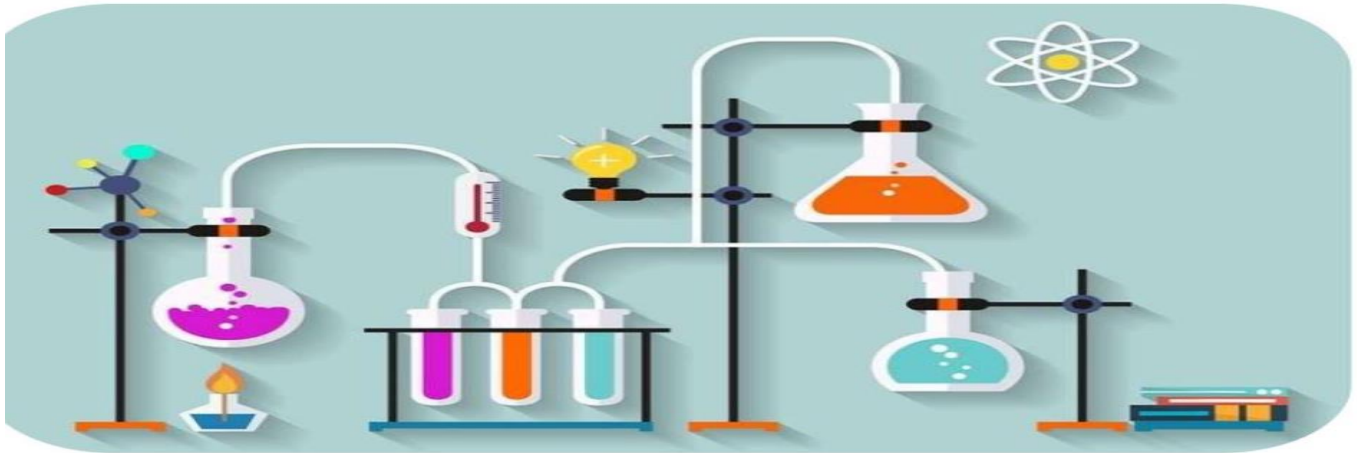


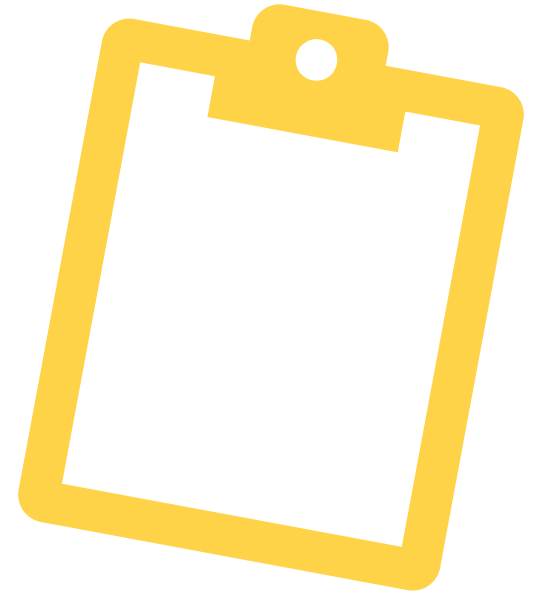
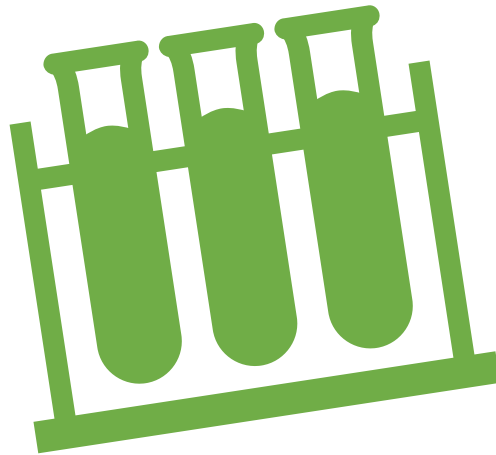


مراجعة مادة الكيمياء الصف : العاشر متقدم الفصل الدراسي الأول 2025-2024



ملاحظة : المراجعة لا تغني عن الكتاب المدرسي

نموذج هيكل مادة الكيمياء للصف ADV-10



وزاري

نظرية الكم والذرة

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

الكيمياء

لتحليل أنك تتسلسل شيئاً وتحاول الوقوف بين الدرجات. لن نتجح بالطبع إلا إذا كان بمقدورك الوقوف على الهواء.

حين تكون الذرات في حالات طاقة مختلفة، تتصرف الإلكترونات بنفس الطريقة التي يتصرف بها الشخص الذي

في حياتك

يصعد درجات السلم العشري.

نموذج بور للذرة

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

يربط بور أيضًا حالات الطاقة لذرة الهيدروجين بالإلكترونات 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.



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	$E_7 = 49E_1$

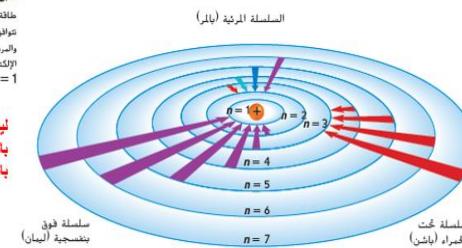
وحتى يكمل حساباته، حدد بور عدداً، n ، يسمى **رقم الكم** لكل مدار. كما قام أيضًا بحساب نصف قطر كل مدار. بالنسبة للمدار الأول، أقرب المدارات للنواة، $n = 1$ ، وقطر المدار 0.0529 nm. بالنسبة للمدار الثاني، $n = 2$ ، ونصف قطر المدار هو 0.212 nm، وما إلى ذلك. يوضح الجدول 1 مزيداً من المعلومات حول وصف بور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

طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين، اقترح بور أن 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 تكتسب أي طاقة من الذرة حين تصاف الطاقة من مصدر خارجي. ينتقل الإلكترون لمستوى طاقة أعلى، مثل مستوى الطاقة $n = 2$ الموضح في الشكل 11. انتقل الإلكترونات هذا جعل الذرة في حالة **مستثارة** حين تكون الذرة في حالة مستثارة. يمكن أن يسقط الإلكترون من المستوى **من الطاقة الأعلى إلى مستوى طاقة أقل** نتيجة لهذا الانتقال. ينتج من **الذرة فوتون** يتطابق مع الفرق في الطاقة بين المستويين.

$$\Delta E = E_{\text{higher}} - E_{\text{lower}} = h\nu$$

الشكل 11 حين يسقط إلكترون من مستوى ذو طاقة أعلى إلى مستوى ذو طاقة أقل، ينتج فوتون. تتوافق سلاسل الأشعة فوق البنفسجية (أول)، والمرئية (أول)، وحت الحمراء (أول)، مع خطوط الإلكترونات إلى $n = 1$ ، $n = 2$ ، $n = 3$ على التوالي.

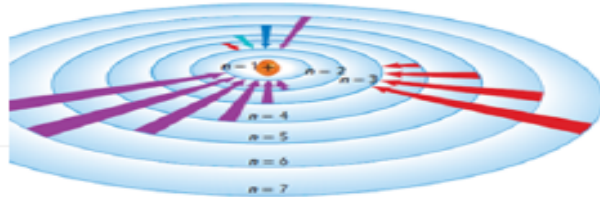
ليمان من الأعلى إلى المستوى الأول
بالمر من الأعلى إلى المستوى الثاني
باشن من الأعلى إلى المستوى الثالث



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	الحالة الأرضية
B. Excited state	الحالة المستثارة
C. Inert state	الحالة الخاملة
D. Radiation-emitting state	حالة انبعاث الإشعاع

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

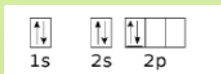
بالمر

Paschen

باشن

وزاري

أي من أشكال مخططات الأفلاك التالية تخالف قاعدة هوند؟



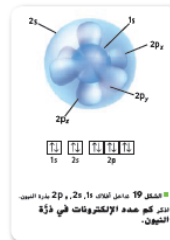
الشكل الصحيح لـ مبدأ باولی هو



↑↓ ↑↓ ↑ ↑

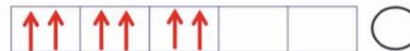
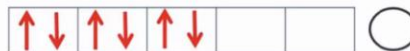
1s 2s 2p

المستوى الفرعي. على سبيل المثال فإن ترميز الترتيب الإلكتروني لفترة 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 المورثات الأولى والثانية من الجدول الدوري. ويوضح الشكل 19 كيف تتداخل الأفلاك $1s, 2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$ التي تم توضيحها سابقاً في الشكل 17 في ذرة النيتروجين.



نموذج 4 الترتيب الإلكتروني ومخططات ألاك العاصر 1-10							
العنصر	العدد الذري	مخطط الألاك	1s	2s	2p _x	2p _y	الترتيب الإلكتروني
هيدروجين	1		↑				1s ¹
هيليوم	2		↑↓				1s ²
ليثيوم	3		↑↓	↑			1s ² 2s ¹
بيريوم	4		↑↓	↑↓			1s ² 2s ²
بورون	5		↑↓	↑↓	↑		1s ² 2s ² 2p ¹
كربون	6		↑↓	↑↓	↑	↑	1s ² 2s ² 2p ²
نيتروجين	7		↑↓	↑↓	↑	↑	1s ² 2s ² 2p ³
أكسجين	8		↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s ² 2s ² 2p ⁴
فلور	9		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	1s ² 2s ² 2p ⁵
فلور	10		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	1s ² 2s ² 2p ⁶

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



كل ما سبق غير صحيح .

بمبدأ أوفباو ينص **بمبدأ أوفباو** على أن كل إلكترون يشغل ذلك الأقل طاقة. لذا، تكون أول خطوة تحديد 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 10. يمثل كل مربع في الشكل، فلنأخذ ذرّة

(Electron dot structure)

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

الشكل 18 وضع مناطق أرواق خلافة كل مستوى
 فريمي بواسطة لطافة المستويات العربية الأخرى.
 كل مربع في المستطعات يمثل فلكا ذري.
حدد أي المستويات العربية
 ذو خلافة أعلى **4d** أم **5p**؟

الاسمة	مثال
الذات الألفاظ المتصلة يساوي طاقة فرمي يكون أن نفس الطاقة.	كل ذرات $2p$ الثلاثة أن نفس الطاقة.
في حالة متعددة الإلكترونات، تختلف طاقات المستويات الفرعية في مستوى الزخم الزاوي.	الطاقة ذات $2p$ ثلاثة أمثلي من تلك $2s$
من أجل زيادة الطاقة، يكون شمل مستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى الطاقة $s.p.d.f$.	من أجل زيادة $n = 4$ ، $3n$ يكون شمل المستويات الفرعية الثلاثة هو $4f, 4d, 4p, 4s$
يمكن للألكترونات المتصلة بالمستويات الفرعية الثلاثة ضمن مستوى طاقة رئيس واحد أن تتداخل مع الألفاظ المتصلة بمستويات الطاقة ضمن مستوى رئيس آخر.	ينفك الطاقة المتصلة بالمستويات الفرعية $4s$ للذرة ذرات أقل من الألفاظ الخمسة الطاقة بالمستوى الرئيسي $3d$

[illegible]

1. $\begin{bmatrix} \uparrow \\ \square \\ \square \end{bmatrix}$ 2. $\begin{bmatrix} \uparrow & \uparrow \\ \square \\ \square \end{bmatrix}$ 3. $\begin{bmatrix} \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \square \\ \square \end{bmatrix}$

4. $\begin{bmatrix} \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \square \\ \square \end{bmatrix}$ 5. $\begin{bmatrix} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \square \\ \square \end{bmatrix}$ 6. $\begin{bmatrix} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \square \\ \square \end{bmatrix}$

4. $\begin{bmatrix} \uparrow \downarrow & \uparrow & \uparrow \end{bmatrix}$ 5. $\begin{bmatrix} \uparrow \downarrow & \uparrow \downarrow & \uparrow \end{bmatrix}$ 6. $\begin{bmatrix} \uparrow \downarrow & \uparrow \downarrow & \uparrow \downarrow \end{bmatrix}$

n, orbital notation, and noble gas notation of an element (Z1-36) to identify the location of the element in the periodic table (period,group,block)	Example 1 , Applications 8 , 9 , 10	54
يستخدم الترتيب الإلكتروني وترميز الفلك وترميز الغاز النبيل (Z1 – 36) لتحديد موقع العنصر في الجدول الدوري (المجموعة – الد	مثال 1 وتطبيقات 8 و 9 و 10	

مثال 1

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

1

تحليل المسألة

لديك الترتيب الإلكتروني لعنصر الستروشيوم.

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

2

إيجاد القيمة المجهولة

يُشير 5^2 إلى أنَّ إلكترونات التكافؤ لعنصر الستروشيوم تبدأ المستوى الفرعي 5. ولهذا يوجد عنصر الستروشيوم في المجموعة 2 **للمجموع 5**. بالنسبة إلى العناصر الرئيسة، يمكن أن تشير إلكترونات التكافؤ إلى رقم

تُشير 5 في $5s^2$ إلى أن عنصر الستروشيوم 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^1d^1 Sc, Y, La, Ac
b. s^2p^3 N, P, As, Sb, Bi
c. s^2p^6 Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

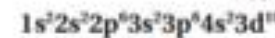
8

10. تحفيز اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:

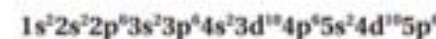
a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4



b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4



c. غاز نبيل في الدورة 5



d. عنصر في المجموعة 16 الدورة 2



وزاري

أي من الجدول التالي يُعبر عن لفة لها التوزيع الإلكتروني التالي:
 $[Ne] 3s^23p^1$

الدورة period	المجموعة group	المجموع block
3	3	s
1	3	s
3	3	p
3	13	p

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

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

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

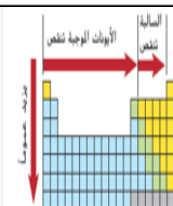
Ionization Energy (KJ/mol)	Difference between 1 st and 2 nd I.E.
7300	6780
1760	860
2430	1630
2350	1260
2860	1460

لكن 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 بالإلكتروناتها الأساسية الداخلية بقوة شديدة فوق تمسكها بالإلكترونات الكافرة

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



الشكل 15 يلمح الرسم التخطيطي الاتجاهات العامة في أنصاف الألفاظ الأيونية

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

الاتجاهات خلال الدورات بوجه عام، تنقل أنصاف الألفاظ الذرية عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. يحدث هذا الاتجاه التوضيح في الشكل 11 بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة إلى جانب حقيقة أن مستوى الطاقة الرئيس يظل ثابتاً خلال أي دورة. ويزيد عدد الإلكترونات والبروتونات في كل عنصر بخلاف بروتون وإلكترون واحد عن العنصر السابق له ويتم 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 لتجربها إلى النواة.

التأكد من فهم النص ناقش حقيقة كيف أن بقاء مستوى الطاقة الرئيس خلال أي دورة دون تغيير يعثر التناقض في أنصاف الألفاظ الذرية عبر أي دورة.

الاتجاهات خلال المجموعات بشكل عام تزداد أنصاف الألفاظ 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 تصبح شحنة النواة المتزايدة الإلكترونات الخارجية تجاه النواة لجعل القوة أصغر. وبالاتصال إلى أسفل عبر أي مجموعة، يزداد حجم العلك الخارجي مع زيادة مستوى الطاقة الرئيس، ولهذا، تصبح الذرة أكبر حجماً. يزداد حجم العلك تعني أن الإلكترونات الخارجية ستكون أبعد عن النواة. وبمثل 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. تلخص الشكل 12 اتجاهات المجموعات والدورات.



طاقة التأين

لتكوين أيون موجب، يجب إزالة إلكترون من الذرة المتعادلة. ويتطلب ذلك توفير 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 لبيثيوم في الحالة الغازية. يُطلق على الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الخارجي الأول من أي ذرة طاقة التأين الأولى. وطاقة التأين الأولى للبيثيوم تساوي 8.64×10^{-19} جول. ينتج عن فقد الإلكترون تكون 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.

فكر في طاقة التأين كمؤشر على مدى قوة تمسك نواة الذرة بالإلكترونات تكافؤها. لذا تُشير قيمة طاقة التأين العالية إلى أن الذرة تتمسك بالإلكتروناتها 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.

فكر في طاقة التأين كمؤشر على مدى قوة تمسك نواة الذرة بالإلكترونات تكافؤها. لذا تُشير قيمة طاقة التأين العالية إلى أن الذرة تتمسك بالإلكتروناتها 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.

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

18. المركبات الواردة بالجدول المقابل تبعا لدرجة الانصهار:

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	K	Ga	Ge	Ca
Atomic number	19	31	32	20
العدد الذري				
A. (lowest) Ga → Ge → Ca → K (highest)				
B. (lowest) Ge → Ga → Ca → K (highest)				
C. (lowest) K → Ca → Ga → Ge (highest)				
D. (lowest) Ca → Ga → Ge → K (highest)				



الاتجاهات عبر الدورات أنصاف الألفاظ الأيونية لمعظم العناصر الرئيسة موضحة في الشكل 14. لاحظ أن العناصر الموجودة بيسار الجدول تكون أيونات موجبة صغيرة في حين تكون العناصر الموجودة بيمين الجدول أيونات سالبة كبيرة. وبوجه عام، عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، يقل حجم الأيونات الموجبة تدريجياً. ثم بداية من المجموعة 15 أو 16 يتناقص أيضاً حجم الأيونات السالبة الأكبر حجماً تدريجياً.

الشكل 14 يوضح أنصاف الألفاظ الأيونية لمعظم العناصر الرئيسة بالبيكومترا (10 ⁻¹² م).	1	2	13	14	15	16	17
فتر لماذا تزيد أنصاف الألفاظ الأيونية لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.	Li 76 1+	Be 31 2+	B 20 3+	C 15 4+	N 146 3-	O 140 2-	F 133 1-
	Na 102 1+	Mg 72 2+	Al 54 3+	Si 41 4+	P 212 3-	S 184 2-	Cl 181 1-

يصف تكون الأيونات (كاتيون - أنيون) للوصول إلى الترتيب الإلكتروني

نص الكتاب

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?

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

ذرة Atom أيون Ion

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

أ. الأيون موجب حيث أصبح قطر الأيون أكبر عند فقد إلكترون.
ب. الأيون سالب حيث أصبح قطر الأيون أكبر عند اكتساب إلكترون.
ج. الأيون سالب حيث أصبح قطر الأيون أصغر بسبب نقصان قوة التنافر الكهروستاتيكية.
د. الأيون موجب حيث أصبح قطر الأيون أكبر بسبب زيادة قوة التنافر الكهروستاتيكية.

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

تفقد 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 إلكترونًا واحدًا للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر.

أيونات الفلزات الانتقالية نذكر أن الفلزات الانتقالية بوجه عام مستوى الطاقة الخارجي لها هو ns ، وبالتالي فإن الانتقال من المدار إلى المدار خلال أي دور، فلأ ذرات كل عنصر المستوى الفرعي الداخلي d، عند تكوين أيونات موجبة. تفقد عادة الفلزات الانتقالية الإلكتروني تكافؤ لها مكونة أيونات $(2+)$ ومع ذلك، يحتل أن تفقد بعض إلكترونات المستوى d، ولهذا فإن الفلزات الانتقالية عادة تكون أيونات $3+$ أو أكبر. وفقاً لعدد الإلكترونات الموجودة في الترتيب الإلكتروني وبشكل بسيط بعد الإلكترونات التي ستفقد على سبيل المثال، يكون الحديد (Fe) كلاً من الأيون Fe^{2+} و Fe^{3+} القاعدة البسيطة التي تطبق على هذه الفلزات تنص على أنها تكون أيونات بشحنة $(2+)$ أو $(3+)$.

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

الجدول 1 الترميز النقطي للإلكترونات

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

لماذا نستخدم الترميز النقطي

الإلكترونات التكافؤ نذكر أن الترميز النقطي للإلكترونات هو نوع من أنواع الترميز المستخدمة لتوضيح التركيب الإلكتروني للذرات. في الترميز النقطي، نستخدم النقاط لتمثيل الإلكترونات. تكون الروابط الكيميائية بوضع الجدول 1 العديد من الأمثلة على الترميز النقطي للإلكترونات. على سبيل المثال، الكربون الذي له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$ له أربعة إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الثاني، ليتمثل إلكترونات التكافؤ بواسطة أربع نقاط حول الرمز C الموجود في الجدول.

نذكر أيضاً أن طاقة التأيين تشير إلى مدى سهولة فقدان الذرة للإلكترون وأن السيل الإلكتروني يشير إلى مقدار جذب الذرة للإلكترونات. تظهر الفلزات السهلة التي تكتسب ببطءات التأيين العالية وسيل إلكترونات منخفضة نسبياً عاكساً في النشاط الكيميائي. تتفاعل العناصر الأخرى في الجدول الدوري مع بعضها بحيث تشكل مركبات متعددة، ويرتبط الاختلاف في النشاط الكيميائي بالذرة إلكترونات التكافؤ.

الفرق في النشاط الكيميائي ينعكس على قاعدة الثمانية الترتيب المستقر الذي يحتوي على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الخارجي. فمثلاً، الفلزات السهلة الخاملة تربيته إلكتروناتية يكون فيها مستوى الطاقة الخارجي مشغولاً. يمثل هذا المستوى بالكثرونين بالنسبة إلى ذرة السيليوم ($1s^2$) ولثمانية إلكترونات بالنسبة إلى الفلزات الثقيلة الأخرى ($1s^2$). يمثل العناصر إلى التفاعل لاكتساب الترتيب الإلكتروني المستقر لأي غاز شبه النبل.

أي الأزوج الآتية يتساوى في عدد الإلكترونات؟
(Cl=17, Sc=21, Ar=18, Ca=20)
Ar و Sc^{3+} Sc و Ca Cl و Ca^{2+} Cl و Sc

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

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 الكترونات التكافؤ للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر مكونة أيونات.
ما شحنة الأيونات المتكونة؟

-3

+2

+3

عناصر تميل لتكوين أيونات موجبة (الفلزات الانتقالية)

الفلزات الانتقالية تميل لتكوين أيونات موجبة (الفلزات الانتقالية)

الجدول 3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	15	16	17
الشحنة	-3	-2	-1
الترتيب	$ns^2 np^3$ (غاز خامل)	$ns^2 np^4$ (غاز خامل)	$ns^2 np^5$ (غاز خامل)

تكوين الأيون السالب

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

ذرة الكلور (Cl): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
ذرة الأرجون (Ar): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
أيون الكلوريد (Cl⁻): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

الأيون هو أيون سالب الشحنة. تسمى أي أيون يتم إضافة الإلكترونات إلى $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ في نهاية اسم عنصر العنصر. ولهذا، تصبح ذرة الكلور أيون كلوريد، ما هو اسم أيون البيروجين؟

تكوين الأيون الموجب

يكون أيون موجب عندما تفقد الذرة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ للوصول إلى الترتيب الإلكتروني للغاز السليم. الشكل 5، يكتسب أيون موجب السيل $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ من ذرة السيليوم $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$ عن طريق فقدان إلكترونين من المستوى 4s.

ذرة السيل (Si): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$
أيون السيل الموجب (Si²⁺): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

أيونات الفلزات ذرات الفلزات (بما في ذلك الكالسيوم، الباريوم، والسترونشيوم) تتسبب في التفاعل مع اللافلزات لتكوين مركبات الأيونية. في هذه المركبات، يكون الكالسيوم والسترونشيوم والباريوم Mg^{2+} و K^+ و Na^+ تتكون أيضًا بعض ذرات المجموعة 13 أيونات، يتم تخصيص الأيونات التي تتكون من طريق ذرات الفلزات من المجموعة 1 و 2 و 13 في الجدول 2.

عناصر تميل لتكوين أيونات موجبة (الفلزات)

الجدول 2-1	أيونات المجموعات 1 و 2 و 13
المجموعة	الشحنة
1	+1
2	+2
13	+3

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

الشحنات وتكوّن المركّبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركّبات الأيونية؟ للإجابة عن هذا السؤال، نفحص طريقة تكوين فلوريد الكالسيوم. إن الترتيب الإلكتروني للكالسيوم هو $[\text{Ar}]4s^2$. ويحتاج إلى فقد إلكترونين للوصول إلى الترتيب المستقر للأرجون. أما الترتيب الإلكتروني للفلور فهو $[\text{He}]2s^22p^5$. 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.

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

وكما ترى فإن الشحنة الكلية لوحدة واحدة من فلوريد الكالسيوم (CaF_2) 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 المتبادل المتكوّن أكسيد الألمنيوم (Al_2O_3) .

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

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

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 تكوّن المركّبات الأخرى. تساهم البنية التركيبية للمركّبات الأيونية في طبيعة خصائصها الفيزيائية. لقد جرى استخدام هذه الخصائص في الكثير من التطبيقات كالتالي 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 لافلززية. وترتّب هذه الأيونات بنمط متكرر منتظم يوازن قوى التجاذب والتنافر بين الأيونات.

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 الإلكترونات التكافؤ للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر مكونة أيونات. ما شحنة الأيونات المتكونة؟
--	--

-3

+2

+3

0

وزاري

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

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

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

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

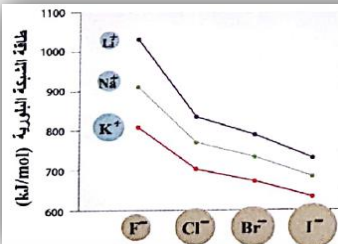
1 H																	2 He				
3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg															13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				

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

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

A

B



مستعينًا بالشكل المجاور: أي الآتي صحيحًا؟

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

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

① 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 تكون المركبات الأيونية من أيونات موجبة وأيونات سالبة عملية طاردة للحرارة. تكون قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة نظرًا أكثر استقرارًا حيث تكون طاقتها أقل من طاقة الأيونات المفردة. وفي حالة امتصاص كمية الطاقة التحلقة خلال تكون الرابطة. تنكسر 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 جزيء واحد من الأيونات وأي مركب أيوني يسمى "طاقة الشبكة". وتتمكس 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 متطابقة كثيرًا. نظرًا لأن القوة الإلكترونية متساوية للتجاذب. بين الشحنات المتضادة تزداد كلما قلت المسافة بين الشحنات. فإن الأيونات الصغيرة تلج فور تجاذب كبيرة بين الأيونات. تكون الطاقة الشبكة كبيرة. فعلى سبيل المثال. طاقة الشبكة البلورية لمركب كلوريد الليثيوم أكبر من تلك الموجودة في مركب كلوريد البوتاسيوم. نظرًا لأن أيون الليثيوم أصغر من أيون البوتاسيوم.

الجدول 6 طاقات الشبكة البلورية للمركبات الأيونية

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

تأثر أيضًا قيمة طاقة الشبكة البلورية بشحنة الأيون. الرابطة الأيونية التي تتكون من شحنات أيونات ذات شحنة موجبة أو سالبة كبيرة يكون لها طاقة شبكة بلورية كبيرة. فمثلا 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 SrCl₂ قيمة متوسطة بين MgO و NaF. نظرًا لأن 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. احرص طاقات الشبكة البلورية لـ RbF و KF. نظرًا لأن K⁺ له قطر أيوني أقل من Rb⁺. يكون لـ KF طاقة شبكة بلورية أكبر من RbF. وهذا يؤكد على أن طاقة الشبكة البلورية مرتبطة بحجم الأيون. الآن احرص في طاقات الشبكة البلورية لـ SrCl₂ و AgCl. كيف توضح العلاقة بين طاقة الشبكة البلورية وشحنة الأيونات الداخلة في العملية؟

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 أولاً متبوعاً بالكاتيون. تذكر أن الأنيون يُكتب دائماً أولاً 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،

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 الغازات الانتقالية والغازات 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 واحد.

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).

عندما يحتوي المركب على أيون متعدد الذرات، استخدم اسم الأيون متعدد الذرات

مثال،

بروميد السيزيوم $CsBr$

قاعدة 1 قاعدة 2 قاعدة 3

شحنات

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 بوصفه 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 المكون 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 $(NH_4)_2O$.

الجدول 9 الأيونات متعددة الذرات الشائعة			
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH_4^+	الأمونيوم	IO_4^-	اليودات
NO_2^-	النيتريت	$C_2H_3O_2^-$	الأسيتات
NO_3^-	النترات	$H_2PO_4^-$	فوسفات ثنائي الهيدروجين
OH^-	الهيدروكسيد	CO_3^{2-}	الكربونات
CN^-	السيانيد	SO_3^{2-}	الكبريتيت
MnO_4^-	البيرمنجانات	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^-	بيروكلورات	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 كلا من هذه الأيونات.

تسمية الأنيونات الأكسجينية الأنيون الأكسجيني يتكون من عنصر لافلزي غالباً. 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 (يد) إلى آخره.
أمثلة: NO_2^- نيتريت NO_3^- نترات	أمثلة: SO_3^{2-} كبريتيت SO_4^{2-} كبريتات



وزاري

What is the scientific name for the chemical formula below?



- Ammonia chlorate
- Ammonium hypochlorite
- Ammonia chlorite
- Ammonium perchlorate

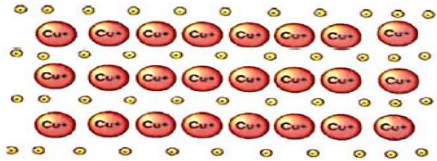
ما الاسم العلمي للصيغة الكيميائية أعلاه؟

- كلورات الأمونيا
- هيبوكلوريت الأمونيوم
- كلوريت الأمونيا
- بيركلورات الأمونيوم

يفسر بعض الخواص الفلزية (درجات الانصهار والغليان - توصيل الحرارة والكهرباء - قابلية الطرق والسحب والمطانة - الصلابة والقوة)

الأشكال 11 و 12

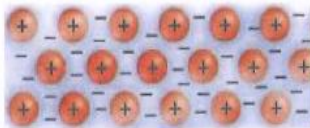
في ضوء ما درستّه عن الرابطة الفلزية أجب عما يأتي:



a. ما المقصود بالرابطة الفلزية؟

b. فسر لماذا النحاس موصل جيد للتيار الكهربائي؟

أي العبارات التالية **صحيحة** بالنسبة لنموذج الترابط الموضح بالشكل أدناه ؟

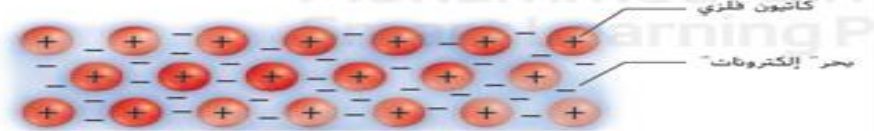


- الذرات الفلزية تكون في "بحر" من الذرات المشحونة سالبًا
- إلكترونات التكافؤ قابلة للحركة بسهولة بين النوى الفلزية
- المادة سهلة الكسر
- تنقل الكاتيونات الحرارة والكهرباء بسهولة من منطقة إلى أخرى

وزاري

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

فسر لماذا تُعرف الإلكترونات في الفلزات بالإلكترونات الحرة؟
حرّة الحركة



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



ما الذي يفسر قابلية الفلزات للطرق؟



- حركة الإلكترونات الحرة (غير المتموضعة) بسهولة كبيرة
- تفاعل الإلكترونات الحرة (غير المتموضعة) مع الضوء
- حركة الإلكترونات المقيدة حول الكاتيون الفلزي
- حركة أيونات الفلزات عبر الإلكترونات الحرة (غير المتموضعة)

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
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

د. 2 رابطة مسیما

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

between 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
يحدد العلاقة بين طول الرابطة التساهمية (أحادية - ثنائية - ثلاثية) وقوتها وطاقة تفككها	الجدول 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?

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}

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

- A. (weakest) F₂ → O₂ → N₂ (Strongest)
 B. (weakest) O₂ → F₂ → N₂ (Strongest)
 C. (weakest) N₂ → O₂ → F₂ (Strongest)
 D. (weakest) O₂ → N₂ → F₂ (Strongest)

- A. (الأضعف) N₂ ← O₂ ← F₂ (الأقوى)
 B. (الأضعف) N₂ ← F₂ ← O₂ (الأقوى)
 C. (الأضعف) F₂ ← O₂ ← N₂ (الأقوى)
 D. (الأضعف) F₂ ← N₂ ← O₂ (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 دائمًا. 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

تكوين الروابط (طاقة متصاعدة) > تفكك الروابط (طاقة متصاعدة) النواتج المتفاعلات

التفاعل الطارد للحرارة

تكوين الروابط (طاقة متصاعدة) < تفكك الروابط (طاقة متصاعدة) النواتج المتفاعلات

يُسمى مركب جزيئي ثنائي من صيغته الجزيئية

مثال 2 وتطبيقات

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.
 فوسفور
 أكسيد
 أكسيد الفوسفور
 الآن عدل الأسماء للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الجزيء.
 خامس أكسيد ثنائي الفوسفور
 من الصيغة P_2O_5 . أنت تعلم أن ذرتي فوسفور وخمس ذرات أكسجين تكوّن جزيء المركب.

سمّ كلّاً من المركّبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

14. CO_2 ثاني أكسيد الكربون15. SO_2 ثاني أكسيد الكبريت16. NF_3 ثلاثي فلوريد النيتروجين17. CCl_4 رباعي كلوريد الكربون

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



Name an acid (binary acid and oxyacid) given its chemical formula and vice versa

الجدول 4 ولص الكتاب

وزاري

الجدول 4-4	تسمية الأحماض الأكسجينية	اسم الحمض
المركب	الأيون الأكسجيني	المقطع
HClO ₃	كلورات	- يك
HClO ₂	كلوريت	- وز
HNO ₃	نترات	- يك
HNO ₂	نيتريت	- وز

Which is the **wrong** name of the molecular compound shown in the table below?

ما الاسم غير الصحيح للجزيئات الموضحة في الجدول أدناه ؟

	الصيغة formula	الاسم العلمي Scientific name
A.	P ₂ S ₅	Diphosphorus pentasulfide
B.	HI	Iodic acid
C.	N ₂ O ₅	Dinitrogen pentaoxide
D.	H ₂ SO ₄	Sulfuric acid

25. أكمل الجدول التالي بكتابة الاسم أو الصيغة المناسبين:

الاسم	الصيغة	أول أكسيد النيتروجين	حمض الفوسفوريك
HNO ₂		HI	N ₂ O ₄

قواعد تسمية المركبات الجزيئية ثنائية الذرات

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



يرسم بنى لويس لعدد من المركبات التساهمية ذات الروابط الأحادية والمتعددة

مثال 3 وتطبيقات

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 (NH₃).

1 حل المسألة

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

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

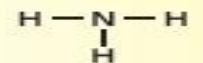
$$1 \text{ N atom} \times \frac{5 \text{ valence electrons}}{1 \text{ N atom}} + 3 \text{ H atoms} \times \frac{1 \text{ valence electron}}{1 \text{ H atom}}$$

تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

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

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

يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.



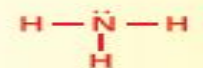
ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين طرفية.

حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

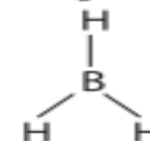
اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

4 أزواج إجمالي - 3 أزواج مستخدمة - زوج واحد متبقي

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

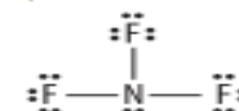


ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

37. ارسم تركيب لويس لجزيء BH₃.

38. تحفيز يحتوي جزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين على عدد

من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس للجزيء.



وزاري

30. رسم طالب بنية لويس التالية للفورمالدهيد CH₂O.

- ما غير الصحيح في الرسم ؟ ولماذا ؟

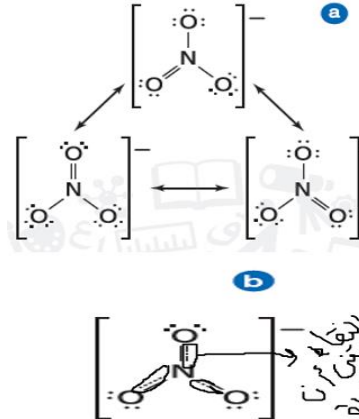
- ارسم بنية لويس الصحيحة لـ CH₂O. موضحاً خطوات الحل

BONUS

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 النترات متعدد الذرات (NO_3^-) المعروض في الشكل 14a. يمكن استخدام ثلاث تراكيب متكافئة لتمثيل أيون النترات. الرنين هي حالة تحدث عندما تكتب أكثر من بنية لويس صحيحة لجزيء أو أيون. يُشار إلى يمينتين أو أكثر من بنى 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-} و CO_3^{2-} و NO_2^- و NO_3^- جميعها يوجد فيها ظاهرة الرنين.

من المهم أن تعلم أن كل جزيء أو أيون يوجد فيه ظاهرة الرنين ينصرف 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.

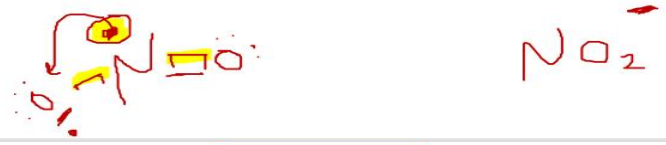
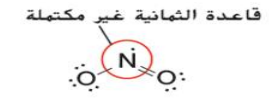
١ العدد الفردي من إلكترونات التكافؤ أولاً: قد يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات عدد فردي من إلكترونات التكافؤ وتكون غير قادرة على تكوين ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. على سبيل المثال: NO_2 له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و12 من الأكسجين بحيث يكون الإجمالي 17 إلكترونًا والذي لا يمكنه أن يكون عدد صحيح من أزواج الإلكترونات. راجع الشكل 15. مركبا NO و ClO_2 هما مثالان آخرين على الجزيئات التي لها أعداد فردية من إلكترونات التكافؤ.

$$N + O = 0$$

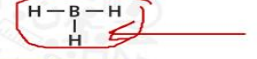
$$(1 \times 5) + (2 \times 6) = 0$$

$$- \frac{(7)}{2} = 8.5$$

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.



٢ الثمانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية وهناك استثناء آخر لقاعدة الثمانية يرجع إلى عدة مركبات تتكون الثمانيات الفرعية - حيث تكون التوزيعات المستقرة بأقل من ثماني إلكترونات موجودة حول كل ذرة. هذه المجموعة تآدره نسبياً. وبعد BH_3 مثالا على ذلك: البورون. شبه فلز يقع في المجموعة 13 يكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لافلزية أخرى.



تشارك ذرة البورون بسطة إلكترونات فقط - أي لا تتبع قاعدة الثمانية. تمثل مثل هذه المركبات إلى أن تكون متشعبة كيميائياً ويمكن أن تستقبل زوجاً من الإلكترونات التي تتبرع بها ذرة أخرى.



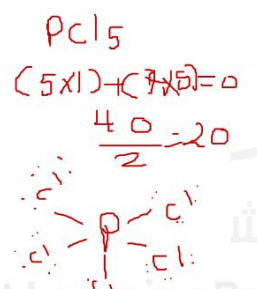
ذرة البورون ليست بها إلكترونات وتشارك بها. في حين أن ذرة النيتروجين لها إلكترونات تشارك بها. رابطة تساهمية تناسقية.

الشكل 16 في هذا التفاعل بين ثالث هيدريد البورون (BH_3) والأمونيا (NH_3). تمنح ذرة النيتروجين الإلكترونيين اللذين يتشارك بهما البورون والنيتروجين مكونة رابطة تساهمية تناسقية. فسر هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في الجزيء الناتج قاعدة الثمانية.

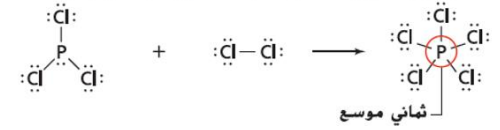
ذرة البورون ليست بها إلكترونات وتشارك بها. في حين أن ذرة النيتروجين لها إلكترونات تشارك بها. رابطة تساهمية تناسقية.

الثمانيات الموسعة

تمتلك المجموعة الثالثة من المركبات التي لا تتبع قاعدة الثمانية ذرات مركبة 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 . تتكون الروابط الخمس من عشرة إلكترونات مشتركة في فلك واحد s وثلاثة أفلاك p وفلك واحد d. ومن الأمثلة الأخرى أيضا 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_5 و Cl_2 . فإن كل ذرة متفاعلة تتبع قاعدة الثمانية. بعد التفاعل، يكون الناتج PCl_5 ثمانيات موسعة تحتوي على عشرة إلكترونات.



مثال 6

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

١ حل 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.

٢ حساب المجهول

أولاً: ابحت عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ.

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

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

حدد إجمالي عدد أزواج الربط.



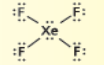
استخدم أزواج الربط الأربعة لربط أربع ذرات F بذرة Xe المركزية.

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

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

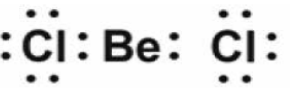
حدد عدد الأزواج المتبقية

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



ضع الزوجين المتبقين على ذرة الزينون المركزية.

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



ب. ثماني موسع

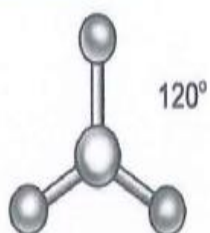
أ. عدد فردي من الإلكترونات التكافؤ

ج. أقل من ثمانية الإلكترونات

د. رابطة تساهمية تناسقية

استعمال نموذج VSEPR لتوقع شكل وزوايا الربط في الجزيئات والأيونات المختلفة

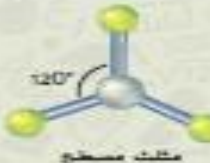
وزاري



11. ما هو شكل الجزيء الذي يظهر في الرسم ؟

ب. رباعي الأوجه
د. مثلث مسطح

ج. ہرم مزدوج ثلاثی

الجدول 6 أشكال الجزيئات					
شكل الجزيء*	التجهين	الأزواج غير المشتركة	الأزواج المشتركة	مجموع الأزواج	الجزيء
 خطي	sp	0	2	2	BeCl ₂
 مثلث مسطح	sp ²	0	3	3	AlCl ₃
 رباعي الأوجه	sp ³	0	4	4	CH ₄
 هرم ثلاثي	sp ³	1	3	4	NH ₃
 منحني	sp ³	2	2	4	H ₂ O
 مربع مسطح	sp ² d	0	5	5	NbBr ₅
 ثماني الأوجه	sp ³ d ²	0	6	6	SF ₆

لكرات مثل الفرات. الأموات مثل الروابط. و الفصوص مثل أرواح الإنكسروفت عمو المرتبط.

يُصنّف الروابط بناءً على الفرق في السالبية الكهربية إلى (أيونية غالبًا - تساهمية قطبية - تساهمية غالبًا - تساهمية غير قطبية)

الروابط التساهمية القطبية

تتكوّن الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات للإلكترونات 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 تنضيه الإلكترونات حول هذه الذرة أطول منه حول الذرة الأخرى. وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي الرابطة.

يُستخدم 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 الكهربية الأكبر عند طرف الشحنة الجزئية السالبة. أما الذرة ذات السالبية الكهربية الأقل فتكون عند طرف الشحنة الجزئية الموجبة. وغالبًا ما تُعرف الرابطة القطبية الناتجة بأنها ثنائية القطب.

القطبية الجزيئية تتكوّن الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية، ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء. ومن الخصائص المؤثرة للجزيئات غير القطبية أنها لا تتجاذب للمجال الكهربائي، إلا أن الجزيئات القطبية تجذب إلى المجال الكهربائي. ولأن الجزيئات القطبية شائبة القطب ولها شحنات جزئية عند أطرافها، تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية، وينتج عن ذلك تأثير الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله.

القطبية وشكل الجزيء يمكنك معرفة سبب كون بعض الجزيئات قطبية وبعضها الآخر غير قطبي بمقارنة جزيء الماء (H₂O) وجزيء رباعي كلوريد الكربون (CCl₄). حيث إن لكلا الجزيئين روابط تساهمية قطبية. ووفقًا للبيانات الموضحة في الشكل 20، فإن الفرق في السالبية الكهربية بين ذرتي الهيدروجين والأكسجين يساوي 1.24، والفرق في السالبية الكهربية بين ذرتي الكلور والكربون يساوي 0.61. وبسبب وجود اختلاف في السالبية الكهربية، فإن الرابطة H—O والرابطة C—Cl رابطتان تساهميتان قطبيتان.



ووفقًا للصيغ الجزيئية، نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تساهمية قطبية. ولكن جزيء الماء وحده هو جزيء قطبي. لم 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 الكهربية وخواص الرابطة

فرق السالبية الكهربية	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 تتكون الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالتكامل. وتستخدم خاصية الرابطة على نطاق واسع لتحديد نوع الروابط الكيميائية. وتبين الجدول 7 إمكانية توقع خاصية الرابطة الكيميائية ونوعها باستعمال فرق السالبية الكهربية بين العناصر المتكونة للرابطة. ويكون فرق السالبية الكهربية بين ذرتين متماثلتين صفرًا. وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. ولأن العناصر المتماثلة غير قطبية أو تساهمية طرفية. وفي المقابل، ولأن العناصر المختلفة لها قيم سالبية كهربية مختلفة، لذا لا يتوزع زوج إلكترونات 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 الكهربية بين الذرات المتماثلة، ينتج الإلكترونات ذرة إلى أخرى مما يؤدي إلى تكاليف رابطة أيونية.

أحيانًا تكون الرابطة غير واضحة إذا كانت أيونية أو تساهمية. إذا كان فرق السالبية الكهربية هو 1.70، فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50% تساهمية وبنسبة 50% أيونية. وكلما زاد فرق السالبية الكهربية، زادت الخاصية الأيونية للرابطة. فمعظم الروابط الأيونية تتكون من فرق السالبية الكهربية أكبر من 1.70. ومع ذلك، لا ينطبق هذا الحد المتكامل في بعض الأحيان مع ملاحظات التجارب التي تربط فيها الفرقان بين العناصر ببعض التباين. الشكل 21 يوضح الفرق في السالبية الكهربية بين 12.00 وأن سيكون مكان LiF على الرسم البياني؟

الشكل 21 يوضح هذا الرسم البياني



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

الشكل 22 يوضح هذا الرسم البياني

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



الشكل 22 قيمة السالبية الكهربية لتلك التي أعلى منها للهيدروجين. ولذلك يفتقر زوج الإلكترونات المشترك في الجزيء المتماثل على الهيدروجين والكلور فتره من الزمن مع ذرة الكلور غالبًا ما تكون أكبر منها مع ذرة الهيدروجين. وتستخدم الرموز لإبراز الشحنة الجزئية عند كل طرف من الجزيء. يمكن عدم تساوي المشاركة في زوج من الإلكترونات.

وزاري

12. بناءً على قيم السالبية الكهربية أعلاه ، ما نوع الرابطة الموجودة في المركب OF₂؟

العنصر	السالبية الكهربية
O	3.44
F	3.98

ب. أيونية
د. تساهمية غير قطبية

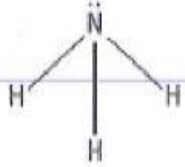
أ. فلزية
تساهمية قطبية

$$3.98 - 3.44 = 0.54$$

ليحدد الشروط التي يجب توافرها ليكون المركب الجزيئي قطبيًا

الشكل 23 ونص الكتاب

26. هل جزيء الأمونيا NH_3 الموضح بالشكل قطبي أم غير قطبي ؟ برر إجابتك .



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 $\text{H}-\text{O}$ غير متناظرة في جزيء الماء، يكون لهذا الجزيء طرفان دافئان وأخرى باردان. لذا فهو مركب قطبي.

أما جزيء CCl_4 فهو رباعي الأوجه، لذا فهو متناظر. كما هو مبين في الشكل 23b. لذا يكون مقدار الشحنة الكهربائية من أي مسافة عن المركز مساويًا لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المعاكسة، ويكون مركز الشحنة السالبة على كل ذرة كلور. في حين يكون مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون، ولأن الشحنات الجزيئية 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 (NH3) 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، نجد أن الفرق في السالبية الكهربائية بين الهيدروجين والنيتروجين يساوي 0.84، مما يجعل كل روابط $\text{N}-\text{H}$ تساهية قطبية. إن توزيع الشحنات غير متساو 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.

Mc Graw Hill Education



الشكل 24 الجزيئات التساهمية المتناظرة، مثل الزيت ومعظم المشتقات 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.

ما اسم العالم الذي رتب العناصر في جدول دوري ترتيباً تصاعدياً حسب الكتلة الذرية في أعمدة تتضمن العناصر المتشابهة في خواصها؟
 ك. أنطوان لافوازييه ك. ديمتري مندليف ك. جون نيولاندز ك. هنري موزلي



1. ما العناصر التي تُستخدم عادةً لصناعة رقاقات الحاسب والخلايا الشمسية؟
 أ. الفلزات ب. اللافلزات
 ج. أشباه الفلزات د. الغازات النبيلة

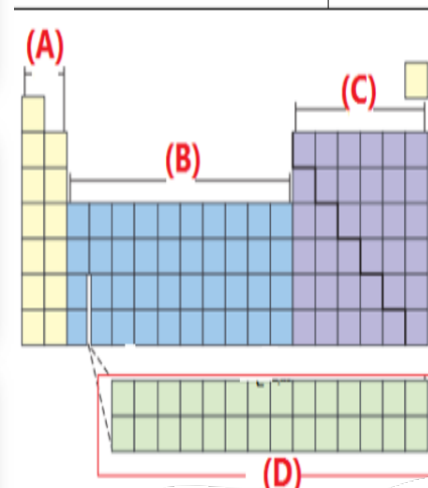
9- أي مما يأتي يُعد سبيكة فراغية؟
 ك. الفولاذ الكربوني (حديد وكربون) ك. النحاس الأصفر (خارصين ونحاس)
 ك. الفضة الإسترلينية (فضة ونحاس) ك. البرونز (خارصين - نحاس - قصدير)

9. كم عدد الروابط التساهمية الأحادية التي يستطيع الكربون تكوينها؟
 أ. 1 ب. 2 ج. 3 د. 4

2- أي الآتي يُسبب تلوث ملوثات الكثير من المركبات الأيونية مثل الأحجار الكريمة بألوانها الزاهية؟
 ك. قوى التجاذب بين الأيونات ك. الترتيب المنتظم للأيونات في الشبكة البلورية
 ك. وجود فلزات انتقالية في الشبكات البلورية ك. 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

to the f-block in the following diagram?



أي منطقة تُشير إلى **المجموع f** في الشكل الموضح أعلاه؟

What is the difference between the orbitals shown below?

- Difference in shape
- Difference in the principle quantum number
- Difference in size



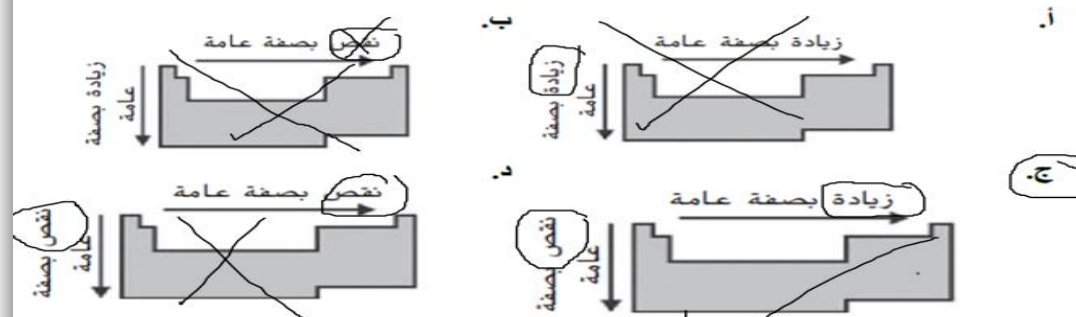
- I only
- I and II only
- II and III only
- I and III only

ما وجه الاختلاف بين الأتلاك المبينة أعلاه؟

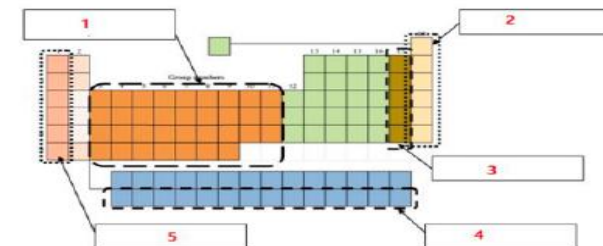
- الاختلاف في الشكل
- الاختلاف في رقم الكم الرئيس
- الاختلاف في الحجم

- I فقط
- I و II فقط
- II و III فقط
- I و III فقط

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



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



- Transition elements
- Representative elements
- Actinides
- Alkali metals

- العناصر الانتقالية
- العناصر الرئيسية
- الأكتنيدات
- الفلزات القلوية

