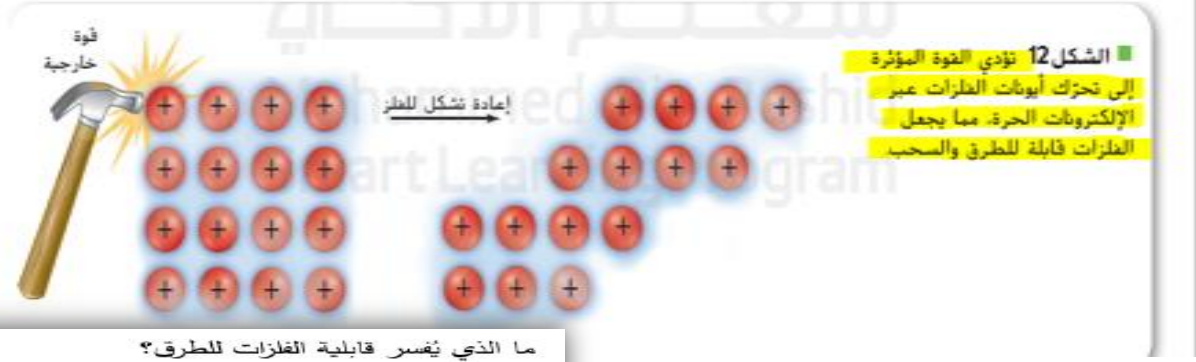


a. ما المقصود بالرابطة الفلزية؟

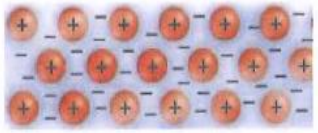
.....

.....

b. فسر لماذا النحاس موصل جيد للتيار الكهربائى؟



أي العبارات التالية صحيحة بالنسبة لنموذج الترابط الموضح بالشكل أدناه ؟



أ. الذرات الفلزية تكون في "بحر " من الذرات المشحونة سالبًا

ب. إلكترونات التكافؤ قابلة للحركة بسهولة بين النوى الفلزية

ج. المادة سهلة الكسر

د. تنقل الكاتيونات الحرارة والكهرباء بسهولة من منطقة إلى أخرى

ما الذي يُفسر قابلية الفلزات للطرق؟

Which is the best description of the valence electrons in the metallic bond?	ما الوصف الأفضل لإلكترونات التكافؤ في الرابطة الفلزية؟
A. Have a fixed position in the lattice	A. لديها مواقع ثابتة في الشبكة
B. It is a sea of free-moving electrons	B. هي بحر من الإلكترونات الحرة الحركة
C. The electron density is concentrated around specific atoms	C. تتركز كثافة الإلكترون حول ذرات معينة
D. The positive charges repulse with negative charges in it	D. تتنافر فيها الشحنات الموجبة مع الشحنات السالبة

A

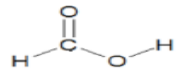
B

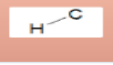
Differentiate between sigma and pi bonds يفرق بين روابط سيجما وروابط باي	Text Book نص الكتاب	112-113-114

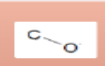
وزاري

Which of the following bonds in the molecule below, contains 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) ؟







8. ما نوع الروابط الموجودة في هذا الجزيء؟ O = O

أ. 1 رابطة سيجما فقط

1 رابطة سيجما و 1 رابطة باي

ج. 2 رابطة باي فقط

د. 2 رابطة سيجما

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، تتكسر أي رابطة تساهمية. ونظرًا لأن الروابط التساهمية تختلف في القوة، تتكسر 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 المتآصرة وتتفق على المسافة بين ذرتين متآصرتين في موضع الحد الأدنى للجذب. يقول الرابطة كما هو موضح في **الشكل 10**. وهو يحدد بواسطة أحجام الذرتين المرتبطتين وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة بينهما. تدرج أطوال الرابطة لجزيئات الفلور (F_2) والأكسجين (O_2) والنيتروجين (N_2) في **الجدول 1**. لاحظ أنه عند زيادة عدد أزواج الإلكترونات المتشاركة، قصر طول الرابطة.

يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضا. فكلما كان طول الرابطة قصيرًا، زادت قوتها ولهذا، 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	طاقة تفكك الرابطة
زوج واحد	F_2	تساهمية أحادية	1.43×10^{-10} m	159 kJ/mol
زوج ثنائي	O_2	تساهمية ثنائية	1.21×10^{-10} m	498 kJ/mol
ثلاثة أزواج	N_2	تساهمية ثلاثية	1.10×10^{-10} m	945 kJ/mol

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

رابطة سيجما الروابط التساهمية الأحادية يطلق عليها أيضا روابط سيجما وتمثل بالحرف اليوناني سيجما (σ). تحدث الرابطة سيجما عندما يتواجد زوج من الإلكترونات المشتركة في المنطقة المتوسطة بين الذرتين. عندما تشارك الذرتان الإلكترونات، تتداخل أفلاك التكافؤ الذرية من النهاية إلى النهاية مما يركز الإلكترونات في فلك الربط بين الذرتين. فلك الربط هو منطقة محددة حيث يمكن على الأرجح وجود إلكترونات الربط. تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل الفلك s مع فلك s آخر أو فلك p أو تتداخل 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**.

ماء (H_2O)

أمونيا (NH_3)

ميثان (CH_4)

أحادية ← 1 سيجما (σ)

ثنائية ← 1 سيجما (σ) و1 باي (π)

ثلاثية ← 1 سيجما (σ) و 2 باي (π)

الروابط التساهمية المتعددة

في بعض الجزيئات، تصل الذرات للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل عندما تشارك أكثر من زوج من الإلكترونات مع ذرة أو أكثر. تكون مشاركة أزواج الإلكترونات المتعددة روابط تساهمية متعددة. وتعتبر الرابطة التساهمية الثنائية والثلاثية أمثلة على الروابط المتعددة. وتكون غالبًا ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت روابط متعددة مع الذرات. كيف تعرف إذا كانت ذرتان ستكونان رابطة متعددة؟ كقاعدة عامة، يساوي عدد الإلكترونات التكافؤ المطلوب للوصول إلى قاعدة الثمانية عدد الروابط التساهمية التي يمكن أن تتكون.

الرابطة الثنائية تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تتم مشاركة زوجين من الإلكترونات بين ذرتين. على سبيل المثال، تواجه ذرات عنصر الأكسجين الغاز في صورة جزيئات ثنائية الذرة. لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ ويبقى أن تحصل على إلكتروني إضافيين للوصول إلى توزيع الغاز النبيل كما هو موضح في **الشكل**. تكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تشارك كل ذرة أكسجين إلكترونين، وتتم مشاركة إجمالي زوجين من الإلكترونات بين الذرتين.

الروابط الثلاثية تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية عندما تتم مشاركة ثلاثة أزواج من الإلكترونات بين ذرتين. تحتوي جزيئات النيتروجين ثنائي الذرة (N_2) على رابطة تساهمية ثلاثية. تشارك كل ذرة نيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات مكونة رابطة ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى كما هو موضح في **الشكل 8b**.

رابطة باي (π) الروابط التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما مع رابطة واحدة على الأقل. تمثل رابطة باي بالحرف اليوناني (π) وهي تتكون عندما تتداخل الفلك عندما لا تتم مشاركة في الإلكترونات. يشكل زوج الإلكترونات المشاركة في رابطة باي التساهمية أعلى وأسفل المحيط الذي يمثل الموضح الذي تربط الذرتين معًا.

tween the type of a covalent bond (single, double, triple) and its bond length, bond strength and bond dissociation energy	Tables 1 , 2 , Text Book	114 - 115
يُحدد العلاقة بين طول الرابطة التساهمية (أحادية – ثنائية – ثلاثية) وقوتها وطاقة تفككها	الجداول 1 و 2 ونص الكتاب	

وزاري

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 للجزيئات الثلاثة الواردة بالجدول أدناه؟

الجزيء Molecule	طول الرابطة (m) 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)

A

الروابط والطاقة يحدث تغيّر في الطاقة عندما تتكون رابطة بين الذرات في أي جزيء أو تنكسر. تنبعث الطاقة عند تكون أي رابطة، بينما يحتاج كسر أي رابطة إلى طاقة. ويطلق على مقدار الطاقة المطلوب لكسر رابطة تساهمية معينة طاقة تفكك الرابطة وهي ذات قيمة موجبة دومًا. تدرج طاقات تفكك الرابطة الخاصة بالروابط التساهمية في جزيئات الفلور والأكسجين والنيتروجين في **الجدول 2.**

وتُشير أيضًا طاقة تفكك الرابطة إلى قوة أي رابطة كيميائية، وذلك بسبب العلاقة العكسية بين طاقة الرابطة وطولها. وكما تمت الإشارة إليه في **الجدول 1 والجدول 2** فكلما قل طول الرابطة، زادت طاقة تفكك الرابطة. ويحدد مجموعة قيم طاقة تفكك الرابطة لجميع الروابط في أي جزيء مقدار الطاقة الكيميائية الكامنة في أي جزيء من ذلك المركب.

ويتم تحديد التغير الإجمالي في الطاقة لأي تفاعل كيميائي من طاقة الروابط المتفككة و المتكونة. يحدث **التفاعل الماص للحرارة** عندما يتطلب وجود كمية من الطاقة لكسر الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكثر من الكمية الناتجة عند تكوين الروابط الجديدة في النواتج. يحدث **التفاعل الطارد للحرارة** عند تُطلق كمية كبيرة من الطاقة أثناء تكوّن الرابطة مقارنة بحجم الطاقة المطلوب لكسر الروابط في المواد المتفاعلة. **الشكل 11** يوضح تفاعل طارد للحرارة شائع. ستدرس التفاعلات الطاردة للحرارة والماصة للحرارة بمزيد من التفاصيل عند دراسة تغييرات الطاقة في التفاعلات الكيميائية.

التفاعل الماص للحرارة

النواتج (طاقة مُمتصة) > المتفاعلات (طاقة مُنبعثة)

التفاعل الطارد للحرارة

النواتج (طاقة مُنبعثة) < المتفاعلات (طاقة مُمتصة)

مثال 2

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

1 حلل المسألة

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

2 حساب المجهول

أولاً. قم بتسمية العناصر المشتركة في المركب.

فوسفور — العنصر الأول، الممثل بالحرف P، هو الفوسفور.

أكسيد — العنصر الثاني في الصيغة، الممثل بالحرف O، هو الأكسجين. أضف المقطع -يد إلى جذر الأكسجين.

أكسيد الفوسفور — ضم الاسمين.

الآن عدل الأسماء للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الجزيء.

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

سمِّ كلًّا من المركّبات 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 لمركّب ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟

As_2O_3

118	Tables4 , Text Book	تسمي المحاليل الحمضية(ثنائية - أكسجينية) بإعطاء صيغتها الكيميائية والعكس
	الجدول 4 ونص الكتاب	Name an acid (binary acid and oxyacid) given its chemical formula and vice versa

وزاري

الجدول 4-4 تسمية الأحماض الأكسجينية

المركب	الأنيون الأكسجيني	المقطع	اسم الحمض
$HClO_3$	كلورات	– يك	حمض الكلوريك
$HClO_2$	كلوريت	– وز	حمض الكلوروز
HNO_3	نترات	– يك	حمض النيتريك
HNO_2	نيتريت	– وز	حمض النيتروز

ما الإسم غير الصحيح للجزيئات الموضحة في الجدول أدناه ؟ Which is the wrong name of the molecular compound shown in the table below?

	الصيغة formula	الإسم العلمي Scientific name	
A.	P_2S_5	Diphosphorus pentasulfide	خامس كبريتيد ثنائي الفسفور
B.	HI	Iodic acid	حمض اليوديك
C.	N_2O_5	Dinitrogen pentaoxide	خامس أكسيد ثنائي النيتروجين
D.	H_2SO_4	Sulfuric acid	حمض الكبريتيك

25. أكمل الجدول التالي بكتابة الاسم أو الصيغة المناسبين:

الاسم	.....	أول أكسيد النيتروجين	.....	حمض الفوسفوريك	.....
الصيغة	HNO_2	.....	HI	.....	N_2O_4

قواعد تسمية المركبات الجزيئية ثنائية الذرات

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

أنواع الأحماض

H+O

الأحماض التي تحتوي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط.

الأحماض الثنائية

١- تكون الكلمة الأولى دائماً كلمة حمض

٢- يستعمل المقطع (هيدرو) في الكلمة الثانية لتسمية الجزء الهيدروجيني من المركب. وتتألف بقية الكلمة من جذر اسم العنصر الثاني مضافاً إليها الخاتمة (يك)

حمض + هيدرو + اسم العنصر الثاني (يك)

الأحماض الأكسجينية

١- تكون الكلمة الأولى دائماً حمض

٢- الكلمة الثانية هي اسم الأيون الأكسجيني

إذا انتهى اسم الأيون الأكسجيني بمقطع (يت) ←

حمض + اسم العنصر الثاني (وز)

إذا انتهى اسم الأيون الأكسجيني بمقطع (ات) ←

حمض + اسم العنصر الثاني (يك)

وزاري

ما إجمالي عدد الكت ءنات التكافؤ المتوفرة للترابط في أيون الفوسفات PO_4^{-3} ؟ 32

BONUS

30. رسم طالب بنية لويس التالية للفورمالدهيد CH_2O .

– ما غير الصحيح في الرسم ؟ ولماذا ؟

.....

.....

– ارسم بنية لويس الصحيحة لـ CH_2O. موضحًا خطوات الحل

مثال 3

بنية لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية

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

1 حلل المسألة

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

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

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

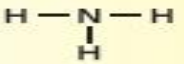
تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

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

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

يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.

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



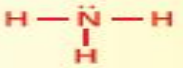
حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

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

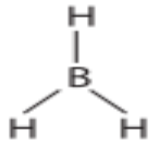
4 أزواج الإجمالي – 3 أزواج مستخدمة
= زوج واحد متبقي

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

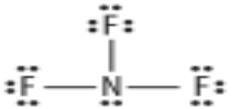
ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.



37. ارسم تركيب لويس لجزيء BH_3.



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



Determine the exceptions to the octet rule (odd number of valence electrons, suboctets (and coordinate covalent bonds, expanded octets	Text Book	126-127-128
تحدد الجزيئات التي تُعتبر استثناءات لقاعدة الثمانية (العدد الفردي لإلكترونات التكافؤ – الثمانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية والثمانيات الموسعة)	نص الكتاب	

تراكيب الرنين

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

الرنين هي حالة تحدث عندما تكتب أكثر من بنية لويس صحيحة لجزيء أو أيون. يُشار إلى بنيتين أو أكثر من بُنى لويس التي تمثل جزيء مفرد أو أيون على أنها تراكيب رنين. تختلف تراكيب الرنين فقط في موقع أزواج الإلكترونات، وليس في مواقع الذرات. يختلف موقع الأزواج غير المرتبطة وأزواج الربط في تراكيب الرنين. للجزيء O_3 والأيونات متعددة الذرات SO_3^{2-} وCO_3^{2-}، NO_2^-، NO_3^- جميعها يوجد فيها ظاهرة الرنين.

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

استثناءات لقاعدة الثمانية

تحصل الذرات بوجه عام على ثمانية إلكترونات عندما ترتبط بذرات أخرى. ومع ذلك لا تتبع بعض الجزيئات والأيونات قاعدة الثمانية. هناك عدة أسباب لهذه الاستثناءات.

العدد الفردي من إلكترونات التكافؤ أولاً، قد يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات عدد فردي من إلكترونات التكافؤ وتكون غير قادرة على تكوين ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. على سبيل المثال، NO_2 له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و12 من الأكسجين بحيث يكون الإجمالي 17 إلكترونًا والذي لا يمكنه أن يكون عدد صحيح من أزواج الإلكترونات. راجع **الشكل 15**. مركبا ClO_2 وNO هما مثالان آخرين على الجزيئات التي لها أعداد فردية من إلكترونات التكافؤ.

الشكل 15 لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في مركب NO_2 قاعدة الثمانية؛ حيث إن ذرة النيتروجين لها فقط سبعة إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي الخاص بها.

قاعدة الثمانية غير مكتملة

الثمانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية هناك استثناء آخر لقاعدة الثمانية يرجع إلى عدة مركبات تكوّن الثمانيات الفرعية – حيث تكون التوزيعات المستقرة بأقل من ثماني إلكترونات موجودة حول كل ذرة. هذه المجموعة نادرة نسبيًا. ويُعد BH_3 مثالاً على ذلك. البورون، شبه فلز يقع في المجموعة 13 يكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لافلزية أخرى.

تشارك ذرة البورون بستة إلكترونات فقط – أي لا تتبع قاعدة الثمانية. تميل مثل هذه المركبات إلى أن تكون نشطة كيميائيًا ويمكن أن تستقبل زوجًا من الإلكترونات التي تتبرع بها ذرة أخرى.

تكون رابطة تساهمية تناسقية عندما تمنح ذرة واحدة الإلكترونين لتصبح مشتركة مع أي ذرة أو أيون يحتاج إلى إلكترونين لتكوّن ترتيبًا إلكترونيًا مستقرًا مع طاقة وضع منخفضة. ارجع إلى **الشكل 16**. تكوّن الذرات أو الأيونات مع الأزواج غير المرتبطة روابط تساهمية تناسقية مع الذرات أو الأيونات التي تحتاج إلى الكترونين اضافيين.

الشكل 16 في هذا التفاعل بين ثالث هيدريد البورون (BH_3) والأمونيا (NH_3)، تمنح ذرة النيتروجين الإلكترونين اللذين يشارك بهما البورون والنيتروجين مكوّنة رابطة تساهمية تناسقية.

فسر هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في الجزيء الناتج قاعدة الثمانية؟

ذرة البورون ليست بها إلكترونات تشارك بها، في حين أن ذرة النيتروجين بها إلكترونان تشارك بهما.

ذرة النيتروجين تشارك بإلكترونيها لتكون رابطة تساهمية تناسقية.

الثمانيات الموسعة

تمتلك المجموعة الثالثة من المركبات التي لا تتبع قاعدة الثمانية ذرات مركزية تحتوي على أكثر من ثمانية إلكترونات تكافؤ. ويُشار إلى الترتيب الإلكتروني هذا بالثمانيات الموسعة. يمكن شرح قاعدة الثمانيات الموسعة بالنظر إلى أفلاك d التي توجد في مستويات طاقة العناصر في الدورة الثالثة أو أعلى. ومن الأمثلة على قاعدة الثمانيات الموسعة، كما هو موضح في **الشكل 17** تكون الرابطة في جزيء PCl_5. تتكوّن الروابط الخمس من عشرة إلكترونات مشتركة في فلك واحد s وثلاثة أفلاك p وفلك واحد d. ومن الأمثلة الأخرى أيضًا SF_6 والذي يمتلك ست روابط تشارك 12 إلكترونًا في الفلك s وثلاثة أفلاك p وفلكين d. عند رسم هياكل لويس لهذه المركبات، تتم إضافة إما أزواج غير مرتبطة إضافية إلى الذرة المركزية أو وجود أكثر من أربع روابط في الجزيء.

الشكل 17 قبل تفاعل PCl_3 وCl_2، فإن كل ذرة متفاعلة تتبع قاعدة الثمانية. بعد التفاعل، يكون للناتج PCl_5، ثمانيات موسعة تحتوي على عشرة إلكترونات.

ثماني موسع

مثال 6

بنية لويس: استثناءات قاعدة الثمانية الزينون هو غاز نبيل يكوّن عدة مركبات عند تفاعله مع اللافلزات التي تجذب الإلكترونات بشدة. ارسم بنية لويس لرابع فلوريد الزينون (XeF_4).

1 حلل المسألة

أعطيت بيانات معادها أن جزيء من رابع فلوريد الزينون يتكون من ذرة زينون واحدة وأربع ذرات فلور. يمتلك الزينون قوة جذب ضعيفة للإلكترونات، وبالتالي فهو الذرة المركزية.

2 حساب المجهول

أولاً، ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ.

$$1\text{ Xe atom} \times \frac{8\text{ valence electrons}}{1\text{ Xe atom}} + 4\text{ F atoms} \times \frac{7\text{ valence electron}}{1\text{ F atom}} = 36\text{ valence electrons}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

$$\frac{36\text{ electrons}}{2\text{ electrons/pair}} = 18\text{ pairs}$$

استخدم أزواج الربط الأربعة لربط أربع ذرات F بذرة Xe المركزية.

$$18\text{ pairs available} - 4\text{ pairs used} = 14\text{ pairs available}$$

حدد عدد الأزواج المتبقية

أضف ثلاثة أزواج لكل ذرة F للوصول إلى قاعدة الثمانية. حدد عدد الأزواج المتبقية.

$$14\text{ pairs} - 4\text{ F atoms} \times \frac{3\text{ pairs}}{1\text{ F atom}} = 2\text{ pairs unused}$$

ضع الزوجين المتبقيين على ذرة الزينون المركزية.

وزاري

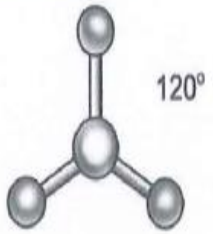
10. ما الاستثناء من قاعدة الثمانية الذي يظهر في هذا الجزيء ؟

:Cl: Be: Cl:

أ. عدد فردي من الإلكترونات التكافؤ
ب. ثماني موسع
ج. أقل من ثمانية الإلكترونات
د. رابطة تساهمية تناسقية

وزاري

11. ما هو شكل الجزيء الذي يظهر في الرسم ؟



أ. هرم ثلاثي
ب. رباعي الأوجه
ج. هرم مزدوج ثلاثي
د. مثلث مسطح

الجدول 6 أشكال الجزيئات

الجزيء	مجموع الأزواج	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المشتركة	الذرة المركزية	شكل الجزيء*
$BeCl_2$	2	2	0	sp	خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	مثلث مسطح
CH_4	4	4	0	sp^3	رباعي الأوجه
NH_3	4	3	1	sp^3	هرم ثلاثي
H_2O	4	2	2	sp^3	منحني
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	هرم مزدوج ثلاثي
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	ثماني الأوجه

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المشتركة مع ذرة Be المركزية. هذه الإلكترونات المرتبطة تتباعد بزاوية رابطة مقدارها 180°. وشكل الجزيء خطي.

لأزواج الإلكترونات الثلاثة المرتبطة في $AlCl_3$ أقصى تباعد في شكل مثلث مسطح ويكون مقدار زاوية الربط 120°.

عندما يكون للذرة المركزية في جزيء أربعة أزواج من الإلكترونات المرتبطة كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم ومقدار زوايا الربط 109.5°.

يحتوي NH_3 على ثلاثة روابط تساهمية أحادية و زوج غير مرتبط واحد. الزوج غير المرتبط يحتل مساحة أكبر من الأزواج المشتركة. هناك تنافر أقوى بين الزوج غير المرتبط و الأزواج المرتبطة أكثر مما هو موجود بين زوجين مرتبطين. الشكل الهندسي الناتج هو شكل هرم ثلاثي. بزوايا رابطة مقدارها 107.3°.

يحتوي الماء على رابطتين تساهميتين وزوجين من الإلكترونات غير المرتبطة. التنافر بين الأزواج غير المرتبطة يجعل الزاوية 104.5°. أقل من الشكل رباعي الأوجه و الشكل الهرمي الثلاثي. نتيجة لذلك. يكون لجزيئات الماء شكل منحني.

يحتوي جزيء $NbBr_5$ على خمسة أزواج من الإلكترونات المرتبطة. الشكل الهرمي المزدوج الثلاثي يقلل من تنافر أزواج الإلكترونات المشتركة هذه.

كما هو الحال مع $NbBr_5$. ليس لـ SF_6 أزواج إلكترونات غير مشتركة على الذرة المركزية. غير أن ترتيب ستة أزواج مشتركة حول الذرة المركزية يؤدي إلى إنتاج شكل ثماني الأوجه.

*الكرات تمثل الذرات. الأعمدة تمثل الروابط. و الخصوص تمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة.

وزاري

12. بناءً على قيم السالبية الكهربية أدناه ، ما نوع الرابطة الموجودة في المركب OF_2؟

العنصر	السالبية الكهربائية
O	3.44
F	3.98

أ. فلزية ب. أيونية

تساهمية قطبية د. تساهمية غير قطبية

3.98-3.44=0.54

الروابط التساهمية القطبية

تتكوّن الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات لإلكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها. وتُشبه الرابطة التساهمية القطبية رياضة شد الحبل بين فريقين غير متساويي القوى. فعلى الرغم من إمساك كل منهما بالحبل، إلا أن الفريق الأقوى يسحب الحبل إلى جهته. وعندما تتكون الرابطة القطبية، تُسحب أزواج الإلكترونات المشتركة في اتجاه إحدى الذرات. لذا يكون الوقت الذي تمضيه الإلكترونات حول هذه الذرة أطولَ منه حول الذرة الأخرى. وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي الرابطة.

ويُستخدم الحرف اللاتيني (δ) ليمثل الشحنة الجزئية. في الرابطة التساهمية القطبية، تمثل δ^- شحنة جزئية سالبة بينما تمثل δ^+ شحنة جزئية موجبة. كما هو موضح في **الشكل 22**، يمكن إضافة δ^- و δ^+ إلى شكل الجزيء لتوضيح قطبية الرابطة التساهمية. تكون الذرة ذات السالبية الكهربائية الأكبر عند طرف الشحنة الجزئية السالبة. أما الذرة ذات السالبية الكهربائية الأقل فتكون عند طرف الشحنة الجزئية الموجبة. وغالبًا ما تُعرف الرابطة القطبية الناتجة بأنها (ثنائية القطب).

القطبية الجزيئية تكون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية؛ ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء. ومن الخواص المميِّزة للجزيئات غير القطبية أنها لا تنجذب للمجال الكهربائي. إلا أن الجزيئات القطبية تنجذب إلى المجال الكهربائي؛ ولأن الجزيئات القطبية ثنائيةُ القطب ولها شحنات جزئية عند أطرافها، تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية. وينتج عن ذلك تأثر الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله.

القطبية وشكل الجزيء يمكنك معرفة سبب كون بعض الجزيئات قطبية وبعضها الآخر غير قطبي بمقارنة جزيء الماء (H_2O) وجزيء رباعي كلوريد الكربون (CCl_4). حيث إن لكلا الجزيئين روابط تساهمية قطبية. ووفقًا للبيانات الموضحة في **الشكل 20**، فإن الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتَي الهيدروجين والأكسجين يساوي 1.24. والفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتَي الكلور والكربون يساوي 0.61. وبسبب وجود اختلاف في السالبية الكهربائية، فإن الرابطة H–O والرابطة C–Cl رابطتان تساهميتان قطبيتان.

$\delta^+\ \delta^-$ H–O

$\delta^+\ \delta^-$ C–Cl

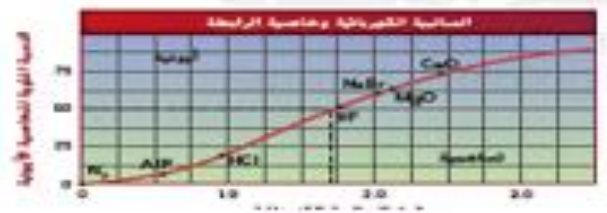
ووفقًا للصيغ الجزيئية، نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تساهمية قطبية. ولكن جزيء الماء وحده هو جزيء قطبي. إذ قد يكون جزيء واحد ذو روابط تساهمية قطبية جزيئًا قطبيًا. بينما يكون الجزيء الآخر ذو الروابط التساهمية القطبية جزيئًا غير قطبي؟ تكمن الإجابة في أشكال الجزيئات.

الجدول 7 فرق السالبية الكهربائية وخواص الرابطة

فرق السالبية الكهربائية	خاصية الرابطة
> 1.7	أيونية غالبًا
0.4 - 1.7	تساهمية قطبية
< 0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

خاصية الرابطة لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالكامل. وتعتمد خاصية الرابطة على مقدار فرق جذب كل ذرة من الذرات المترابطة للإلكترونات. ويبين الجدول 7 إمكانية توقع خاصية الرابطة الكيميائية وتوصيفها باستعمال فرق السالبية الكهربائية بين العناصر المكونة للرابطة. ويكون فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين متماثلتين صفرًا — وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. وتُعد هذا الرابطة تساهمية غير قطبية أو تساهمية صرفة. وفي المقابل، ولأن العناصر المختلفة لها قيم سالبية كهربائية مختلفة، لذا لا يتوزع زوج الإلكترونات الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة بالتساوي. وينتج عن عدم التساوي في التوزيع رابطة تساهمية قطبية (polar covalent bond). وعندما يكون هناك فرق كبير في السالبية الكهربائية بين الذرات المترابطة، يتمثل الإلكترون من ذرة إلى أخرى مما يؤدي إلى تكون رابطة أيونية.

أحيانًا تكون الرابطة غير واضحة إذا كانت أيونية أو تساهمية. إذا كان فرق السالبية الكهربائية هو 1.70، فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50% تساهمية وبنسبة 50% أيونية. وتُعدّ فروق السالبية الكهربائية، وليست الخاصية الأيونية للرابطة، معيارًا لتكون الرابطة الأيونية عندما يكون فرق السالبية الكهربائية أكبر من 1.70. ومع ذلك، لا ينطبق هذا الحد الفاصل في بعض الأحيان مع ملاحظات التجارب التي يرتبط فيها الأفلزان معًا. يلخص الشكل 21 مدى الترابط التكافؤي بين ذرتين، ما نسبة أيونية الرابطة التي تنتج من اتحاد ذرتين فرق السالبية الكهربائية بينهما 2.00 وأيهن سيكون مكان LiBr على الرسم البياني؟

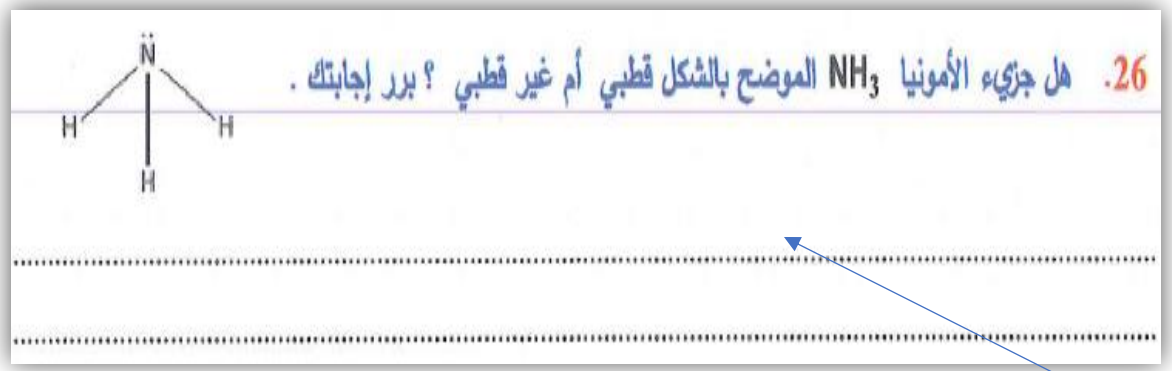


الشكل 21 يوضح هذا الرسم البياني أن الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الخاصية الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الأيونية فيها أكثر من 50%.

اختبار الرسم البياني
حدّد نسبة الأيونية لأكسيد الكالسيوم.

الفرق	السالبية الكهربائية	السالبية الكهربائية	
0.96 =		2.20 = H	3.16 = Cl

الشكل 22 قيمة السالبية الكهربائية لذاتين أعلى منها للهيدروجين. ولذلك يجتذب زوج الإلكترونات المشترك في الجزيء المحتوي على الهيدروجين والكلور ذرة من الزمن مع ذرة الكلور عادةً ما تكون أكثر منها مع ذرة الهيدروجين. وتستخدم الرموز لإبراز الشحنة الجزئية عند كل طرف من الجزيء. ليبان عدم تساوي المشاركة في زوج من الإلكترونات.



يكون شكل جزيء H_2O كما هو محدد من خلال نموذج VSEPR. منحنيًا بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية. كما هو موضح في **الشكل 23a**. ولأن روابط H—O غير متناظرة في جزيء الماء، يكون لهذا الجزيء طرفان داعمان. أحدهما موجب والآخر سالب. لذا فهو مركب قطبي.

أما جزيء CCl_4 فهو رباعي الأوجه. لذا فهو متناظر. كما هو مبيّن في **الشكل 23b**. لذا يكون مقدار الشحنة الكهربائية من أي مسافة من المركز مساويًا لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة. ويكون مركز الشحنة السالبة على كل ذرة كلور. في حين يكون مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون. ولأن الشحنات الجزئية متساوية، يكون جزيء CCl_4 غير قطبي. لاحظ أن الجزيئات المتناظرة عادة ما تكون غير قطبية. أما الجزيئات غير المتناظرة فتكون قطبية إذا كانت الروابط قطبية.

هل جزيء الأمونيا (NH_3) في **الشكل 23c** قطبي؟ لهذا الجزيء ذرة نيتروجين مركزية وثلاث ذرات هيدروجين طرفية. وله شكل هرم ثلاثي بسبب أزواج الإلكترونات غير المرتبطة التي توجد على ذرة النيتروجين. وباستخدام **الشكل 20**، تجد أن الفرق في السالبية الكهربائية بين الهيدروجين والنيتروجين يساوي 0.84. مما يجعل كل روابط N—H تساهمية قطبية. إن توزيع الشحنات غير متساوٍ لأن الجزيء غير متناظر. لذا يكون الجزيء قطبيًا.

قابلية ذوبان الجزيئات القطبية إن الخاصية الفيزيائية المعروفة بقابلية الذوبان هي قدرة المادة على الذوبان في مادة أخرى. ويحدد نوع الرابطة وشكل الجزيئات مدى القابلية للذوبان. وعادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية. أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في المواد غير القطبية. كما هو موضح في **الشكل 24**.

الشكل 24 الجزيئات التساهمية المتناظرة، مثل الزيت ومعظم المنتجات البترولية، جزيئات غير قطبية. وعادة ما تكون الجزيئات غير المتناظرة، مثل الماء، جزيئات قطبية. كما هو موضح في هذه الصورة. لا تختلط المواد القطبية وغير القطبية عادة

McGraw-Hill Education حقوق الطبع © محفوظة لصالح مؤسسة

أسئلة مقترحة للبونص

ـ ما اسم العالم الذي رتب العناصر في جدول دوري ترتيبًا تصاعديًا حسب الكتلة الذرية في أعمدة تتضمن العناصر المتشابهة في خواصها؟

أنطوان لافوازييه | ديمتري مندليف | جون نيولاندز | هنري موزلي

1. ما العناصر التي تُستخدم عادةً لصناعة رقائق الحاسب والخلايا الشمسية ؟

أ. الفلزات | ب. اللافلزات
ج. أشباه الفلزات | د. الغازات النبيلة

9- أي مما يأتي يُعد سبيكة فراغية؟

الفولاذ الكربوني (حديد وكربون) | الفضة الإسترلينية (فضة ونحاس)
النحاس الأصفر (خارصين ونحاس) | البرونز (خارصين – نحاس – قصدير)

9. كم عدد الروابط التساهمية الأحادية التي يستطيع الكربون تكوينها ؟

أ. 1 | ب. 2 | ج. 3 | د. 4

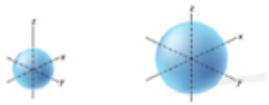
2- أي الآتي يُسبب تلون بلورات الكثير من المركبات الأيونية مثل الأحجار الكريمة بألوانها الزاهية؟

قوى التجاذب بين الأيونات | الترتيب المنتظم للأيونات في الشبكة البلورية
وجود فلزات انتقالية في الشبكات البلورية | اختلاف حجم الأيونات الموجبة عن الأيونات السالبة

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

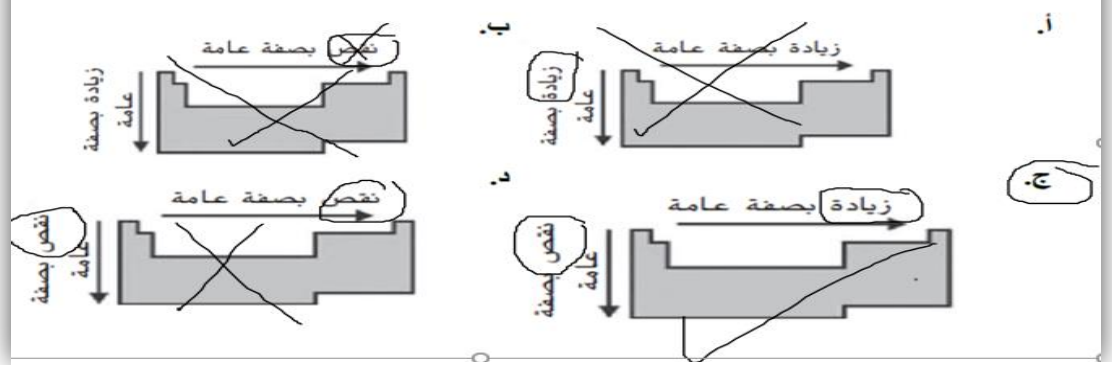
أ. موصل جيد للكهرباء | ب. قوى جذب ضعيفة بين الأيونات
ج. درجة غليان منخفضة | د. درجة انصهار عالية

What is the difference between the orbitals shown below?	ما وجه الإختلاف بين الأفلاك المبينة أدناه؟
I. Difference in shape	I. الإختلاف في الشكل
II. Difference in the principle quantum number	II. الإختلاف في رقم الكم الرئيس
III. Difference in size	III. الإختلاف في الحجم

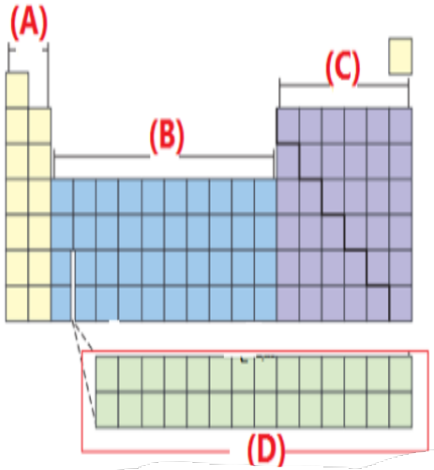


A. I only	A. I فقط
B. I and II only	B. I و II فقط
C. II and III only	C. II و III فقط
D. I and III only	D. I و III فقط

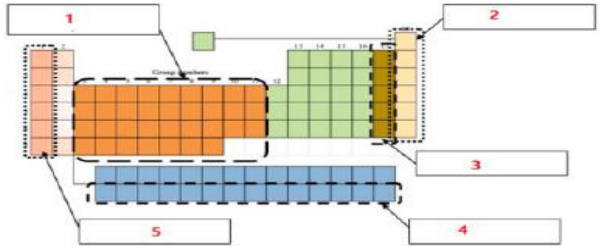
3. أي مخطط مماثلي يصف تدرج السالبية الكهربائية بشكل صحيح ؟



to the f-block in the following diagram?	أي منطقة تشير إلى المجمّع f في الشكل الموضح أدناه ؟



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 الإنتقالية
B. Representative elements	B. العناصر الرئيسة
C. Actinides	C. الأكتنيدات
D. Alkali metals	D. الفلزات القلوية