قـــررت وزارة الـتـعـلـيـم تـــدريس
هـذا الـكـتـاب وطـبـعـه عـلـى نـفـقـتـهـا

المملكة العربية السعودية

الكيمياء 2

التعليم الثانوي - نظام المسارات

السنة الثانية

قام بالتأليف والمراجعة
فريق من المتخصصين

يُوزع مجّانًا ولا يُباع

طبعة 1445 - 2023

ⓒ وزارة التعليم ، ١٤٤٤هـ

فهرسة مكتبة الملك فهد الوطنية أثناء النشر
وزارة التعليم
كيمياء ٢ – التعليم الثانوي – نظام المسارات – السنة الثانية. /
وزارة التعليم – ط ١٤٤٥ . – الرياض ، ١٤٤٤ هـ .
٥٨١ص ؛ ٢١ X ٢٧,٥ سم
ردمك : ٤-٤٢٦-٥١١-٦٠٣-٩٧٨

١ – الكيمياء – كتب دراسية ٢ – التعليم الثانوي – السعودية
ديوي ٥٤٠,٧١٢ ١٤٤٤/٨٦٩١

رقم الإيداع : ١٤٤٤/٨٦٩١
ردمك : ٤-٤٢٦-٥١١-٦٠٣-٩٧٨

حقوق الطبع والنشر محفوظة لوزارة التعليم

www.moe.gov.sa

مواد إثرائية وداعمة على "منصة عين الإثرائية"

ien.edu.sa

أعزاءنا المعلمين والمعلمات، والطلاب والطالبات، وأولياء الأمور، وكل مهتم بالتربية والتعليم:
يسعدنا تواصلكم؛ لتطوير الكتاب المدرسي، ومقترحاتكم محل اهتمامنا.

fb.ien.edu.sa

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَٰنِ الرَّحِيمِ

الفصل 4

المركبات الأيونية و الفلزات
Ionic compounds and Metals

الفكرة العامة ترتبط الـذرات في المركبات الأيونيـة بروابـط كيميائية تنشـأ عن تجاذب الأيونات المختلفة الشحنات.

4-1 تكوُّن الأيون

الفكرة الرئيسة تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثُّماني الأكثر استقرارًا.

4-2 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

الفكرة الرئيسة تتجـاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكوِّن مركبات أيونية متعادلة كهربائيًّا.

4-3 صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

الفكرة الرئيسة عند تسـمية المركبات الأيونية يُذكر الأيون السالب أولاً متبوعًا بالأيـون الموجب. أما عنـد كتابة صيغ المركبـات الأيونية فيكتـب رمز الأيون الموجب أولًا متبوعًا برمز الأيون السالب.

4-4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

الفكرة الرئيسة تُكوّن الفلزات شـبكات بلورية يمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها "بحر" من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

حقائق كيميائية

- يغوص الغواصون عادة على عمق 40 m، أما أكبر عمق وصل إليه غواص محترف فقد زاد على 300 m قليلاً.
- يحـمل الـغـواصون الأكسجـين والنيتروجين فـي أسطوانات معدة لهـذه الغـاية، لذا عليهم اتباع إجـراءات خاصة لتجنب التسـمم بالأكسجين، والتخدير النيتروجيني.

موقع واجباتي

نشاطات تمهيدية

تجربة استهلالية

ما أنواع المركّبات التي توصل محاليلها التيار الكهربائي؟

لكي توصل المادة التيار الكهربائي يجب أن تحتوي على جسيمات مشحونة قادرة على الحركة بسهولة. ويعد التوصيل الكهربائي من خواص المواد التي تزودنا ببعض المعلومات عن الروابط بين الذرات.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. اعمل جدول بيانات لتسجيل ملاحظاتك.
3. املأ إحدى فجوات **طبق التفاعلات** البلاستيكي **بملح الطعام الصلب NaCl**.
4. استخدم **الماصة** لنقل 1mL من محلول **ملح الطعام NaCl** المعد باستخدام ماء الصنبور إلى فجوة أخرى في الطبق نفسه.
5. اغمس أقطاب **جهاز التوصيل الكهربائي** داخل ملح الطعام الصلب، فإذا توهج المصباح الكهربائي فإن ذلك يعني أن ملح الطعام الصلب موصل للكهرباء. كرر الخطوة نفسها مع محلول ملح الطعام.
6. كرر الخطوات 3 – 5 مستخدمًا **السكر $C_{12}H_{22}O_{11}$** بدلاً من ملح الطعام.
7. أعد الخطوات 3 – 5 مستخدمًا **الماء المقطر** بدلاً من ماء الصنبور.

التحليل

1. اعمل جدولاً ودوّن فيه أسماء المركبات ونتائج تجارب التوصيل الكهربائي.

المادة	نتيجة التوصيل
NaCl (صلب)	لا
NaCl (محلول)	نعم
$C_{12}H_{22}O_{11}$ (صلب)	لا
محلول $C_{12}H_{22}O_{11}$	لا
ماء مقطر	لا

2. فسر النتائج التي حصلت عليها.

يكون ملح الطعام أيونات (جسيمات مشحونة) عند ذوبانه في الماء.

المطويات
منظمات الأفكار

المركبات الأيونية اعمل المطوية الآتية لتساعدك على تنظيم المعلومات الخاصة بالمركبات الأيونية.

خطوة 1 اطو الورقة طوليًّا لتعمل ثلاثة أقسام متساوية.

خطوة 2 اطو الجزء العلوي من الورقة نحو الأسفل بمقدار 2 cm تقريبًا.

خطوة 3 ارسم خطوطًا على طول الثنيات، ثم عنون الأعمدة على النحو الآتي: تكوين الأيونات، الروابط الأيونية، خواص المركبات الأيونية.

المطويات **استخدم هذه المطوية في القسمين 1–4 و2–4.** وبعد قراءتهما دوّن المعلومات الخاصة بالمركبات الأيونية في الأعمدة المناسبة لذلك في المطوية.

استقصاء صمّم نموذجًا يوضح الاختلاف بين المركّبات التي توصل محاليلها التيار الكهربائي والمركّبات التي لا توصل محاليها التيار الكهربائي.

تتحلل المركبات الموصلة للكهرباء في المحلول إلى ايونات منفصلة مما يتيح لها توصيل التيار الكهربائي.

أما المركبات التي لا توصل الكهرباء في المحلول فلا تتفكك إلى أيونات.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

4–1 تكون الأيون Ion Formation

الأهداف

- **تعرّف** الرابطة الكيميائية.
- **تصف** تكوين الأيونات الموجبة والسالبة.
- **تربط** بين تكوّن الأيون وتوزيعه الإلكتروني.

مراجعة المفردات

القاعدة الثمانية: تميل الذرات إلى اكتساب الإلكترونات أو فقدانها أو مشاركتها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ.

المفردات الجديدة

الرابطة الكيميائية

الكاتيون

الأنيون

الفكرة الرئيسة **تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرارًا.**

الربط مع الحياة تخيل أنك ذاهب ومجموعة من الأصدقاء لتلعبوا كرة القدم، فوجدتم هناك مجموعة أخرى أكثر عددًا يريدون اللعب أيضًا، فاتفقتم على تشكيل فريقين متساويين مما يؤدي إلى أن تفقد إحدى المجموعتين بعض لاعبيها لينضموا إلى المجموعة الأخرى. وهكذا بطريقة مشابهة يكون سلوك الذرات أحيانًا عند تكوين المركبات.

الرابطة الكيميائية Chemical bond

تحتوي الذرة كما تعلم على إلكترونات سالبة الشحنة تحيط بنواة تتضمن بروتونات موجبة الشحنة، بالاضافة إلى النيوترونات المتعادلة الشحنة. وتكون الذرة متعادلة الشحنة لأن عدد الإلكترونات السالبة فيها مساوٍ لعدد البروتونات الموجبة. وتميل جميع الذرات إلى الوصول لحالة من الاستقرار بحيث تكوّن طاقتها أقل ما يمكن، وذلك بامتلاك مستوى طاقة أخير ممتلئ بالإلكترونات. ويمكن أن يحدث ذلك من خلال **الرابطة الكيميائية**؛ وهي عبارة عن قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر من خلال فقد الذرة للإلكترونات أو اكتسابها أو المساهمة فيها بالاشتراك مع ذرة أو ذرات أخرى.

تكوين الأيون الموجب Positive Ion Formation

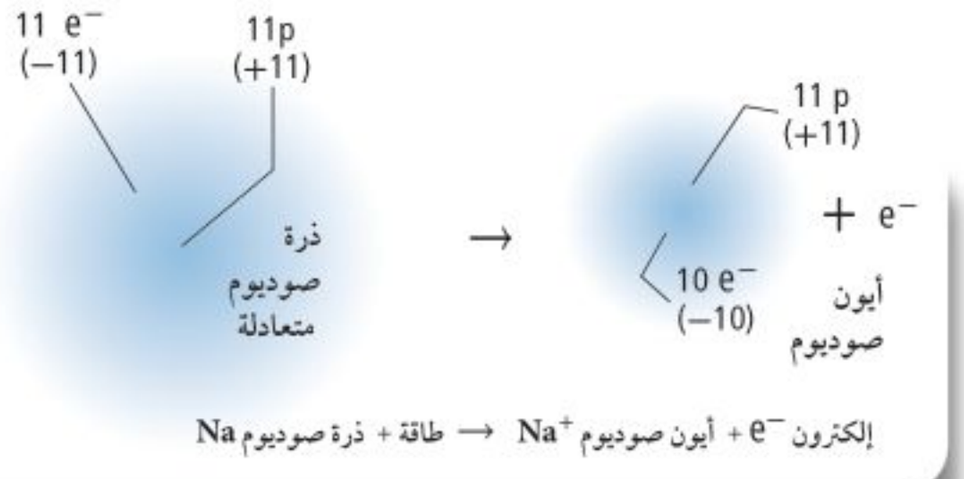
يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحدًا أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل. ويُسمى الأيون الموجب **بالكاتيون**. ولفهم تكوين الأيون الموجب قارن بين التوزيع الإلكتروني لغاز النيون النبيل (العدد الذري يساوي 10) والتوزيع الإلكتروني لفلز الصوديوم القلوي (العدد الذري يساوي 11).

ذرة النيون Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
ذرة الصوديوم Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
أيون الصوديوم Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$

لذرة الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد في المستوى 3s، ولذا فهي تختلف عن ذرة غاز النيون النبيل بهذا الإلكترون الإضافي. وعندما تفقد ذرة الصوديوم هذا الإلكترون، تحصل على توزيع إلكتروني مستقر مشابه للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون. ويوضح **الشكل 1–4** كيف تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ لتتحول إلى كاتيون.

موقع واجباتي

موقع واجباتي



الشكل 1–4 يتكون الأيون الموجب عند فقد الذرة المتعادلة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ. تحتوي الذرة المتعادلة كهربائيًّا على أعداد متساوية من البروتونات والإلكترونات، في حين يحتوي الأيون الموجب على عدد من البروتونات أكبر من عدد الإلكترونات.

حلّل هل يحتاج انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة إلى امتصاص الطاقة أم انبعاثها؟ **يحتاج إلى امتصاص طاقة**

ومن الضروري معرفة أنه رغم حصول ذرة الصوديوم على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون إلا أنها لم تتحول إلى ذرة نيون، بل تحولت إلى أيون صوديوم أحادي الشحنة الموجبة، وأن عدد البروتونات (11) الذي يميز ذرة الصوديوم ما زال ثابتًا داخل النواة لم يتغير.

ماذا قرأت؟ ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لذرة مستقرة؟

8 إلكترونات، وتعرف بقاعدة الثمانية، وهي مرتبطة مع الحالة الأكثر استقرارا للذرة

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

أيونات الفلزات إن ذرات الفلزات نشيطة كيميائيًّا؛ لأنها تفقد إلكترونات تكافئها بسهولة. وفلزات المجموعتين الأولى والثانية أكثر الفلزات نشاطًا في الجدول الدوري. فعلى سبيل المثال، تُكوِّن فلزات البوتاسيوم والماغنسيوم الموجودة في المجموعتين 1 و 2 على الترتيب، الأيونات K^+ و Mg^{2+}، كما تُكوِّن بعض ذرات عناصر المجموعة 13 أيونات موجبة أيضًا. ويلخص الجدول 1–4 الأيونات التي تكوّنها ذرات فلزات المجموعات 1و 2 و13.

الجدول 1-4 أيونات المجموعات 1و 2 و 13

المجموعة	التوزيع	شحنة الأيون المتكون
1	ns^1 [غاز نبيل]	(+1) عند فقد إلكترون s^1
2	ns^2 [غاز نبيل]	(+2) عند فقد إلكتروني s^2
13	ns^2np^1 [غاز نبيل]	(+3) عند فقد إلكترونات s^2p^1

أيونات الفلزات الانتقالية

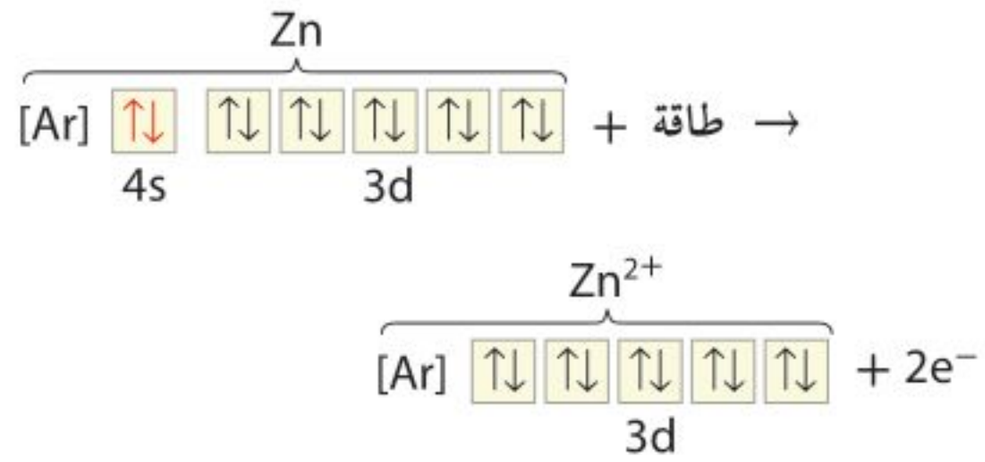
تذكّر أن مستوى الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو ns^2 . وعند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة تقوم ذرة كل عنصر بإضافة إلكترون إلى المستوى الثانوي d. وعادة ما تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونين من إلكترونات التكافؤ، لتكوّن أيونات موجبة ثنائية الشحنة 2+. وقد تفقد أيضًا إلكترونات من المستوى d. لذا تكوّن الفلزات الانتقالية أيونات موجبة ثلاثية الشحنة 3+ أو أكثر حسب عدد إلكترونات المستوى d، ولكن من الصعب التنبؤ بعدد الإلكترونات التي يمكن فقدانها. فعلى سبيل المثال، يُكوّن الحديد أيونات Fe^{2+} وأيونات Fe^{3+} . ولكن يمكننا القول إن من المؤكد أنّ هذه الفلزات تكوِّن أيونات موجبة ثنائية أو ثلاثية الشحنة.

على الرغم من أن توزيع الإلكترونات الثماني هو التوزيع الإلكتروني للذرة المستقرة، إلاَّ أنه يوجد توزيعات أخرى للإلكترونات تزودها ببعض الاستقرار.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الشكل 2–4 عندما يتفاعل الخارصين مع اليود فإن حرارة التفاعل تجعل اليود الصلب يتسامى إلى بخار بنفسجي اللون. ويتكون أسفل الأنبوب ZnI_2 الذي يحتوي على أيون Zn^{2+} الذي توزيعه الإلكتروني شبيه بالتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.



عند فقدان إلكتروني تكافؤ المستوى 4s يتكون توزيع إلكتروني من مستويات s,p,d مملوءة بالإلكترونات، يشبه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

فعلى سبيل المثال، تفقد ذرات عناصر المجموعات 14–11 إلكترونات لتكون مستوى طاقة خارجيًّا ذا مستويات ثانوية (هي s، p، d) مملوءة بالإلكترونات. ويبين **الشكل 2–4** التوزيع الإلكتروني لذرة الخارصين: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. وعندما تكوِّن ذرة الخارصين الأيون الثنائي الموجب تفقد إلكترونين من المستوى 4s وينتج التوزيع الإلكتروني المستقر: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$. ويُشار إلى هذا التوزيع الإلكتروني المستقر نسبيًّا بالتوزيع الإلكتروني الشبيه بالغاز النبيل.

تكوين الأيون السالب Negative Ion Formation

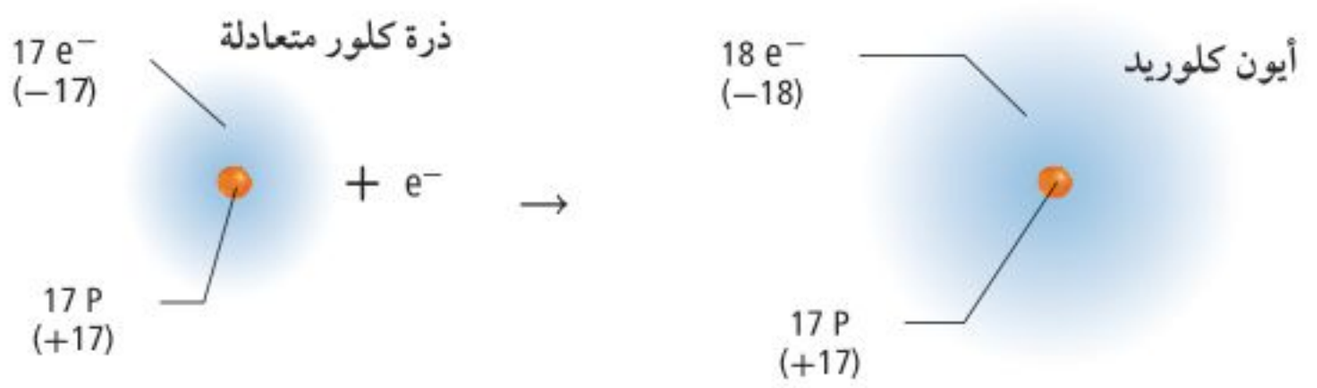
تميل عناصر اللافلزات الموجودة يمين الجدول الدوري إلى اكتساب إلكترونات بسهولة لتحصل على توزيع إلكتروني خارجي مستقر، كما في **الشكل 3–4** . وللحصول على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل تكتسب ذرة الكلور إلكترونًا لتكوّن أيونًا شحنته 1–، ويصبح التوزيع الإلكتروني لأيون الكلوريد بعد اكتساب الإلكترون مثل التوزيع الإلكتروني للأرجون:

ذرة Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
ذرة Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
أيون Cl^-	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

ويسمى الأيون السالب **بالأنيون**. ولتسمية الأيونات السالبة يضاف المقطع (يد) إلى نهاية اسم العنصر، فتصبح ذرة الكلور أيون كلوريد. فما اسم أيون النيتروجين؟

الشكل 3–4 في أثناء تكوّن أيون الكلوريد السالب تكتسب ذرة الكلور المتعادلة إلكترونًا، وينتج عن هذه العملية انبعاث 349 kJ/mol من الطاقة.

قارن كيف تختلف الطاقة المصاحبة لتكوين أيون موجب، عن الطاقة المصاحبة لتكوين أيون سالب؟



يحتاج تكوين الأيون الموجب إلى طاقة، بينما يصاحب عملية تكوين الأيون السالب انبعاث الطاقة

موقع واجباتي

موقع واجباتي

أيونات اللافلزات تكتسب بعض اللافلزات عددًا من الإلكترونات، وعندما تُضاف إلى إلكترونات تكافئها تصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرار. فعلى سبيل المثال، لذرة الفوسفور خمسة إلكترونات تكافؤ، وحتى تحصل على التوزيع الإلكتروني الثماني المستقر تكتسب ثلاثة إلكترونات، وتكوّن أيون الفوسفيد الذي شحنته 3−. وبالمثل ذرة الأكسجين التي لها ستة إلكترونات تكافؤ تكتسب إلكترونين وتكوِّن أيون الأكسيد الذي شحنته 2−.

وقد تفقد أو تكتسب بعض ذرات عناصر اللافلزات أعدادًا من الإلكترونات للوصول إلى حالة التركيب الثماني المستقر. فمثلًا، بالإضافة إلى مقدرة ذرة الفوسفور على اكتساب ثلاثة إلكترونات فإنها تستطيع أن تخسر خمسة إلكترونات ، وفي الغالب تكتسب ذرات عناصر المجموعة 15 ثلاثة إلكترونات، وتكتسب ذرات عناصر المجموعة 16 إلكترونين، وتكتسب ذرات عناصر المجموعة 17 إلكترونًا واحدًا للوصول إلى حالة الثمانية ويبين **الجدول 2−4** أيونات المجموعات 15 و16 و17.

الجدول 2-4 أيونات المجموعات من 15إلى 17

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

موقع واجباتي

التقويم 4-1

1. الفكرة الرئيسة قارن بين استقرار ذرة الليثيوم وأيون الليثيوم Li^+.

أيون الليثيوم Li^+ هو الأكثر استقرارًا؛ لأن له مدارًا خارجيًّا مكتملًا.

2. صف سببين لوجود قوة تجاذب في الرابطة الكيميائية.

e. قوة التجاذب بين النواة الموجبة الشحنة في إحدى الذرات والإلكترونات السالبة الشحنة للذرة الأخرى.

f. قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.

3. طبق لماذا تكون عناصر المجموعة 18 غير قادرة على التفاعل نسبيًّا، في حين تُعد عناصر المجموعة 17 شديدة التفاعل؟

تُعرف عناصر المجموعة 18 بالغازات النبيلة، ولها مستويات طاقة خارجية مملوءة بالإلكترونات، ولا تُشكِّل أيونات بسهولة، أمّا عناصر المجموعة 17 فهي شديدة التفاعل؛ لأن ذرة كلّ عنصر فيها تحتاج إلى اكتساب إلكترون واحد فقط لتصل إلى حالة الاستقرار أو حالة الثمانية.

4. طبق اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الـذرات الآتية، ثم توقع التغير الذي ينبغي حدوثه لتصل كل ذرة إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

a. النيتروجين

$[He]2s^22p^3$؛ اكتساب 3 إلكترونات (أيون شحنته -3؛ N^{3-})
أو فقدان 5 إلكترونات (أيون شحنته $+5$؛ N^{5+})

b. الكبريت

$[Ne]3s^23p^4$؛ اكتساب إلكترونين (أيون شحنته -2؛ S^{2-})

c. الباريوم

$[Xe]6s^2$؛ فقدان إلكترونين (أيون شحنته $+2$؛ Ba^{2+})

d. الليثيوم

$[He]2s^1$؛ فقدان إلكترون واحد (أيون شحنته $+1$؛ Li^+)

5. نموذج ارسم نموذجين يمثّلان تكوين أيون الكالسيوم الموجب وأيون البروميد السالب.

يجب أن يوضِّح النموذجان أن ذرة الكالسيوم تفقد إلكترونين ليتكوّن أيون الكالسيوم Ca^{2+}، بينما تكتسب ذرة البروم إلكترونًا واحدًا ليتكوّن أيون البروميد Br^-، كما يجب أن يُبين النموذجان الطاقة المضافة عند تكوّن أيون الكالسيوم Ca^{2+} والطاقة المفقودة عند تكوّن أيون البروميد Br^-.

موقع واجباتي

موقع واجباتي
رابط الدرس الرقمي
www.ien.edu.sa

4–2

الروابط الأيونية والمركبات الأيونية
Ionic Bonds and Ionic Compounds

الأهداف

- **تصف** تكوين الرابطة الأيونية وبناء المركبات الأيونية وقوة الرابطة الأيونية.
- **تربط** بين الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية وقوة الرابطة الأيونية.
- **توضيح** العلاقة بين تكون المركب الأيوني والطاقة.

مراجعة المفردات

المركب: اتحاد كيميائي بين عنصرين مختلفين أو أكثر.

المفردات الجديدة

الرابطة الأيونية
المركبات الأيونية
الشبكة البلورية
الإلكتروليت
طاقة الشبكة البلورية

الفكرة الرئيسة **تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكوِّن مركبات أيونية متعادلة كهربائيًّا.**

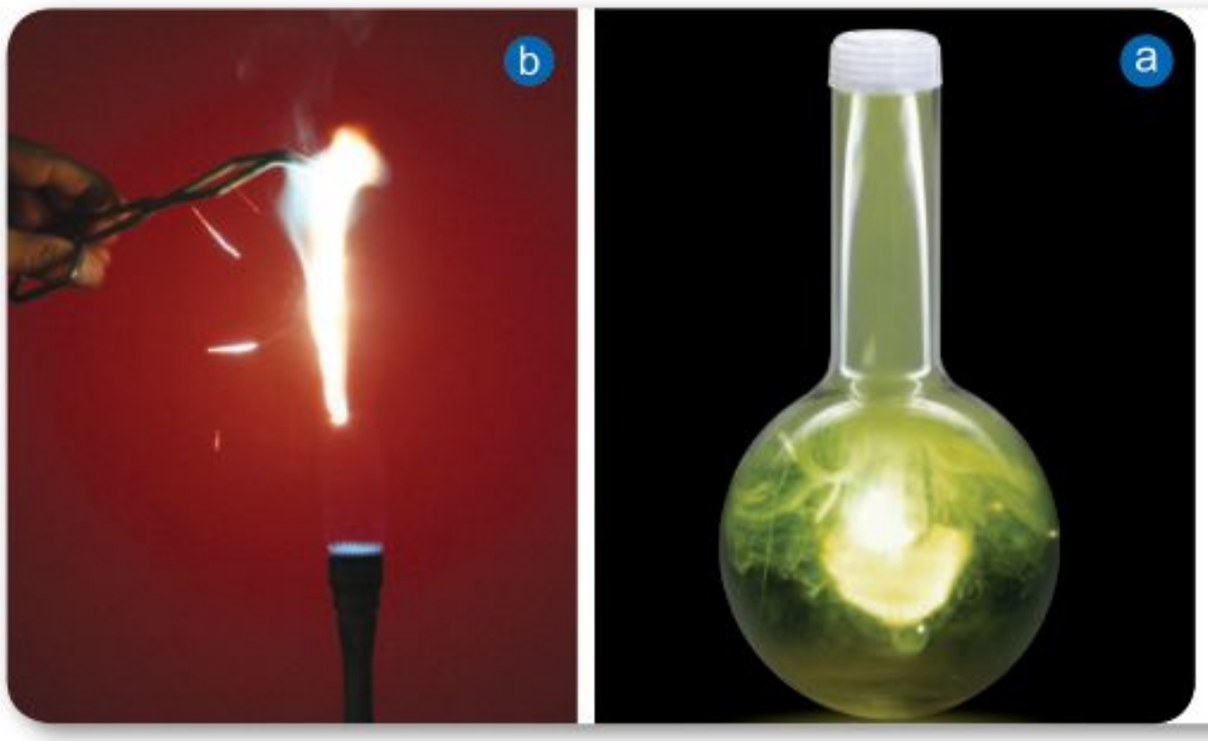
الربط مع الحياة هل حاولت يومًا فصل كيس التغليف البلاستيكي بعضه عن بعض؟ تعود صعوبة فصل هذه المواد إلى تجاذب بعضها إلى بعض بسبب وجود أسطح مختلفة الشحنة.

تكوين الروابط الأيونية Formation of Ionic Bonds

ما الشيء المشترك بين التفاعلين الظاهرين في **الشكل 4–4**؟ تتفاعل العناصر معًا في كلتا الحالتين لتكوين مركب كيميائي. ويبين **الشكل 4a–4** التفاعل بين عنصري الصوديوم والكلور، وينتقل في أثناء هذا التفاعل إلكترون تكافؤ من ذرة الصوديوم إلى ذرة الكلور، فتصبح ذرة الصوديوم أيونًا موجبًا. وتستقبل ذرة الكلور هذا الإلكترون في مستوى الطاقة الخارجي لتصبح ذرة الكلور أيونًا سالبًا. ويبين **الشكل 4b–4** التفاعل بين عنصري الماغنسيوم والأكسجين لتكوين أكسيد الماغنسيوم MgO.

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

المركبات الأيونية الثنائية تحتوي الآلاف من المركبات على روابط أيونية تسمى المركبات الأيونية، وهي مركبات ثنائية، أيْ أنها تتكون من عنصرين مختلفين. وتحتوي هذه المركبات الأيونية الثنائية على أيون فلزي موجب وأيوني لافلزي سالب؛ فكلوريد الصوديوم مثلًا مركب أيوني ثنائي؛ لأنه يتكون من أيونين مختلفين هما أيونا الصوديوم والكلور، وأكسيد الماغنيسيوم MgO الناتج عن التفاعل الظاهر في **الشكل 4b–4**، مركب أيوني ثنائي أيضًا.



الشكل 4–4 يُنتج كل من هذين التفاعلين الكيميائيين طاقة كبيرة في أثناء تكوين المركبات الأيونية

a. ينتج عن التفاعل بين عنصر الصوديوم وغاز الكلور بلورات صلبة بيضاء اللون.

b. ينتج عن اشتعال شريط فلز الماغنسيوم في الهواء مركب أيوني يسمى أكسيد الماغنسيوم.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الشحنات وتكوين المركبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركبات الأيونية؟ للإجابة عن هذا السؤال تفحّص طريقة تكوين مركب فلوريد الكالسيوم. إن التوزيع الإلكتروني لذرة الكالسيوم هو $[Ar]\ 4s^2$ ، لذا فإنها تحتاج أن تفقد إلكترونين لتصل إلى التوزيع الإلكتروني المستقر لذرة الأرجون.

أمـــا التوزيع الإلكتروني لذرة الفلور فهو $[He]\ 2s^2\ 2p^5$، ويجب أن تكتســـب إلكترونًا واحدًا للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المســـتقر لذرة النيون. ولأن عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة يجب أن يكون متساويًا فإننا نحتاج إلى ذرتين من الفلور لتكســـبا الإلكترونين اللذين فقدتهما ذرة الكالسيوم. وبذلك تكون الشحنة النهائية في مركب فلوريد الكالسيوم CaF_2 صفرًا.

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

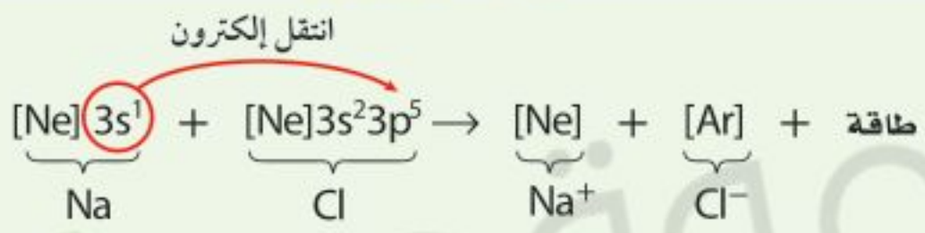
ويلخص **الجدول 3–4** طرائق عدة تمثل تكوين المركبات الأيونية، ومنها كلوريد الصوديوم.

الجدول 3-4 **تكوين كلوريد الصوديوم**

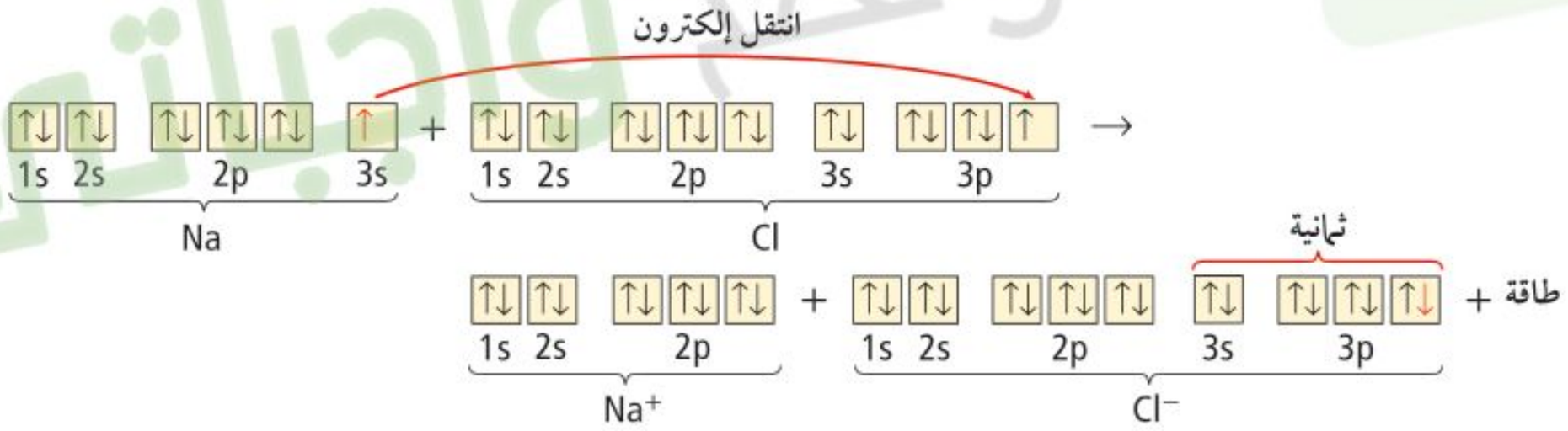
المعادلة الكيميائية

$$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- + \text{طاقة}$$

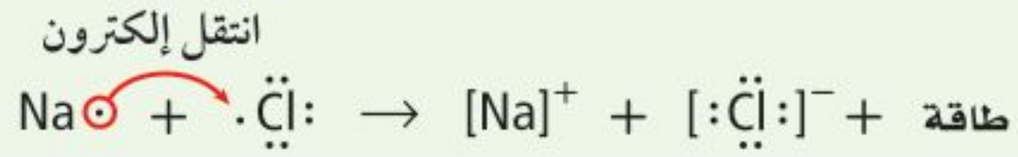
التوزيع الإلكتروني



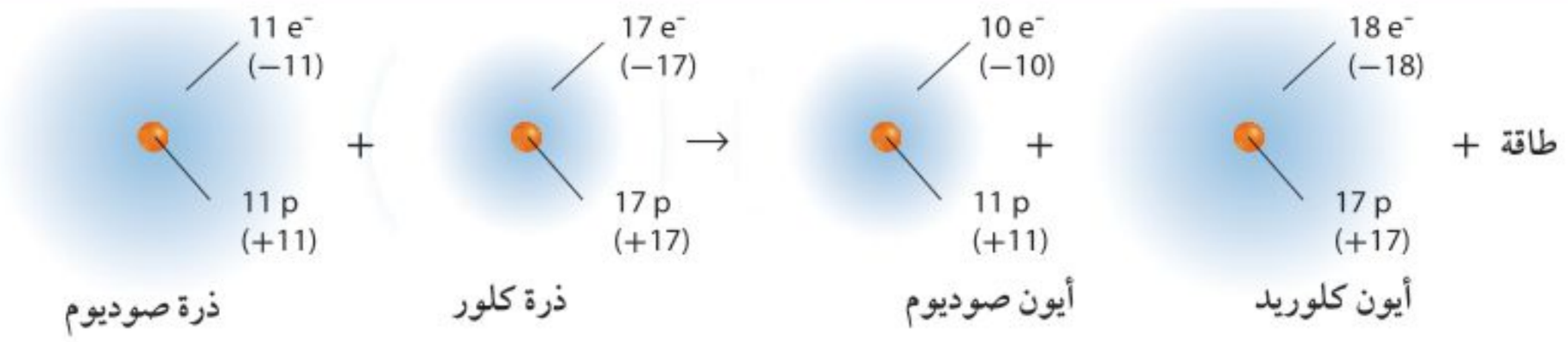
التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات المستويات



التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)



النماذج الذرية



موقع واجباتي

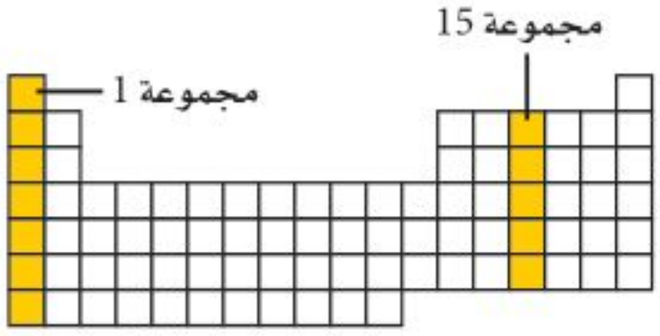
موقع واجباتي

يتطلب تكوين أكسـيد الألومنيوم فقدان كل ذرة ألومنيوم ثلاثة إلكترونات، واكتساب كل ذرة أكسجين إلكترونين. وبناءً على ذلك نحتاج إلى ثلاث ذرات من الأكسجين لتكسب 6 إلكترونات تُفقد من ذرتي ألومنيوم لإنتاج مركب أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 المتعادل كهربائيًّا.

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

مسائل تدريبية

وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية؟



6. الصوديوم والنيتروجين.
7. الليثيوم والأكسجين.
8. الاسترانشيوم والفلور.
9. الألومنيوم والكبريت.
10. **تحفيز:** وضح كيـف يتحد عنصران من عناصر المجموعتـين المبينتين في الجدول الدوري لتكوين مركب أيوني؟

الاجابة في الصفحة التالية

المطويات

أدخل معلومـات مـن هـذا القسم في مطويتك.

خواص المركبات الأيونية Properties of Ionic Compounds

تحدد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه. فعلى سبيل المثال، تكون الروابط الأيونية بناءات فيزيائية فريدة للمركبات الأيونية لا تشـبه المركبات الأخرى. ويسـاهم البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية في تحديد خصائصها الفيزيائية التي اسـتخدمت في استعمالات متعددة كالتي يبينها الشكل 5–4.

الشكل 5–4 الروابط الأيونية والفلزية ساعدت عـدة اكتشـافات متتاليـة العلمـاء على فهـم خواص المركبـات الأيونيـة والفلزيـة، مما أدى إلـى تصنيع أدوات ومواد جديدة.

1897م تنبأ طومسون بأهمية دور الإلكترونـات في الروابـط الكيميائية.

1913م يظهر التصوير بأشـعة إكس أيونات الصوديوم وأيونات الكلور في كلوريد الصوديوم وترتيبها البلوري المنتظم.

1916م اقترح جلبرت لويـس نظرية الترابط بين الذرات من خـلال تبادل الإلكترونات بينها.

1932م ساعدت معرفة قيم الكهروسالبية العلماء على حسـاب قوة الجذب النسبية لكل عنصر للإلكترونات.

1940م قام علماء المعادن بتطوير سبائك تعمل تحت درجات حرارة وضغط مرتفعين وقوة طرد مركزية عالية. وقد تم اسـتخدام هذه السـبائك لاحقًـا في تصنيع محركات الطائرات النفاثة والمركبات الفضائية.

وزارة التعليم
Ministry of Education
2023 - 1445

موقع واجباتي

موقع واجباتي

وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية؟

6. الصوديوم والنيتروجين.

تفقد ثلاث ذرات من الصوديوم Na ثلاثة إلكترونات، واحدًا لكلٍّ منها، فتُكوِّن ثلاثة أيونات موجبة الشحنة Na^{+}. وتكتسب ذرة نيتروجين N واحدة الإلكترونات الثلاثة $3e^{-}$، لتُكوِّن أيونًا سالب الشحنة N^{3-}؛ لتتجاذب الأيونات معًا وتُنتِج المركّب ذا الصيغة Na_3N، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة Na_3N تساوي صفرًا.

$$3\ Na\ Ions\left(\frac{1+}{Na\ Ion}\right) + 1\ N\ Ion\left(\frac{3-}{N\ Ion}\right)$$

$$= 3(1+) + 1(3-) = 0$$

7. الليثيوم والأكسجين.

تفقد ذرتا ليثيوم Li إلكترونين، واحدًا لكلٍّ منهما، فتُكوِّن أيونين موجبي الشحنة Li^{+}. وتكتسب ذرة أكسجين O واحدة الإلكترونين $2e^{-}$، فتُكوِّن أيونًا سالب الشحنة O^{2-}؛ لتتجاذب الأيونات معًا وتُنتِج المركّب ذا الصيغة Li_2O، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة Li_2O تساوي صفرًا.

$$1\ Li\ Ions\left(\frac{2+}{Li\ Ion}\right) + 2\ O\ Ion\left(\frac{1-}{O\ Ion}\right)$$

$$= 1(2+) + 2(1-) = 0$$

8. الاسترانشيوم والفلور.

تفقد ذرة إسترانشيوم Sr واحدة إلكترونين، فتُكوِّن أيونًا موجب الشحنة Sr^{2+}. وتكتسب ذرتا فلور F الإلكترونين $2e^{-}$، واحدًا لكلٍّ منهما، فتُكوِّن أيونين سالبي الشحنة F^{-}؛ لتتجاذب الأيونات معًا وتُنتِج المركّب ذا الصيغة SrF_2، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة SrF_2 تساوي صفرًا.

$$1\ Sr\ Ions\left(\frac{2+}{Sr\ Ion}\right) + 2\ F\ Ion\left(\frac{2-}{F\ Ion}\right)$$

$$= 1(2+) + 2(1-) = 0$$

9. الألومنيوم والكبريت.

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

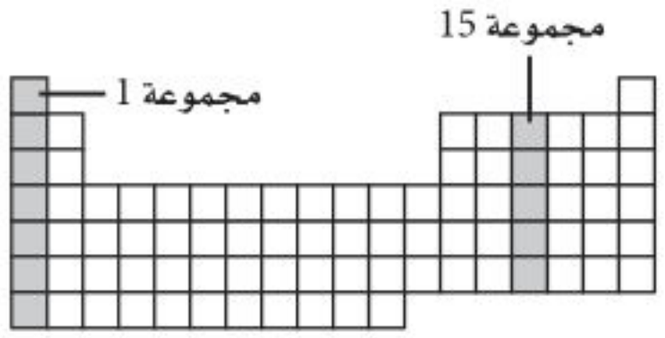
$$2\ Al\ Ions\left(\frac{3+}{Al\ Ion}\right) + 3\ S\ Ion\left(\frac{2-}{S\ Ion}\right)$$

$$= 2(3+) + 3(2-) = 0$$

موقع واجباتي

موقع واجباتي

10. تحفيز: وضح كيــف يتحد عنصران من عناصر المجموعتــين المبينتين في الجدول الدوري لتكوين مركب أيوني؟



تفقد ثلاث ذرات من المجموعة 1 ثلاثة إلكترونات، إلكترونًا لكلٍّ منها، فتُكوِّن ثلاثة أيونات موجبة الشحنة X^+. وتكتسب كلّ ذرة من المجموعة 15 الإلكترونات الثلاثة $3e^-$، فتُكوِّن أيونًا سالب الشحنة Y^{3-}؛ لتتجاذب الأيونات معًا وتُنتِج المركّب الذي صيغته X_3Y، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة X_3Y تساوي صفرًا.

$$3\,X\,Ions\left(\frac{1+}{X\,Ion}\right) + 1\,Y\,Ion\left(\frac{3-}{Y\,Ion}\right)$$
$$= 3(1+) + 1(3-) = 0$$

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الشكل 6–4 يظهر المجهر الإلكتروني الماسح شكل بلورة كلوريد الصوديوم المكعبة.

فسّر ما نسبة أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة؟

11

البناء الفيزيائي يحتوي البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية على عدد كبير من الأيونات الموجبة والسالبة، ويتحدد عددها بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز الى ذرات اللافلز. وتترتب هذه الأيونات بنمط متكرر يحفظ التوازن بين قوى التجاذب والتنافر بينها.

تجربة عملية

تكون الملح

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الاثرائية

تفحص نمط ترتيب الأيونات في بلورة كلوريد الصوديوم، كما تظهر في **الشكل 6–4**، ولاحظ التنظيم الدقيق لشكل البلورة الأيونية، حيث المسافات ثابتة بين الأيونات، والنمط المنظم الذي تترتب فيه. وعلى الرغم من أن أحجام الأيونات غير متساوية إلا أن كل أيون صوديوم محاط بستة أيونات كلوريد، وكذلك كل أيون كلوريد محاط بستة أيونات صوديوم. فما الشكل الذي تتوقعه لبلورة كبيرة من هذا المركب؟ كما يبين **الشكل 6–4**، فإن نسبة 1:1 من أيونات الصوديوم والكلوريد تكوّن بلورة مرتبة مكعبة الشكل. وكما هو الحال مع أي مركب أيوني كما في NaCl لا تتكون وحدة بناء البلورة من أيون صوديوم وأيون كلوريد، بل من عدد كبير من أيونات الصوديوم والكلوريد التي توجد معًا. ترى، ما شكل بلورات ملح الطعام إذا فحصتها بعدسة مكبرة؟

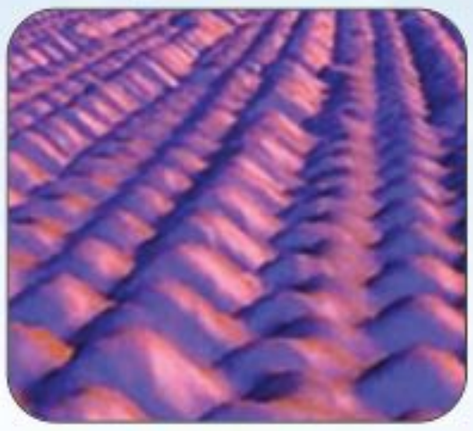
ماذا قرأت؟ فسر ما الذي يحدّد نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في المركب الكيميائي؟

تعتمد على شحنات الأيونات المكونة للمركب

1962م تم اكتشاف سبيكة النيكل والتيتانيوم التي لها ؛ القدرة على استعادة شكلها بعد تشكيلها "ذاكرة الشكل"، وتستعمل كثيرًا في تقويم الأسنان.

2004م طوّر العلماء سبيكة من النيكل والجادولينيوم لها القدرة على امتصاص النيوترونات المنبعثة من المخلفات النووية، وتستخدم عند نقل الوقود النووي الشديد الإشعاع.

2010 — 2000 — 1990 — 1970



1981م أتاح اكتشاف المجهر الماسح الأنبوبي للباحثين دراسة صور على المستوى الذري بالأبعاد الثلاثة.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

$Be_3Al_2Si_6O_{18}$ البيرل

$BaSO_4$ الباريت

$CaCO_3$ الأراجونيت

الشكل 7–4 تعد مركبات الأراجونيت $CaCO_3$ والباريت $BaSO_4$ والبيرل $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ أمثلة على خامات المركبات الأيونية. وتنتظم الأيونات التي تتكون منها هذه المركبات في شبكة بلورية. ويؤدي الاختلاف في حجم الأيونات وشحناتها إلى تكون بلورات مختلفة الأشكال.

تتكون الشبكة البلورية نتيجة لقوة الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة. **الشبكة البلورية** ترتيب هندسي للجسيمات ثلاثي الأبعاد. يحاط فيها الأيون الموجب بالأيونات السالبة، كما يحاط الأيون السالب بالأيونات الموجبة. وتختلف البلورات الأيونية في شكلها بسبب حجم الأيونات وأعدادها المترابطة كما في **الشكل 7–4**.

الربط مع علم الأرض المعادن الموضحة في **الشكل 7–4** هي بعض الأنواع القليلة التي يدرسها علماء المعادن. ويستفيد العلماء من مخططات التصنيف لتنظيم الآلاف من المعادن المعروفة. وتُصنف هذه المعادن حسب اللون والشكل البلوري والصلابة، والخواص الكيميائية، والمغناطيسية والكهربائية، والعديد من الخواص الأخرى. كما يمكن تعرُّفها أيضًا من خلال أنواع الأيونات السالبة المتوافرة فيها. فعلى سبيل المثال، تكوِّن السليكات ثلث المعادن المعروفة، وهي تلك المعادن التي تحتوي على أيونات السليكات السالبة SiO_3^{2-} الناتجة عن اتحاد السليكون مع الأكسجين. وتحتوي الهاليدات على أيونات الفلوريد، والكلوريد، والبروميد، واليوديد. وتحتوي أنواع أخرى من المعادن على البورون والأكسجين على هيئة أيونات سالبة معروفة باسم البورات، وكذلك على الكربون والأكسجين على هيئة أيونات سالبة أيضًا تسمَّى الكربونات.

ماذا قرأت؟ **حدد** أي المعادن في **الشكل 7–4** سليكات، وأيها كربونات؟

البيرل نوع من السليكات، أما الأراجونيت فمن الكربونات

الخواص الفيزيائية يعد كل من درجة الغليان والانصهار والصلابة من الخواص الفيزيائية للمادة التي تعتمد على مدى قوة جذب الجسيمات المكونة للمادة بعضها لبعض. وتعتمد المقدرة على التوصيل الكهربائي –وهي خاصية فيزيائية أخرى– على توافر جسيمات مشحونة حرة الحركة. فالأيونات جسيمات مشحونة فإذا كانت حرة الحركة فإنها تجعل المركب الكيميائي يوصل الكهرباء. ولأن الأيونات مقيدة الحركة في حالة المادة الصلبة بسبب قوى الجذب الكبيرة، لذا لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الجدول 4-4	درجات انصهار وغليان بعض المركبات الأيونية	
المركب	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
NaI	660	1304
KBr	734	1435
NaBr	747	1390
$CaCl_2$	782	>1600
NaCl	801	1413
MgO	2852	3600

عندمـا ينصهر المركب الأيوني الصلب ويصبح سـائلًا أو عند ذوبانه في المحلول، تصبح الأيونات التي كانت مقيدة في أماكنها قادرةً الآن على الحركة بحرية، ولها القدرة على توصيل التيار الكهربائي. لذا تكـون المركبات الأيونية جيدة التوصيل الكهربائي عندما تكون في صورة محلول أو سائل. ويسمى المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي باسم **الإلكتروليت**.

ولأن الروابط الأيونيـة قـويـة نسبيًّا، لذا تحتـاج البلـورات الأيونية إلى كم هائل من الطاقة لتفكيكها. ولهذا السبب تكون درجات انصهارها وغليانها مرتفعة، كما يبين **الجدول 4–4**. وتمتاز الكثير من البلورات– ومنها الأحجار الكريمة– بألوانها الزاهية؛ بسبب وجود فلزات انتقالية داخل الشبكة البلورية.

وتمتاز البلورات الأيونية أيضًا بالقوة والصلابة والهشاشة؛ بسبب قوة التجاذب التي تُثبِّت الأيونات في أماكنها. وعندما تؤثر قوة خارجية على الأيونات التي تشتمل عليها البلورة، وتكون هذه القوة قادرة على التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات فإن البلورة تتشقق أو تتفتت إلى أجزاء كما في **الشكل 8–4**؛ لأن القوة الخارجية تحرّك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض، مما يجعل قوة التنافر تفتت البلورة إلى أجزاء.

المفردات

الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع لكلمة (التوصيل)

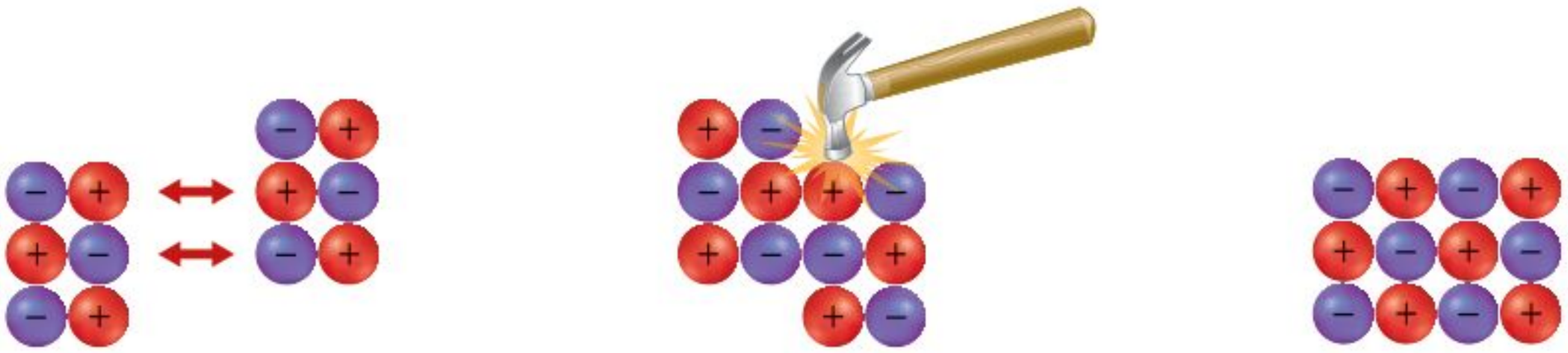
الاستعمال العلمي: القدرة على تمرير الضوء والحرارة والصوت والكهرباء.

لا يوصل الماء المقطر الكهرباء جيدًا.

الاستعمال الشائع:

وصّل الشيء إليه أي أنهاه إليه وأبلغه إياه.

الشكل 8–4 تنجذب الأيونات بعضها نحو بعض بقوة جذب كبيرة، فتثبت في أماكنها، لذا يتطلب التغلب عليها قوة أكبر.



بلورة أيونية منتظمة

للبلورة نمط منتظم للأيونات قبل تأثير القوة الخارجية فيها.

تـؤدي القـوة الخارجية إلى إعـادة ترتيب الجسيمات

إذا كانت القـوة المـؤثـرة كبيرة بقدر كافٍ فإنها تحرك الأيونات من أماكنها.

تؤدي قوة التنافر إلى كسر البلورة

تؤدي قوة التنافر بين الأيونات ذات الشحنات المتشابهة إلى كسر البلورة.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

تجربة عملية

خواص المركبات الأيونية

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

الطاقة والروابط الأيونية Energy and Ionic Bonds

تُمتص الطاقة أو تنطلق أثناء التفاعل الكيميائي، فإذا امتُصَّت الطاقة في أثناء التفاعل وُصف التفاعل بأنه ماص للطاقة، أما إذا انطلقت الطاقة في أثناء التفاعل فيوصف بأنه طارد للطاقة. تكوُّن المركبات الأيونية من الأيونات الموجبة والسالبة يوصف دائمًا بأنه طارد للطاقة. فعندما تتجاذب الأيونات الموجبة والسالبة يتقارب بعضها من بعض لتكون نظامًا أكثر استقرارًا، طاقته أقل من طاقة الأيونات المنفردة. إذا امتُصَّ مقدار الطاقة نفسه الذي تم إطلاقه خلال تكوُّن الرابطة فإن ذلك يؤدي إلى تكسير الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والسالبة.

طاقة الشبكة البلورية تسمى الطاقة التي تلزم لفصل أيونات 1 mol من المركب الأيوني **طاقة الشبكة البلورية**. وفي هذه الحالة ينظر إليها على أنها طاقة ممتصة، وتشير إلى قوة تجاذب الأيونات التي تعمل على تثبيتها في أماكنها، حيث تزداد طاقة الشبكة البلورية بزيادة قوة التجاذب. ويمكن النظر إلى طاقة الشبكة البلورية على أنها الطاقة المنبعثة عند اتحاد أيونات 1 mol من المركب الأيوني، وفي هذه الحالة ينظر إليها على أنها طاقة منبعثة. وتجدر الإشارة إلى أن قيمة الطاقة الممتصة تكون موجبة، في حين تكون قيمة الطاقة المنبعثة سالبة.

تتأثر طاقة الشبكة البلورية بمقدار شحنة الأيون؛ إذ عادة ما تكون طاقة الشبكة البلورية التي تتكون من أيونات كبيرة الشحنة أكبر من طاقة الشبكة البلورية التي تتكون من أيونات صغيرة الشحنة. لذا تكون طاقة MgO أكبر أربع مرات تقريبًا من طاقة NaF؛ لأن شحنة الأيونات في MgO أكبر من شحنة الأيونات في NaF. كما أن طاقة الشبكة البلورية $SrCl_2$ تقع بين طاقة الشبكة البلورية MgO والشبكة البلورية NaF، لأن الشبكة البلورية $SrCl_2$ تحتوي على أيونات ذات شحنة موجبة عالية وأيونات ذات شحنة سالبة منخفضة معًا.

ترتبط طاقة الشبكة البلورية بصورة مباشرة بحجوم الأيونات المرتبطة معًا. فالأيونات الصغيرة الحجم تكون مركبات أيوناتها متراصة؛ أي لا يوجد بينها فراغات. ولأن قوة التجاذب بين الشحنات المختلفة تزداد كلما قلت المسافة بينها فإن الأيونات الصغيرة تكوِّن قوى تجاذب كبيرة وطاقة شبكة بلورية كبيرة. فعلى سبيل المثال، طاقة الشبكة البلورية لمركب الليثيوم أكبر من طاقة الشبكة البلورية لمركب البوتاسيوم الذي يحتوي على الايون السالب نفسه. ويعود السبب في ذلك؛ إلى أن حجم أيون الليثيوم أصغر من حجم أيون البوتاسيوم.

يُظهر **الجدول 5–4** طاقات الشبكات البلورية لبعض المركبات الأيونية. فعند تفحص طاقات الشبكات البلورية لكل من RbF و KF تجد أن طاقة الشبكة البلورية KF أكبر من طاقة الشبكة البلورية RbF؛ لأن نصف قطر K^+ أصغر من نصف قطر Rb^+. وهذا ما يؤكد أن طاقة الشبكة البلورية مرتبطة مع حجم الأيون. والآن، تفحص طاقة الشبكة البلورية لكل من $SrCl_2$ و AgCl. كيف توضح هذه القيم العلاقة بين طاقة الشبكة البلورية ومقدار شحنة الأيون؟

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الجدول 5-4 طاقات الشبكات 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

وزارة التعليم
Ministry of Education
2023 - 1445

موقع واجباتي

التقويم 4-2

11. الفكرة الرئيسة **لخص** تكوين الرابطة الأيونية من خلال وضع المصطلحات الآتية في صورة أزواج صحيحة: الكاتيون، الأنيون، اكتساب الإلكترونات، فقد الإلكترونات.

[الأنيون؛ اكتساب الإلكترونات]، [الكاتيون؛ فقد الإلكترونات]

الأنيون: اكتساب إلكترونات،
الكاتيون: فقد إلكترونات.

12. وضح كيف يمكن لمركب أيوني يتكون من جسيمات مشحونة أن يكون متعادلاً كهربائيًا؟

لأن مجموع الشحنة الموجبة للأيونات الموجبة في المركّب يساوي مجموع الشحنة السالبة للأيونات السالبة في المركّب الأيوني نفسه حتى يكون متعادلا كهربائيًّا.

13. صف التغيرات في الطاقة المصاحبة لتكوين الرابطة الأيونية، وعلاقة ذلك باستقرار المركبات الأيونية؟

إن تَكوُّن الرابطة الأيونية طاردٌ للحرارة، وكلّما قلّت طاقة الناتج زاد استقراره، مقارنة بالمواد المتفاعلة.

14. حدِّد ثلاث خواص فيزيائية للمركبات الأيونية تعتمد على الرابطة الأيونية، وبيِّن علاقتها بقوة الرابطة.

توجد المركّبات الأيونية على شكل بلّورات؛ ودرجتا انصهارها وغليانها عاليتان، كما أنها قاسية وصُلبة وهشّة؛ وموصلة للكهرباء عند ذوبانها أو انصهارها، ولكنها غير موصلة في الحالة الصُّلبة، وتُعزى هذه الخواص إلى قوة التجاذب الكهروستاتيكي بين الأيونات المختلفة الشحنة.

15. فسّر كيف تكون الأيونات الروابط؟ وصف بناء المركب الناتج.

تنتقل الإلكترونات بين الذرات لتُشكِّل الأيونات، وتربط القوى الكهروستاتيكية الأيونات معًا في المركّبات الأيونية، ثُمّ تترتَّب الأيونات بصورة منتظمة ومتكرِّرة في البلورة الأيونية.

16. اربط بين طاقة الشبكة البلورية وقوة الرابطة الأيونية.

كلّما أصبحت طاقة الشبكة البلوريّة أكثر سالبية زاد التجاذب بين الأيونات؛ لذا تزداد قوة الرابطة الأيونية.

17. طبّق باستعمال التوزيع الإلكتروني ورسم مربعات المستويات والتمثيل النقطي للإلكترونات طريقة تكوين المركب الأيوني من فلز الإسترانشيوم ولافلز الكلور.

يتكون المركّب من ذرة إسترانشيوم واحدة وذرتي كلور؛ لذا يجب أن يتضمَّن الرسم ذرة Sr واحدة تفقد إلكترونين $2e^-$ وتُكوِّن الأيون الموجب الشحنة Sr^{2+}، وذرتا Cl تكتسب كلّ واحدة منهما إلكترونًا واحدًا $1e^-$ وتُكوِّن أيونين سالبي الشحنة Cl^-، حيث تتجاذب هذه الأيونات ليَنتُج المركّب $SrCl_2$، كما هو موضَّح في الشكل أدناه.

18. صمّم خريطة مفاهيم لتوضيح العلاقة بين قوة الرابطة الأيونية والخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية، وطاقة الشبكة البلورية واستقرارها.

ستتنوّع خرائط المفاهيم، ولكنها يجب أن توضِّح أن ازدياد قوة الرابطة يؤدي إلى زيادة استقرار المركّبات الأيونية، ومن ثَمَّ زيادة سالبية طاقة الشبكة البلورية. وتُعزى الخواص الفيزيائية مثل ارتفاع درجتي الانصهار والغليان والهشاشة والتوصيل الكهربائي إلى قوة الرابطة الأيونية.

تكملة الحل في الصفحة التالية

موقع واجباتي

موقع واجباتي

18. صمّم خريطة مفاهيم لتوضيح العلاقة بين قوة الرابطة الأيونية والخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية ، وطاقة الشبكة البلورية واستقرارها.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

4–3

صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

Names and Formulas for Ionic compounds

الأهداف

- **تربط** وحدة الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني بتركيبه الكيميائي.
- **تكتب** صيغ المركبات الأيونية الثنائية والأيونات العديدة الذرات.
- **تطبق** طريقة التسمية على المركبات الأيونية الثنائية والأيونات العديدة الذرات.

مراجعة المفردات

اللافلز: عنصر صلب وهش، ورديء التوصيل للكهرباء والحرارة.

المفردات الجديدة

وحدة الصيغة الكيميائية
الأيون الأحادي الذرة
عدد التأكسد
أيون عديد الذرات
أيون أكسجيني سالب

الفكرة الرئيسة **عند تسمية المركبات الأيونية يذكر الأيون السالب أولاً متبوعًا بالأيون الموجب. أما عند كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أولاً متبوعًا برمز الأيون السالب.**

الربط مع الحياة لكل إنسان اسم خاص به، بالإضافة إلى اسم عائلته. وكذلك تتشابه أسماء المركبات الأيونية في أنها تتكون من مقطعين أيضًا.

صيغ المركبات الأيونية Formulas for Ionic Compounds

طوّر العلماء بعض القواعد لتسمية المركبات؛ تسهيلاً للتفاهم فيما بينهم؛ حيث يسهل عليك عند استخدام هذه القواعد كتابةُ صيغة المركب الأيوني، ويمكنك كذلك تسمية المركب من خلال معرفة صيغته الكيميائية.

تذكّر أن المركب الأيوني يتكون من أيونات مرتبة بنمط متكرر. وتسمى الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني **وحدة الصيغة الكيميائية** وهي تمثل أبسط نسبة للأيونات في المركب وهي وحدة واحدة فقط من الشبكة البلورية. فمثلاً، وحدة الصيغة الكيميائية لكلوريد الماغنسيوم هي $MgCl_2$؛ لأن نسبة أيونات Mg^{2+} : Cl^- هي 1:2، والشحنة الكلية في وحدة الصيغة الكيميائية هي صفر؛ لأنها تمثل البلورة بكاملها، والتي تكون متعادلة كهربائيًّا.

الأيونات الأحادية الذرة تتكون المركبات الأيونية الثنائية من أيونات موجبة أحادية الذرة (من الفلز) وأيونات سالبة أحادية الذرة (من اللافلز). ويتكون **الأيون الأحادي الذرة** من ذرة عنصر واحدة مشحونة مثل Mg^{2+} أو Br^-، ويبين **الجدول 6–4** شحنة بعض الأيونات الشائعة الأحادية الذرة حسب موقعها في الجدول الدوري. ما صيغة كل من أيون البريليوم، وأيون اليوديد، وأيون النيتريد؟

لا يتضمن **الجدول 6–4** الفلزات الانتقالية التي تقع في المجموعات 3 – 12 أو فلزات المجموعتين 13 و 14؛ بسبب تعدد الشحنات الأيونية لذرات هذه المجموعات. وتكوّن معظم الفلزات الانتقالية وفلزات المجموعتين 13و14 أيونات موجبة مختلفة ومتعددة.

الجدول 6-4 أيونات أحادية الذرة

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

موقع واجباتي

موقع واجباتك

الجدول 7-4	أيونات فلزية أحادية الذرة
المجموعة	الأيونات الشائعة
3	Sc^{3+}, Y^{3+}, La^{3+}
4	Ti^{2+}, Ti^{3+}
5	V^{2+}, V^{3+}
6	Cr^{2+}, Cr^{3+}
7	Mn^{2+}, Mn^{3+}, Tc^{2+}
8	Fe^{2+}, Fe^{3+}
9	Co^{2+}, Co^{3+}
10	Ni^{2+}, Pd^{2+}, Pt^{2+}, Pt^{4+}
11	Cu^{+}, Cu^{2+}, Ag^{+}, Au^{+}, Au^{3+}
12	Zn^{2+}, Cd^{2+}, Hg_2^{2+}
13	Al^{3+}, Ga^{2+}, Ga^{3+}, In^{+}, In^{2+}, In^{3+}, Tl^{+}, Tl^{3+}
14	Sn^{2+}, Sn^{4+}, Pb^{2+}, Pb^{4+}

أعداد التأكسد تُعرّف شحنة الأيون الأحادي الذرة **بعدد التأكسد**، أو حالة الأكسدة. وكما يبين **الجدول 7–4**، فإن لمعظم الفلزات الانتقالية، وفلزات المجموعتين 13 و 14 أكثر من عدد تأكسد محتمل. وتجدر الإشارة هنا إلى أن أعداد التأكسد الظاهرة في **الجدول 7–4** ليست الوحيدة المحتملة ولكنها الأكثر شيوعًا.

وعدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني يساوي عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة في أثناء التفاعل الكيميائي. فمثلًا، تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا لينتقل إلى ذرة الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم، مما ينتج عنه تكوّن Na^+ و Cl^-. لذا فإن عدد تأكسد الصوديوم في المركب 1+، حيث انتقل إلكترون واحد منها. أما عدد تأكسد ذرة الكلور 1– لأن إلكترونًا واحدًا قد انتقل إليها.

الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية عند كتابة الصيغة الكيميائية لأي مركب أيوني يكتب رمز الأيون الموجب أولاً، ثم يكتب رمز الأيون السالب، وتوضع أرقام صغيرة أسفل يمين الرمز للتعبير عن عدد أيونات العنصر في المركب الأيوني. وإذا لم يكتب رقم صغير إلى جوار الرمز فإننا نعتبر أن عدد الأيونات هو 1. ويمكن استعمال أعداد التأكسد لكتابة صيغ المركبات الأيونية بناءً على ذلك. تذكّر أن المركبات الأيونية لا تحمل شحنة كهربائية. لذا عند جمع حاصل ضرب أعداد التأكسد لكل أيون في عدد أيوناته الموجودة في وحدة الصيغة الكيميائية، يجب أن يكون الناتج صفرًا.

افترض أنك تريد معرفة صيغة المركب المكون من أيونات الصوديوم والفلور، ابدأ بكتابة رمز وشحنة كلا العنصرين F^- ،Na^+، على أن تبين نسبة الأيونات في وحدة الصيغة أن عدد الإلكترونات التي يفقدها الفلز يساوي عدد الإلكترونات التي يكتسبها اللافلز. ويحدث هذا عندما يفقد أيون الصوديوم إلكترونًا واحدًا، وينتقل إلى أيون الفلور، فتصبح وحدة الصيغة الكيميائية NaF.

ماذا قرأت؟ حدِّد العلاقة بين شحنة الأيون وعدد تأكسده.

شحنة الأيون تساوي عدد تأكسده

مهن في الكيمياء

علماء التغذية هل فكرت يومًا في علاقة العلم بالطعام الذي تتناوله؟ يهتم علماء التغذية بدراسة تأثير طرائق تحضير الطعام في مظهره ورائحته ومذاقه والفيتامينات والمعادن المتوافرة فيه. كما أنهم يقومون بتطوير صناعة الأطعمة والعصائر ويحسّنونها.

المفردات

الانتقال

التغير في موضع الشيء.

اضطر أحمد إلى الانتقال إلى مدرسة أخرى عند انتقال والديه إلى منطقة أخرى.

موقع واجباتك

موقع واجباتي

مثال 1–4

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

1 تحليل المسألة

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

$$K^{+} \qquad O^{2-}$$

ولأن الشحنات غير متساوية، لذا يجب وضع رقم صغير أسفل يمين كل رمز؛ لتوضيح نسب عدد الأيونات الموجبة إلى عدد الأيونات السالبة وذلك بطريقة التبادل.

$$K^{+} \quad O^{2-}$$
$$K_2 \quad O_1$$

2 حساب المطلوب

تفقد ذرة البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا، في حين تكتسب ذرة الأكسجين إلكترونين. فإذا اتحد العنصران في المركب بنسبة 1:1 فإن عدد الإلكترونات المفقودة من البوتاسيوم لن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من الأكسجين، لذا فإننا بحاجة إلى أيونين من البوتاسيوم لكل أيون من الأكسجين، فتصبح الصيغة الكيميائية K_2O

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية للمركب تساوي صفرًا.

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

مثال 2–4

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

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من الألومنيوم والكبريت وصيغته مجهولة. لذا نبدأ أولاً بتحديد شحنة كل أيون في المركب. فالألومنيوم من المجموعة 13، يكوّن أيونًا موجبًا ثلاثي الشحنة 3+، والكبريت من المجموعة 16 ويكون أيونًا سالبًا ثنائي الشحنة 2–.

$$Al^{3+} \qquad S^{2-}$$

تفقد كل ذرة ألومنيوم ثلاثة إلكترونات، في حين تكتسب كل ذرة كبريت إلكترونين. على أنه يجب أن يكون عدد الإلكترونات المفقودة مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة ويتم ذلك بطريقة التبادل.

$$Al^{3+} \quad S^{2-}$$
$$Al_2 \quad S_3$$

2 حساب المطلوب

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

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية لهذا المركب تساوي صفرًا.

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

موقع واجباتي

موقع واجباتي

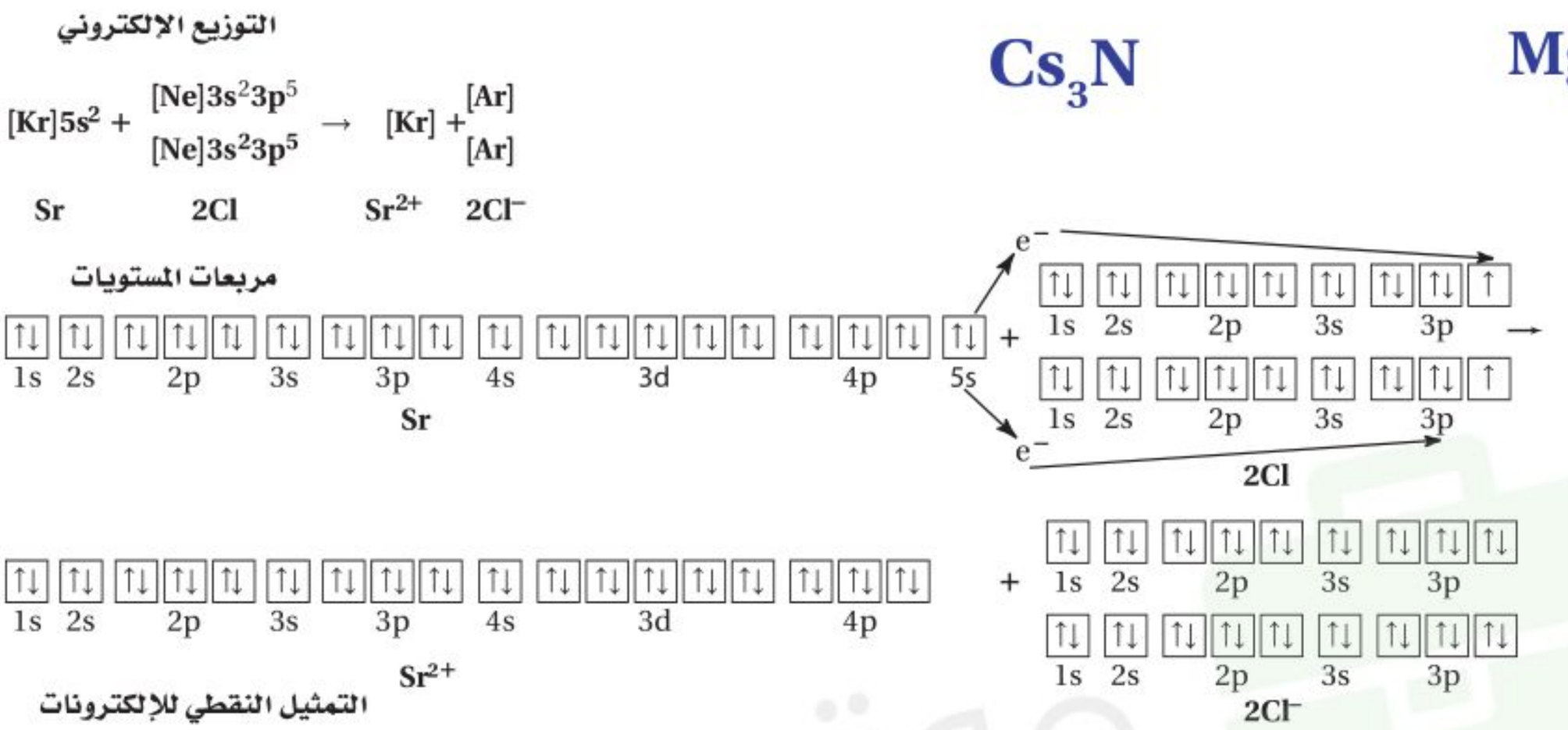
اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات الآتية:

19. اليوديد والبوتاسيوم — KI

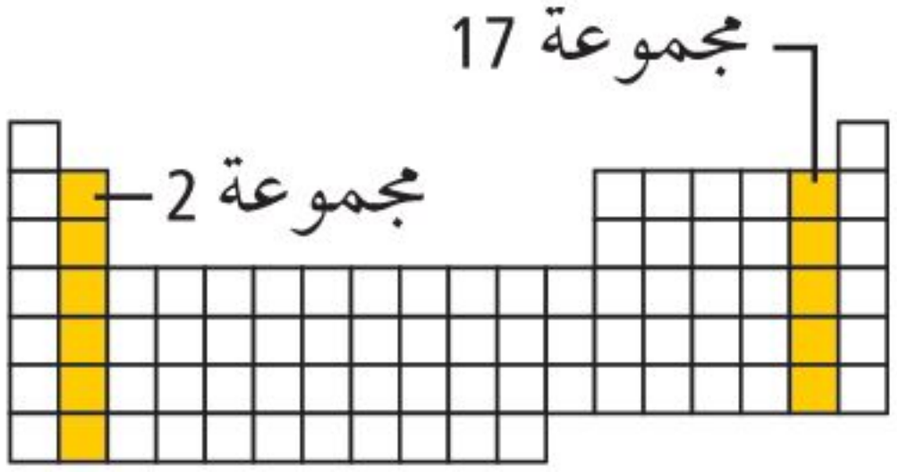
20. البروميد والألومنيوم — $AlBr_3$

21. الكلوريد والماغنسيوم — $MgCl_2$

22. النيتريد والسيزيوم — Cs_3N



23. تحفيز اكتب الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من عنصري المجموعتين المبينتين في الجدول المقابل استخدم الرمز X ليمثل عنصرًا في المجموعة 2، والرمز Y ليمثل عنصرًا في المجموعة 17.



الصيغة العامة للمركَّب هي XY_2؛ حيث تُمثِّل X عنصر المجموعة 2، في حين تُمثِّل Y عنصر المجموعة 17.

أيون الفوسفات PO_4^{3-}
وزارة التعليم
Ministry of Education
2023 - 1445

موقع واجباتي

موقع واجباتي

صيغ المركبات الأيونية العديدة الذرات تحتوي العديد من المركبات الأيونية على **أيونات عديدة الذرات**، أيْ الأيونات المكونة من أكثر من ذرة واحدة. يبين **الجدول 8–4** و**الشكل 9–4** قائمة بالصيغ والشحنات الكهربائية للأيونات الشائعة العديدة الذرات. ويسلك الأيون المتعدد الذرات بوصفه وحدة واحدة في المركبات، وشحنته الكهربائية تساوي مجموع شحنات الذرات كلها معًا. لذا تتبع صيغة الأيونات المكونة من مجموعة من الذرات قواعد كتابة صيغ المركبات الثنائية نفسها.

ونظرًا إلى وجود الأيون المتعدد الذرات بوصفه وحدة واحدة، فلا يجوز تغيير الأرقام الموجودة أسفل يمين رموز الذرات في الأيون. وإذا دعت الحاجة إلى وجود أكثر من أيون متعدد الذرات، نضع رمز الأيون داخل قوسين، ثم نشير إلى العدد المطلوب بوضع الرقم أسفل يمين القوس من الخارج. ومن ذلك المركب المكون من أيون الأمونيوم NH_4^+ وأيون الأكسجين O^{2-}. يحتاج المركب لمعادلة الشحنات إلى أيونين من الأمونيوم لكل أيون من الأكسجين، أيْ أن الصيغة الصحيحة هي $(NH_4)_2O$.

الجدول 8-4 **الأيونات العديدة الذرات**

الاسم	الأيون	الاسم	الأيون
الأمونيوم	NH_4^+	البيرايودات	IO_4^-
النيتريت	NO_2^-	الأسيتات(الخلات)	$CH3COO^-$
النترات	NO_3^-	الفوسفات الثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
الهيدروكسيد	OH^-	الكربونات	CO_3^{2-}
السيانيد	CN^-	الكبريتيت	SO_3^{2-}
البرمنجنات	MnO_4^-	الكبريتات	SO_4^{2-}
البيكربونات	HCO_3^-	الثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$
الهيبوكلورايت	ClO^-	البيروكسيد	O_2^{2-}
الكلورايت	ClO_2^-	الكرومات	CrO_4^{2-}
الكلورات	ClO_3^-	ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
البيركلورات	ClO_4^-	الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
البرومات	BrO_3^-	الفوسفات	PO_4^{3-}
الأيودات	IO_3^-	الزرنيخات	AsO_4^{3-}

الشكل 9–4 أيونات الأمونيوم والفوسفات أيونات متعددة الذرات، بمعنى أنها تتكون من أكثر من ذرة. وتتفاعل الأيونات المتعددة الذرات معًا بوصفها وحدة واحدة ذات شحنة محددة.

حدد ما شحنة أيون الأمونيوم وأيون الفوسفات على الترتيب؟

شحنة أيون الأمونيوم: 1+، وشحنة أيون الفوسفات: 3–.

أيون الأمونيوم
NH_4^+

أيون الفوسفات
PO_4^{3-}

موقع واجباتي

موقع واجباتي

مثال 3–4

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

1 تحليل المسألة

تعلم أن أيونات الكالسيوم والفوسفات تكوّن مركبًا أيونيًّا وصيغة هذا المركب مجهولة. لذا نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون مرفقًا بشحنته الكهربائية. ولأن الكالسيوم من المجموعة الثانية، لذا يكوِّن أيونًا موجبًا ثنائي الشحنة 2+، في حين أن أيون الفوسفات عديد الذرات، فيتفاعل بوصفه وحدة واحدة، وتكون شحنته الكهربائية 3−.

$$Ca^{2+} \quad PO_4^{3-}$$

$$Ca_3 \quad (PO_4)_2$$

2 حساب المطلوب

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

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية في وحدة الصيغة لفوسفات الكالسيوم تساوي صفرًا.

$$3\ \cancel{\text{Ca ion}}\left(\frac{2+}{\cancel{\text{Ca ion}}}\right) + 2\ \cancel{PO_4\ \text{ions}}\left(\frac{3-}{\cancel{PO_4\ \text{ion}}}\right) = 3\ (+2) + 2(-3) = 0$$

مسائل تدريبية

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكونة من الأيونات الآتية:

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

27. تحفيز اكتب صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيون العديد الذرات المكوَّن من الكربون والأكسجين فقط.

الاجابة في الصفحة التالية

أسماء الأيونات والمركبات الأيونية Names for Ions and Ionic Compounds

يستخدم العلماء طرائق منظمةً عند تسمية المركبات الأيونية، وبسبب احتواء المركبات الأيونية على أيونات موجبة وأخرى سالبة، يأخذ النظام تسمية هذه الأيونات بعين الاعتبار.

تسمية الأيون الأكسجيني السالب الأيون الأكسجيني السالب أيون عديد الذرات، يتكون غالبًا من عنصر لا فلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين، وبعض اللافلزات لها أكثر من أيون أكسجيني، ومنها النيتروجين والكبريت. وتسمى هذه الأيونات باستخدام القواعد المبينة في الجدول **9–4**.

الجدول 9-4 تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنيتروجين

- عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.
- عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره

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

وزارة التعليم
Ministry of Education
2023 - 1445

موقع واجباتي

موقع واجباتي

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكونة من الأيونات الآتية:

24. الصوديوم والنترات

$$NaNO_3$$

25. الكالسيوم والكلورات

$$Ca(ClO_3)_2$$

26. الألومنيوم والكربونات

$$Al_2(CO_3)_3$$

27. تحفيز اكتب صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيون العديد الذرات المكوَّن من الكربون والأكسجين فقط.

ستتنوّع الإجابات؛ الأيون العديد الذرات هو الكربونات CO_3^{2-}. الصيغة العامة للمركّب الأيوني XCO_3 حيث يمثل الرمز X عنصرًا من عناصر المجموعة 2، مثل: $MgCO_3$.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

يبين **الجدول 10–4** كيف يكوِّن الكلور أربعة أيونات أكسجينية سالبة يمكن تسميتها حسب عدد ذرات الأكسجين في كل منها. ويمكن تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة التي تكونها الهالوجينات الأخرى بالطريقة نفسها المستخدمة في تسمية أيونات الكلور. فعلى سبيل المثال، يكوّن البروم أيون البرومات BrO_3^-، ويكوّن اليود أيون البيرأيودات IO_4^- وأيون أيودات IO_3^-.

تسمية المركبات الأيونية تُسمى المركبات بطريقة منهجية، ولأنه أصبح الآن لديك معرفة بالصيغ الكيميائية، لذا يمكنك استعمال القواعد الخمس الآتية لتسمية المركبات الأيونية:

1. نذكر اسم الأيون السالب أولاً متبوعًا باسم الأيون الموجب. ولكن عند كتابة الصيغة الكيميائية يُكتب رمز الأيون الموجب أولاً، ثم يليه الأيون السالب.
2. استخدم اسم العنصر نفسه في تسمية أيونه الموجب الأحادي الذرة.
3. في حالة الأيونات السالبة الأحادية الذرة يشتق الاسم من اسم العنصر مضافًا إليه مقطع (يد).
4. في حالة وجود أكثر من عدد تأكسد لعنصر واحد يجب أن تشير الصيغة الكيميائية إلى عدد تأكسد الأيون الموجب. ويكتب عدد التأكسد بالأرقام الرومانية بين قوسين بعد اسم الأيون الموجب.

ملاحظة: تنطبق هذه القاعدة على الفلزات الانتقالية والفلزات في الجهة اليمنى من الجدول الدوري، انظر **الجدول 7–4**. ولا تنطبق هذه القاعدة على أيونات المجموعتين 1 و 2 الموجبة لأن لها عدد تأكسد واحدًا.

أمثلة:

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

ويكوّن أيون Fe^{3+} وأيون O^{2-} المركب Fe_2O_3، والمعروف باسم أكسيد الحديد III.

5. عندما يحتوي المركب على أيون عديد الذرات نقوم بتسمية الأيون السالب أولاً، ثم تسمية الأيون الموجب.

أمثلة:

تسمية NaOH هيدروكسيد الصوديوم

تسمية $(NH_4)_2S$ كبريتيد الأمونيوم.

الجدول 10-4
طرائق تسمية الأيونات الأكسجينية التي يكوِّنها الكلور

- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بير) عند بداية الاسم، وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.
- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرَّة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.
- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.
- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل من ثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.

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

مسائل تدريبية

سمّ المركبات الآتية:

28. NaBr
29. $CaCl_2$
30. KOH
31. $Cu(NO_3)_2$
32. Ag_2CrO_4

33. **تحفيز** يُعد المركب الأيوني NH_4ClO_4 من أهم المواد المتفاعلة الصلبة المستخدمة في وقود إطلاق مركبات الفضاء. ومنها تلك التي تحمل المحطات الفضائية إلى مداراتها. ما اسم هذا المركب؟

الإجابة في الصفحة التالية

وزارة التعليم
Ministry of Education
2023 - 1445

موقع واجباتي

موقع واجباتي

سمّ المركبات الآتية:

28. $NaBr$ **بروميد الصوديوم**

29. $CaCl_2$ **كلوريد الكالسيوم**

30. KOH **هيدروكسيد البوتاسيوم**

31. $Cu(NO_3)_2$ **نترات النحاس (II)**

32. Ag_2CrO_4 **كرومات الفضة**

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

بيركلورات الأمونيوم.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

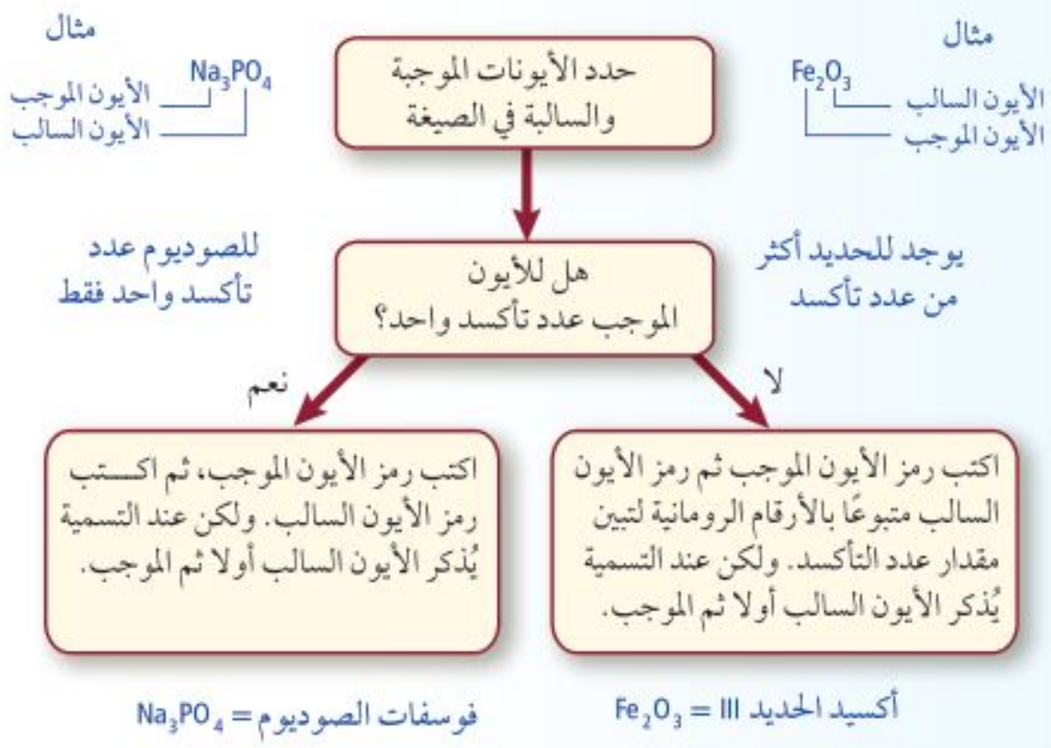
استراتيجيات حل المسألة

تسمية المركبات الأيونية

تسـمية المركبات الأيونية عملية سهلة، إذا قمت باتباع المخطط المقابل.

طبق الاستراتيجية

سمِّ المركبين KOH و Ag_2CrO_4 باستخدام المخطط.



توضِّح استراتيجيات حل المسألة أعلاه الخطوات المتبعة عند تسمية المركب الأيوني إذا عُرفت الصيغة الكيميائية. وتعد تسمية المركب الأيوني خطوة مهمة لمعرفة الأيونات الموجبة والسالبة الموجـودة في البلورة الصلبة أو المحلول. اشرح كيف يمكن أن تغير المخطط السـابق لكتابة الصيغة عند معرفة اسم المركب الأيوني؟

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 3-4

34. الفكرة الرئيسة صف ترتيب الأيونات عند كتابة صيغة المركب المكون من البوتاسيوم والبروم، وعند ذكر اسمه.

عند كتابة صيغة المركب KBr؛ يكتب رمز الأيون الموجب أولا (K^+)، ثُمّ رمز الأيون السالب (Br^-)، أمّا عند كتابة اسم المركّب، فيُكتَب اسم الأيون السالب (بروميد) أولاً متبوعًا باسم الأيون الموجب (البوتاسيوم). مثال: KBr (بروميد) (البوتاسيوم).

35. صف الفرق بين الأيونات الأحادية الذرة والأيونات العديدة الذرات، وأعط مثالا على كل منهما.

تتكوَّن الأيونات الأحادية الذرة من ذرة واحدة فقط مثل Cl^-، في حين تتكوَّن الأيونات العديدة الذرات من ذرتين أو أكثر مرتبطتين معًا، ولها شحنة محصلة ومنها ClO_3^-.

36. طبّق شحنة الأيون X هي 2+ وشحنة الأيون Y هي 1−. اكتب صيغة المركب الذي يتكون من هذين الأيونين.

XY_2

37. اذكر اسم المركب المكون من Mg و Cl وصيغته.

كلوريد الماغنسيوم $MgCl_2$.

38. اكتب اسم المركب المكون من أيونات الصوديوم وأيونات النيتريت وصيغته.

نيتريت الصوديوم $NaNO_2$.

39. حلّل ما الأرقام السفلية المصغرة التي ستستعملها في كتابة صيغ المركبات الأيونية في الحالات الآتية:

a. فلز قلوي وهالوجين.

1 : 1

b. فلز قلوي ولا فلز من المجموعة 16.

2 : 1

c. فلز قلوي أرضي وهالوجين.

1 : 2

d. فلز قلوي أرضي ولا فلز من المجموعة 16.

1 : 1

موقع واجباتي

موقع واجباتي
رابط الدرس الرقمي
www.ien.edu.sa

4–4

الأهداف

- **تصف** الرابطة الفلزية.
- **تربط** نموذج بحر الإلكترونات بالخواص الفيزيائية للفلزات.
- **تعرّف** السبائك، وتذكر خواصها.

مراجعة المفردات

الخاصية الفيزيائية: خاصية المادة التي يمكن مشاهدتها وقياسها دون تغيير تركيب المادة.

المفردات الجديدة

نموذج بحر الإلكترونات
الإلكترونات الحرة
الرابطة الفلزية
السبيكة

الروابط الفلزية وخواص الفلزات
Metallic Bonds and the Properties of Metals

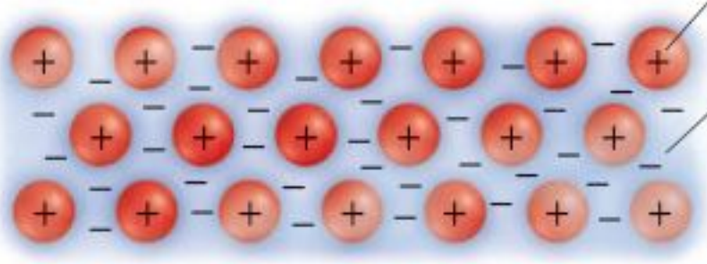
الفكرة الرئيسة **تكوّن الفلزات شبكات بلورية يمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.**

الربط مع الحياة تخيل سفينة عائمة تتمايل في المحيط وهي محاطة بالماء من كل جانب. وعلى الرغم من بقاء السفينة عائمة في مكانها إلاَّ أن الماء يتحرك بحرية من أسفلها. يمكن تطبيق هذا الوصف على ذرات الفلزات وإلكتروناتها بطريقة مشابهة نوعا ما.

الروابط الفلزية Metallic Bonds

على الرغم من أن الفلزات ليست مركبات أيونية إلاَّ أنها تشترك مع المركبات الأيونية في عدة خواص؛ فالروابط في الفلزات والمركبات الأيونية تعتمد على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المختلفة. وفي العادة تكوِّن الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة شبيهة بالشبكة البلورية الأيونية التي سبق ذكرها. وفي هذه الحالة تكون كل ذرة عنصر محاطة بـ 8 – 12 ذرة أخرى.

بحر من الإلكترونات رغم أن لذرات الفلزات إلكترون تكافؤ على الأقل، إلاَّ أنها لا تشترك في إلكترونات التكافؤ مع الذرات المجاورة، ولا تفقدها. وبدلاً من ذلك تتداخل مستويات الطاقة الخارجية بعضها في بعض. ويعرف هذا التداخل **بنموذج بحر الإلكترونات**، حيث يفترض هذا النموذج أن ذرات الفلزات جميعها في الحالة الصلبة تساهم في تكوين بحر الإلكترونات الذي يحيط بأيونات الفلز الموجبة في الشبكة الفلزية. لا ترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية في الذرات الفلزية بأي ذرة محددة، ويمكنها الانتقال بسهولة من ذرة إلى أخرى. وتعرف هذه الإلكترونات الحرة الحركة **بالإلكترونات الحرة**. وعندما تتحرك الإلكترونات الخارجية بحرية في الفلز، وهو في الحالة الصلبة، تتكون الأيونات الفلزية الموجبة. ترتبط هذه الأيونات مع الأيونات الفلزية الموجبة المجاورة جميعها من خلال بحر من إلكترونات التكافؤ، كما يبين **الشكل 10–4**. **والرابطة الفلزية** هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.



الشكل 10-4 تتوزع إلكترونات التكافؤ للفلزات (التي تبدو كسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بانتظام حول الأيونات الفلزية الموجبة (التي تبدو باللون الأحمر). وتؤدي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة وبحر الشحنات السالبة إلى ربط ذرات الفلز بعضها مع بعض في الشبكة الفلزية.

فسر لماذا تعرف إلكترونات الفلزات بالإلكترونات الحرة؟

لأنها تتحرك بحرية داخل الفلز

موقع واجباتي

موقع واجباتي

خواص الفلزات يفسر الترابطُ الفلزي الخواصَّ الفيزيائية للفلزات، والتي تظهر قوة الروابط الفلزية.

الجدول 11-4 درجات الانصهار والغليان

العنصر	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
الليثيوم	180	1347
القصدير	232	2623
الألومنيوم	660	2467
الباريوم	727	1850
الفضة	961	2155
النحاس	1083	2570

درجتا الغليان والانصهار تختلف درجات انصهار الفلزات على نحو كبير. فالزئبق سائل عند درجة حرارة الغرفة، مما يجعله يستخدم في بعض الأجهزة العلمية، ومنها مقاييس درجات الحرارة وأجهزة قياس الضغط الجوي. وفي المقابل، فإن درجة انصهار التنجستن W هي 3422°C، ولذلك يُصنع منه فتيل المصباح الكهربائي، وبعض أجزاء السفن الفضائية.

وتكون درجات انصهار وغليان الفلزات في العادة عالية كما يبينها **الجدول 11–4**، إلا أن درجات الانصهار ليست مرتفعة جدًّا كدرجات الغليان؛ لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الحركة في الفلز ليست بحاجة إلى طاقة كبيرة جداً لجعلها تتحرك بعضها فوق بعض. إلاَّ أنه في أثناء الغليان يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الأخرى، مما يتطلب طاقة كبيرة جدًّا.

قابلية الطرق والسحب الفلزات قابلة للطرق، أيْ أنها تتحول إلى صفائح عند طرقها، وهي أيضًا قابلة للسحب، أيْ يمكن تحويلها إلى أسلاك. ويوضح **الشكل 11–4** كيف تتحرك الجسيمات الموجودة في الترابط الفلزي بواسطة الدفع أو الشد، بعضها عبر بعض. وتكون الفلزاتِ عادة متينة للغاية. وعلى الرغم من حركة الأيونات الموجبة في الفلز إلاّ أنها ترتبط مع الإلكترونات المحيطة بها بصورة قوية، ولا يمكن فصلها بسهولة عن الفلز.

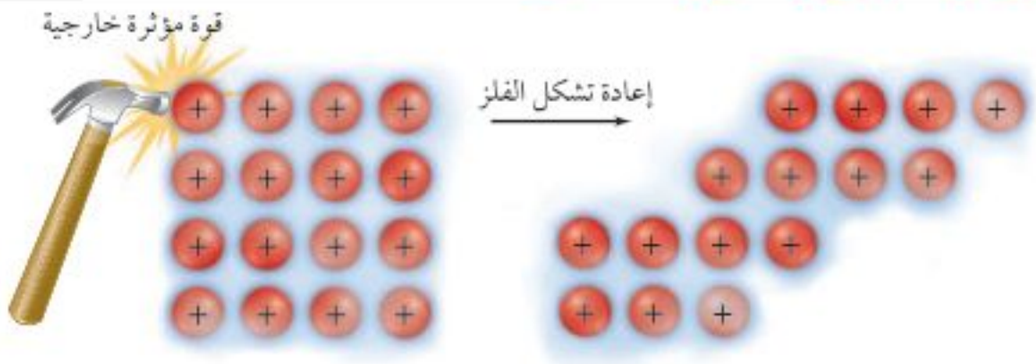
توصيل الحرارة والكهرباء تجعل حركة الإلكترونات حول أيونات الفلزات الموجبة– الفلزاتِ موصلات جيدةً للحرارة والكهرباء؛ حيث تقوم الإلكترونات الحرة بنقل الحرارة من مكان إلى آخر بسرعة أكبر من توصيل المواد التي لا تحتوي على إلكترونات حرة. تتحرك الإلكترونات الحرة بسهولة بوصفها جزءًا من التيار الكهربائي عند حدوث فرق جهد عبر الفلز. وتتفاعل هذه الإلكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاصه وإطلاق الفوتونات مما ينتج عنه خاصية البريق واللمعان.

الصلابة والقوة لا تقتصر الإلكترونات الحرة الحركة في الفلزات الانتقالية على الإلكترونين الخارجيين في المستوى s، وإنما تشمل أيضًا الإلكترونات الداخلية في المستوى d. وكلما زادت أعداد الإلكترونات الحرة الحركة زادت خواص الصلابة والقوة.

فعلى سبيل المثال، توجد الروابط الفلزية القوية في الفلزات الانتقالية، ومنها الكروم والحديد والنيكل، في حين أن الفلزات القلوية لينة؛ لأن لها إلكترونًا واحدًا حر الحركة في المستوى ns^1.

ماذا قرأت؟ **قارن** بين ما يحدث عند طَرْق كل من الفلزات والمركبات الأيونية بالمطرقة؟

تنثني الفلزات عند طرقها، في حين تتفتت المركبات الأيونية إلى قطع صغيرة



الشكل 11–4 تؤدي القوة المؤثرة الخارجية (كالمطرقة مثلاً) إلى جعل الأيونات تتحرك عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل الفلز قابلاً للطرق والسحب.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

السبائك الفلزية Metal Alloys

نظرًا إلى طبيعة الرابطة الفلزية، يصبح من السهل إدخال عناصر مختلفة إلى الشبكة الفلزية لتكوين السبيكة. **فالسبيكة** خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة، لذا نجد لها الكثير من التطبيقات والاستخدامات التجارية. فالفولاذ والبرونز والحديد الزهر من السبائك الكثيرة المفيدة. كما تستعمل سبيكة التيتانيوم والفناديوم لبناء هياكل الدراجات الهوائية كالتي تظهر في **الشكل 12–4**.

خواص السبائك تختلف خواص السبائك قليلاً عن خواص عناصرها المكونة لها. فالفولاذ مثلًا حديد مخلوط بعنصر آخر على الأقل. تبقى بعض خواص الحديد فيه، ولكن للفولاذ خواص إضافية أخرى منها أنه أكثر قوة. وتتفاوت خواص بعض السبائك وتتغير باختلاف طرائق تصنيعها. وفي حالة بعض الفلزات تنتج بعض الخواص المختلفة اعتمادًا على طريقة التسخين والتبريد. ويبين **الجدول 12–4** أسماء بعض السبائك المهمة واستعمالاتها المتنوعة.

الشكل 12–4 تُصنع أجزاء الدراجات الهوائية في بعض الأحيان من سبيكة التيتانيوم، التي تحتوي على 3% من الألومنيوم و2.5% من الفاناديوم.

الجدول 12-4 السبائك التجارية

الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكو	50% Fe, 20% Al, 20% Ni, 10% Co	المغناطيسات
البراس (النحاس الأصفر)	67–90% Cu, 10–33% Zn	السباكة، والأدوات العامة، والإضاءة
البرونز (النحاس الأحمر)	70–95% Cu, 1–25% Zn, 1–18% Sn	الأجراس، الميداليات
الحديد الصلب	96–97% Fe, 3–4% C	القوالب
الذهب – عيار 10 قراريط	42% Au, 12–20% Ag, 37.46% Cu	المجوهرات (الحلي الذهبية)
حبيبات الرصاص	99.8% Pb, 0.2% As	حبيبات الطلقات النارية
الفولاذ المقاوم للصدأ	73–79% Fe, 14–18% Cr, 7–9% Ni	المغاسل، والأدوات
فضة النقود	92.5% Ag, 7.5% Cu	أدوات المائدة، والحلي

المفردات

أصل الكلمة

السبيكة Alloy

جاءت من الكلمة اللاتينية alligare والتي تعني يثني.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 4-4

40. الفكرة الرئيسة **قارن** بين تركيب المركبات الأيونية والفلزات.

تترتَّب الأيونات في المركّبات الأيونية بأنماط متكرّرة وبالتناوب بين الشحنات، في حين تتألف الفلزات من أيونات موجبة محاطة ببحر من الإلكترونات الحرّة الحركة أو غير المستقرة.

41. اشرح كيف يمكن تفسير كل من التوصيل الكهربائي وارتفاع درجة غليان الفلزات بواسطة الرابطة الفلزية؟

يمكن أن تتحرك الإلكترونات الحرّة الحركة من خلال المادة الصُّلبة لتوصيل التيار الكهربائي، ويحدِّد عددُ الإلكترونات الحرّة الحركة وقوةُ الرابطة الفلزية مقدارَ درجة الغليان.

42. قارن بين أسباب قوى التجاذب في الروابط الأيونية والروابط الفلزية.

تتكوَّن الروابط الأيونية بواسطة قوى التجاذب الكهروستاتيكية بين الأيونات، في حين تتكوَّن الرابطة الفلزية من قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرّة الحركة.

وزارة التعليم
Ministry of Education
2023 - 1445

موقع واجباتي

موقع واجباتك

43. **صمّم تجربة** للتمييز بين المواد الأيونية الصلبة والمواد الفلزية الصلبة. بحيث تشمل على الأقل طريقتين مختلفتين للمقارنة بين المواد الصلبة. فسّر إجابتك.

ربما تتضمَّن التجارب استعمال جهاز الموصلية الكهربائية؛ لفحص المواد الصُّلبة والمحاليل، واستعمال المطرقة لفحص القابلية للطرق والهشاشة.

تجربة نموذجية

1. افحص التوصيل الكهربائي.

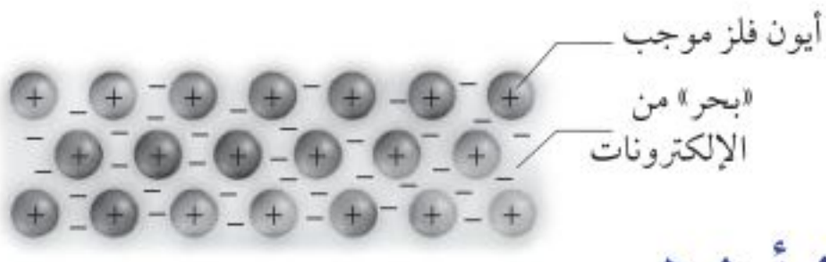
2. ضع المادة الصُّلبة في الماء لمعرفة إمكانية تكوين محلول.

3. افحص قابلية المحلول للتوصيل الكهربائي.

4. اطرق كليهما بالمطرقة ودوّن ملاحظاتك.

تُوصِل المواد الصُّلبة الفلزية الكهرباء في الحالة الصُّلبة في حين لا تُوصِلها المواد الأيونية. ويمكن أن تتفاعل الفلزات مع الماء ولكنها لا تذوب؛ كما تُوصِل محاليل المركّبات الأيونية التيار الكهربائي. والفلزات قابلة للطرق والسحب، أما المركبات الأيونية فلا.

44. **نموذج** ارسم نموذجًا يوضح قابلية الفلزات للطَّرْق، أو السحب إلى أسلاك، مستعينًا بنموذج بحر الإلكترونات كما في الشكل 10-4.



الشكل 10-4.

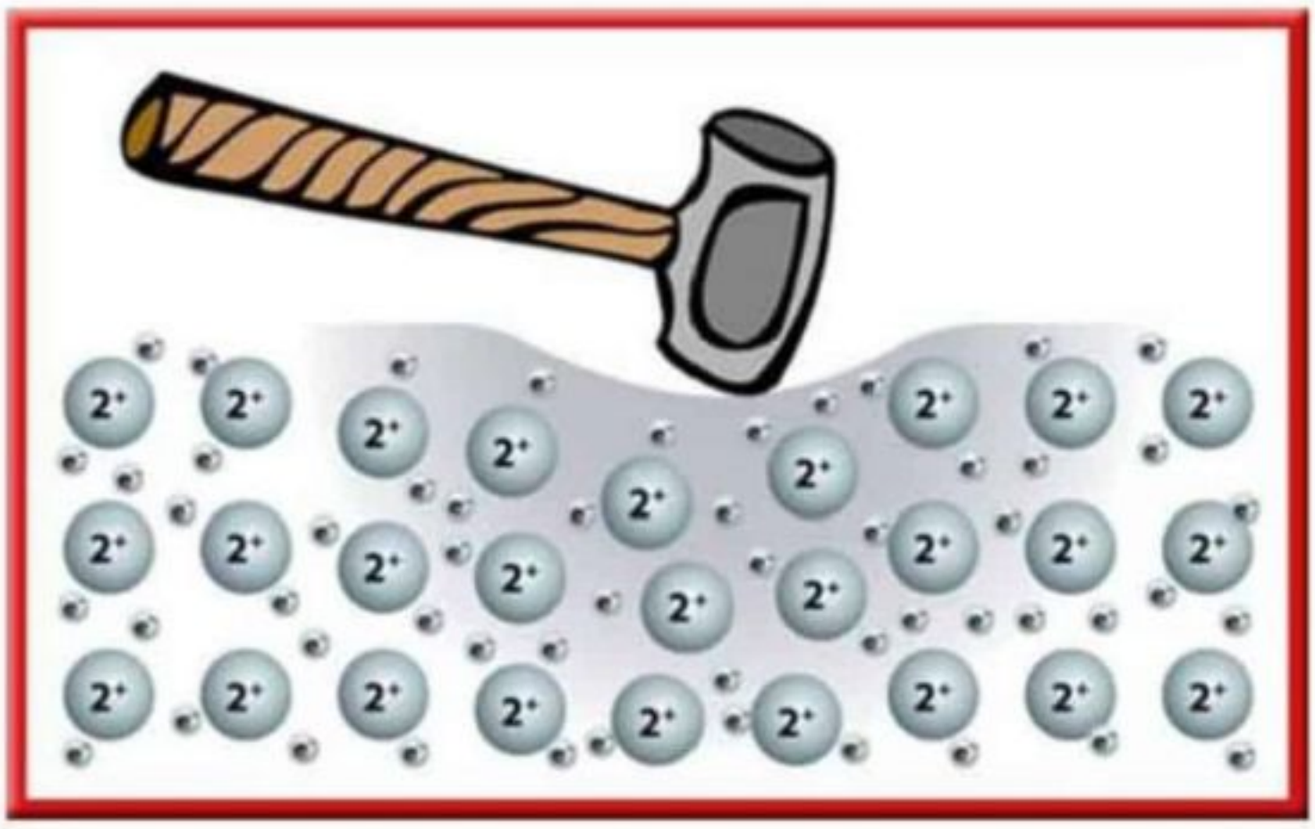
يجب أن توضِّح النماذج حركة أيونات الفلز لمسافة أطول وأقلّ سُمْكًا خلال بحر الإلكترونات.

الحل في الصفحة التالية

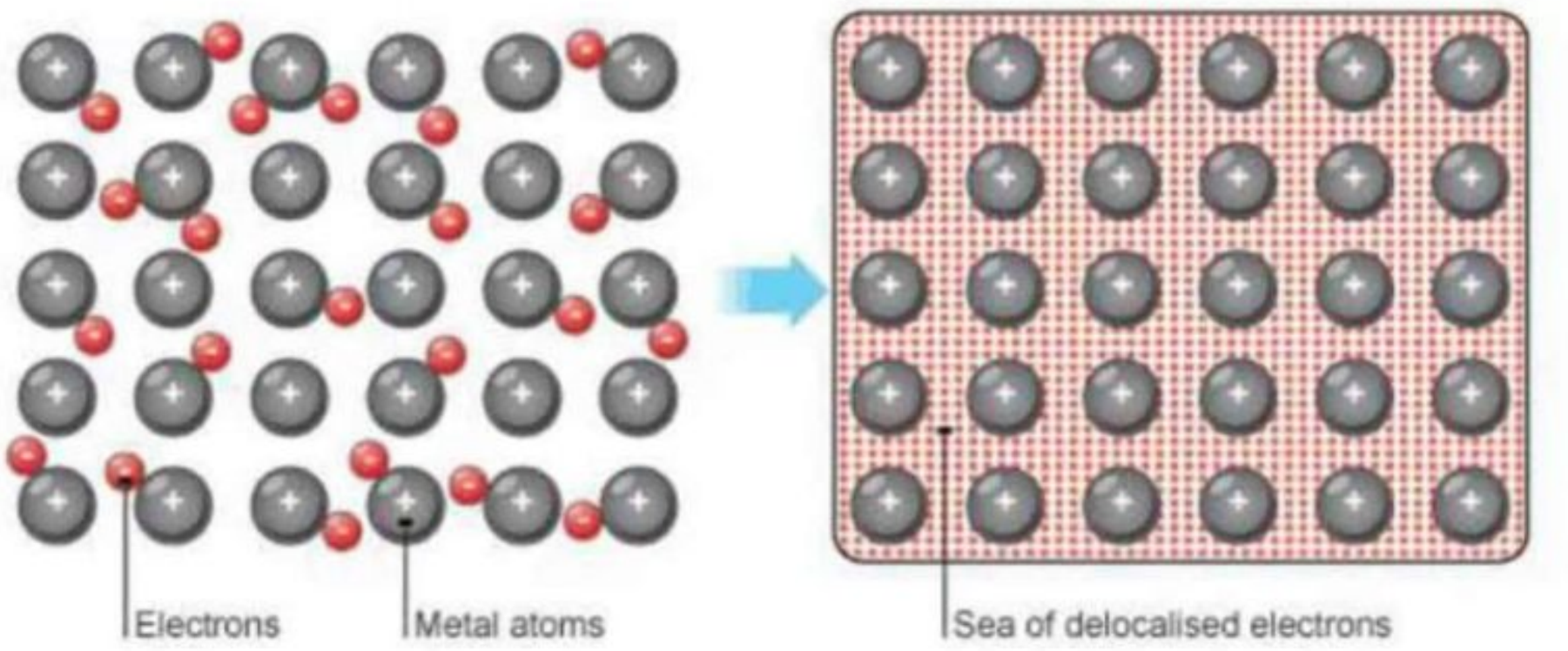
موقع واجباتك

موقع واجباتي

Characteristics of Metals



As a metal is struck by a hammer, the atoms slide through the electron sea to new positions while continuing to maintain their connections to each other.



(نستطيع ان نرى من خلال النموذج حركة أيونات الفلز المسافة أطول وأقل سمكا خلال بحر الإلكترونات.)

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الكيمياء في واقع الحياة

الموضة القاتلة

غالبًا ما تكون الحلي البراقة اللامعة والمزركشة الألوان رخيصة ومسلية. ولكن هل هي آمنة؟ الإجابة في العادة: نعم. ولكن قد تؤدي بعض الحلي السائدة– ولاسيما بعض الأنواع منخفضة الجودة مما لا تنطبق عليها مواصفات الهيئة السعودية للمواصفات والمقاييس والجودة ،والتي تُصنع في بعض الدول كالصين والهند وهذا لا ينافي حقيقة أنها دول صناعية متقدمة في صناعات عدة– إلى مخاطر كثيرة لاحتوائها على عنصر الرصاص Pb السام بنسبة عالية.

السباكة السامة عندما يبتل الرصاص تذوب كمية محددة منه في الماء متحولاً إلى أيونات Pb^{2+} وعندما تدخل هذه الأيونات جسم الإنسان تحل محل أيونات الكالسيوم Ca^{2+}. ورغم تشابههما في الشحنات الكهربائية، فإن أيونات الرصاص أثقل كثيرًا من أيونات الكالسيوم، مما قد يسبب الإعاقة في التعلم، والغيبوبة، وقد يؤدي إلى الموت.

ومن المثير للدهشة أن الرومان قاموا باستخدام الرصاص في أنابيب المياه. وقد أخذ رمز الرصاص– Pb– في الحقيقة من الكلمة اللاتينية plumbum التي ما زالت تظهر في اللغة الإنجليزية كجذر لكلمة Plumber، وتعني السّباك.

الفخار السام على الرغم من أن الرصاص لا يستخدم في التمديدات الصحية الحديثة، إلاَّ أنه ما زال يستخدم في أمور أخرى. فالإناء الظاهر في **الشكل 1** تم طلاؤه بالرصاص، ثم حرقه لإعطائه اللون الأسود المميز. وتولّد مركبات الرصاص المستخدمة في الطلاء ألوانًا زاهية عند حرقها في ظروف محددة.

الشكل 1 مركّبات الرصاص المستخدمة في تلوين الفخار تعطي الوعاء مظهره المتميز.

السم المفيد كان للرصاص العديد من الاستخدامات قبل تعرف سميته العالية بخلاف ما هو مستخدم في صناعة الفخار والتمديدات الصحية. فقد استخدم الرصاص في صناعة الأصباغ والجازولين، حيث يقلل من احتمال احتراق الجازولين قبل الموعد المحدد في محرك السيارة.

عملية إزالة الرصاص Chelation الأطفال أكثر قابلية للتسمم بالرصاص؛ بسبب صغر أحجام أجسامهم ومعدلات نموهم المرتفعة. وفي الحالات الحرجة تصبح عملية إزالة الرصاص هي الطريقة الوحيدة لإنقاذ حياة الطفل. وفي هذه العملية يتم التخلص من أحد أهم التأثيرات السامة للرصاص، عن طريق إحلال الكالسيوم محل الرصاص السام في الجسم.

الكتابة في الكيمياء

الإحساس بالخطر تستطيع حاسة التذوق لدى الإنسان اكتشاف بعض السموم التي توجد بشكل طبيعي في النباتات. ابحث في السموم الحديثة الأخرى–ومنها الرصاص ومضاد التجمد (إيثلين جلايكول) – لمعرفة لماذا لا تُظهر براعم التذوق لدينا استجابة سالبة لها؟

يجب أن يُشير البحث إلى توقُّعات العلماء أن حياة الإنسان قد مضت دون أن يشعر بِكُرْهٍ طبيعي لتناول بعض السموم في الطعام؛ وذلك أنه لم يصادف الرصاص منفردًا في البيئة في صورة عنصر، كما أن بعض مركّبات الرصاص الموجودة في الأصباغ – ومنها أسيتات الرصاص– لها مذاق حلو. كما يجب أن يناقش البحث كيف أن العديد من النباتات التي تُنتِج مواد سامّة تكون ذات مذاق لاذع مخالف لمذاق الرصاص.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

مختبر الكيمياء

تحضير مركب أيوني

الخلفية: ستقوم بتحضير مركبين كيميائيين وفحصهما لتحديد بعض خواصهما. واستنادًا إلى الاختبارات التي ستقوم بها تقرر ما إذا كانت النواتج مركبات أيونية أم لا.

سؤال: هل يمكن لخواص المركب الفيزيائية أن تدل على وجود روابط أيونية؟

المواد اللازمة

شريط من الماغنسيوم (25cm)	بوتقة
حامل الحلقة ومثبت	مثلث خزفي
لهب بنزن	قضيب للتحريك
ملقط بواتق	ميزان يقيس 1/100g
كأس سعتها 100 mL	ماء مقطر
جهاز الموصلية الكهربائية	

إجراءات السلامة

تحذير: لا تنظر مباشرة إلى الماغنسيوم المشتعل؛ لأن وهج الضوء يؤذي العين، وتجنب حمل المواد الساخنة حتى تبرد.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. دوّن القياسات كلها في جدول البيانات.
3. ضع الحلقة الدائرية على الحامل على ارتفاع 7cm فوق لهب بنزن، ثم ضع المثلث الخزفي عليها.
4. قس كتلة البوتقة بعد تنظيفها وتجفيفها.
5. لف 25cm من شريط الماغنسيوم على شكل كروي، ثم قس كتلة شريط الماغنسيوم والبوتقة معًا.
6. ضع البوتقة على المثلث، وسخنها بواسطة اللهب (يجب أن يكون رأس اللهب قرب البوتقة).
7. أغلق لهب بنزن عندما يبدأ الماغنسيوم في الاشتعال والاحتراق بشعلة بيضاء ساطعة، ثم دع البوتقة حتى تبرد، وقس كتلة نواتج احتراق الماغنسيوم والبوتقة.
8. ضع المكونات الصلبة الجافة في الكأس.
9. أضف 10 mL من الماء المقطر إلى الكأس وحرك الخليط جيدًا، ثم افحص المخلوط بواسطة جهاز الموصلية الكهربائية.
10. **التنظيف والتخلص من النفايات:** تخلص من النفايات حسب تعليمات المعلم. نظف البوتقة بالماء، وأعد أدوات المختبر إلى أماكنها.

حلل واستنتج

1. **حلل البيانات:** احسب كتلة الشريط والناتج، وسجل قيم الكتل في جدول البيانات.
2. **صنّف** أشكال الطاقة المنبعثة. ماذا تستنتج عن استقرار المواد الناتجة؟
3. **استنتج:** هل يتفاعل الماغنسيوم مع الهواء؟
4. **توقّع** الصيغ الكيميائية للمادتين الناتجتين، واكتب اسميهما.
5. **حلّل واستنتج:** لون ناتج تفاعل الماغنسيوم مع الأكسجين أبيض، في حين أن لون ناتج تفاعل الماغنسيوم مع النيتروجين أصفر. أي هذين المركبين يشكل الجزء الأكبر من الناتج؟
6. **حلّل واستنتج:** هل توصل محاليل مركبات الماغنسيوم التيار الكهربائي؟ وهل تؤكد النتائج أنّ المركبات أيونية؟
7. **حلل مصادر الخطأ:** إذا أظهرت النتائج أن الماغنسيوم فقد جزءًا من كتلته بدل أن يكتسب كتلة إضافية فاذكر الأسباب المحتملة لذلك.

الاستقصاء

صمّم تجربة إذا كانت محاليل مركبات الماغنسيوم موصلة للتيار الكهربائي فهل تستطيع التأثير في جودة توصيلها للكهرباء؟ وإذا لم تكن موصلة للتيار فكيف تجعلها قادرة على ذلك؟ صمّم تجربة لمعرفة ذلك.

الاجابة في الصفحة التالية

موقع واجباتي

موقع واجباتي

حلل واستنتج

1. **حلل البيانات**: احسب كتلة الشريط والناتج، وسجل قيم الكتل في جدول

كتلة البوتقة فارغة: 7.56 g

كتلة البوتقة + شريط Mg قبل التسخين: 7.85 g

كتلة شريط Mg : 0.29g

كتلة البوتقة + شريط Mg بعد التسخين: 7.93 g

كتلة Mg الناتجة : 0.37g

2. صنّف أشكال الطاقة المنبعثة. ماذا تستنتج عن استقرار المواد الناتجة؟

الضوء والحرارة. إنها أكثر استقرارا من المواد المتفاعلة

3. استنتج: هل يتفاعل الماغنسيوم مع الهواء؟

هناك زيادة في الكتلة من 0.29g إلى 0.37g

4. توقّع الصيغ الكيميائية للمادتين الناتجتين، واكتب اسميهما.

أكسيد الماغنسيوم MgO و نيتريد الماغنسيوم Mg3N2.

5. **حلّل واستنتج**: لون ناتج تفاعل الماغنسيوم مع الأكسجين أبيض، في حين أن لون ناتج تفاعل الماغنسيوم مع النيتروجين أصفر. أي هذين المركبين يشكل الجزء الأكبر من الناتج؟

Mgo يظهر الناتج باللون الأبيض

6. **حلل واستنتج**: هل توصل محاليل مركبات الماغنسيوم التيار الكهربائي؟ وهل تؤكد النتائج أنّ المركبات أيونية؟

نعم؛ لأن المركبات الأيونية موصلة للتيار الكهربائي

7. **حلل مصادر الخطأ**: إذا أظهرت النتائج أن الماغنسيوم فقد جزءًا من كتلته بدل أن يكتسب كتلة إضافية فاذكر الأسباب المحتملة لذلك.

تتضمن الإجابات المحتملة أن بعض المواد الناتجة ستتطاير، أو أن التفاعل لم يكتمل.

الاستقصاء

صمّم تجربة إذا كانت محاليل مركبات الماغنسيوم موصلة للتيار الكهربائي فهل تستطيع التأثير في جودة توصيلها للكهرباء؟ وإذا لم تكن موصلة للتيار فكيف تجعلها قادرة على ذلك؟ صمّم تجربة لمعرفة ذلك.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الفصل 4

دليل مراجعة الفصل

الفكرة العامة ترتبط الذرات في المركبات الأيونية بروابط كيميائية تنشأ عن تجاذب الأيونات المختلفة الشحنات.

4-1 تكون الأيون

الفكرة الرئيسة تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثُّماني الأكثر استقرارًا.

المفردات

- الكاتيون
- الأنيون

المفاهيم الرئيسة

- تكوِّن بعضُ الذرات الأيونات للوصول إلى حالة الاستقرار. ويعني التوزيع الإلكتروني المستقر أن يكون مستوى الطاقة الخارجي مملوءًا بالإلكترونات. وفي العادة يتضمن ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تتكون الأيونات من خلال فقدان إلكترونات التكافؤ أو اكتسابها.
- يبقى عدد البروتونات في النواة ثابتًا في أثناء عملية تكوين الأيون.

4-2 الروابط والمركبات الأيونية

الفكرة الرئيسة تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكون مركبات أيونية متعادلة كهربائيًّا.

المفردات

- الرابطة الأيونية
- المركبات الأيونية
- الشبكة البلورية
- الإلكتروليت
- طاقة الشبكة البلورية

المفاهيم الرئيسة

- الرابطة الكيميائية قوة تربط بين ذرتين.
- تحتوي المركبات الأيونية على روابط أيونية ناتجة عن التجاذب بين الأيونات المختلفة الشحنات.
- تترتب الأيونات في المركبات الأيونية في صورة وحدات منتظمة متكررة تُعرف بالشبكة البلورية.
- ترتبط خواص المركبات الأيونية بقوة الرابطة الأيونية.
- المركبات الأيونية التي في صورة محاليل أو مصاهير توصل التيار الكهربائي.
- تعرف طاقة الشبكة البلورية بالطاقة اللازمة لفصل أيونات 1mol من المركب الأيوني.

4-3 صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

الفكرة الرئيسة عند تسمية المركبات الأيونية يذكر الأيون السالب أولاً متبوعًا بالأيون الموجب. أما عند كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أولاً متبوعًا برمز الأيون السالب.

المفردات

- الأيون الأحادي الذرة
- أيون عديد الذرات
- عدد التأكسد
- أيون أكسجيني سالب
- وحدة الصيغة الكيميائية

المفاهيم الرئيسة

- تبين وحدة الصيغة الكيميائية نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في المركب الأيوني.
- يتكون الأيون الأحادي الذرة من ذرة واحدة وتعبّر شحنته عن عدد تأكسده.
- تعبّر الأرقام الرومانية عن عدد تأكسد الأيون الموجب الذي له أكثر من حالة تأكسد.
- تتكون الأيونات العديدة الذرات من مجموعة ذرات.
- تستخدم الأقواس حول الأيون وتوضع الأرقام المصغرة خارج الأقواس للإشارة إلى وجود أكثر من أيون عديد الذرات في الصيغة الكيميائية.

4-4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

الفكرة الرئيسة تكون الفلزات شبكات بلورية، ويمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

المفردات

- نموذج بحر الإلكترونات
- الرابطة الفلزية
- الإلكترونات الحرة
- السبيكة

المفاهيم الرئيسة

- تتكون الرابطة الفلزية عندما تجذب أيونات الفلز الموجبة إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.
- تتحرك الإلكترونات في نموذج بحر الإلكترونات عبر الشبكة الفلزية، ولا ترتبط مع أي ذرة محددة.
- يفسر نموذج بحر الإلكترونات الخواص الفيزيائية للفلزات.
- تتكون السبائك الفلزية عند دمج فلز مع عنصر آخر أو أكثر.

موقع واجباتي

4-1

إتقان المفاهيم

45. كيف تتكون الأيونات الموجبة والسالبة؟

تكتسب الذرة الإلكترونات أو تفقدها للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المستقر.

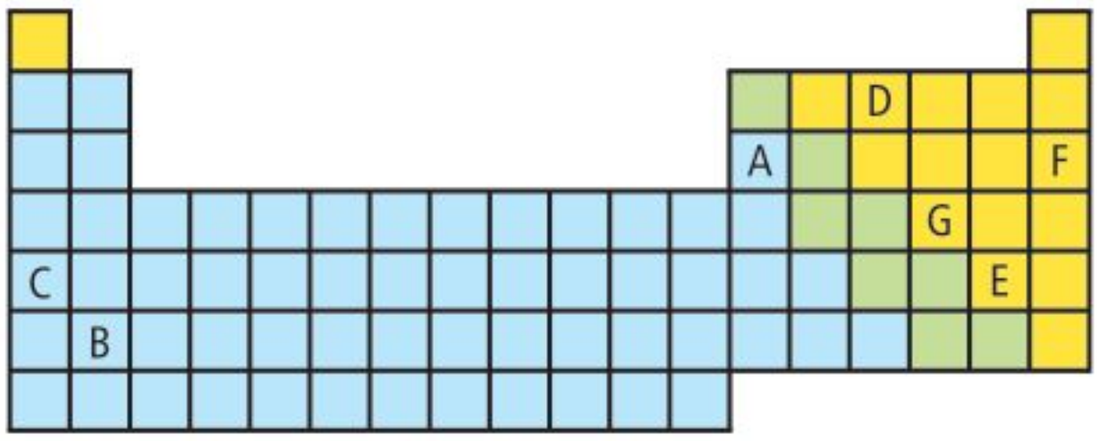
46. متى تتكون الروابط الأيونية؟

عندما تجذب النواة الموجبة إلكترونات ذرة أخرى، أو عندما تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة.

47. لماذا تكوِّن الهالوجينات والفلزات القلوية الأيونات؟ فسر إجابتك.

تحتاج الهالوجينات إلى اكتساب إلكترون واحدٍ فقط لتصل إلى التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة، أمّا الفلزات القلوية فتحتاج إلى فقد إلكترون واحد.

48. يوضح **الشكل 13–4** العناصر التي يشار إليها بالأحرف من A إلى G، اذكر عدد إلكترونات تكافؤ كل عنصر، وتعرّف الأيون الذي يكوّنه.



الشكل 13–4

A. ثلاثة إلكترونات تكافؤ، Al^{3+}.

B. إلكترونا تكافؤ، Ba^{2+}.

C. إلكترون تكافؤ واحد، Rb^{+}.

D. خمسة إلكترونات تكافؤ، N^{3-}.

E. سبعة إلكترونات تكافؤ، I^{-}.

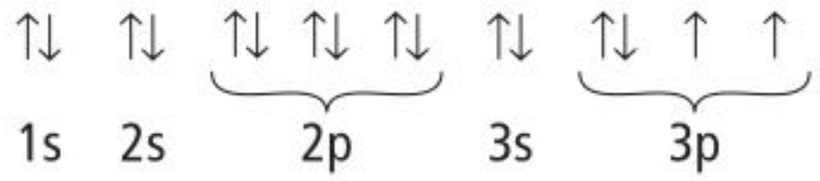
F. ثمانية إلكترونات تكافؤ، لا يتكون أيون.

G. ستة إلكترونات تكافؤ، Se^{2-}.

49. ناقش أهمية طاقة التأين عند تكوّن الأيونات.

طاقة التأيُّن المنخفضة: تفقد الذرة الإلكترون بسهولة.

50. يوضح **الشكل 14–4** رسم مربعات مستويات الكبريت. اشرح كيف يكوّن الكبريت أيونه؟



الشكل 14–4

يكتسب الكبريت إلكترونين في المستوى 3p، مكوِّنًا توزيع حالة الثمانية المكتمل أو الغاز النبيل.

موقع واجباتي

إتقان حل المسائل

51. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل من العناصر الآتية؟

a. السيزيوم **1**

b. الخارصين **2**

c. الروبيديوم **1**

d. الإسترانشيوم **2**

e. الجاليوم **3**

52. وضح لماذا لا تكوّن الغازات النبيلة روابط كيميائية؟

لأن لجميعها مستوى طاقة خارجيًا ممتلئًا.

53. وضح كيف يتكون أيون الباريوم الموجب؟

يفقد الباريوم Ba إلكترونين $2e^-$، ويكوّن Ba^{2+} الذي له التوزيع الإلكتروني المستقر للغاز النبيل Xe.

54. وضح كيف يتكون أيون النيتروجين السالب؟

يكسب النيتروجين N ثلاثة إلكترونات $3e^-$، ويكوّن N^{3-}، الذي له التوزيع الإلكتروني المستقر للغاز النبيل Ne.

55. كلما زاد نشاط الذرة ارتفعت طاقة الوضع لها. فأيهما له طاقة وضع أكبر: النيون أم الفلور؟ فسِّر إجابتك.

الفلور F؛ سيكسب إلكترونًا إضافيًا واحدًا لملء مستوى الطاقة الخارجي.

56. اشرح كيف تكوّن ذرة الحديد أيون حديد Fe^{2+}، وأيون الحديد Fe^{3+} أيضًا؟

للحديد التوزيع الإلكتروني $[Ar]4s^23d^6$، ويُكوِّن أيونًا شحنته 2+، عندما تفقد ذرة الحديد إلكترونات $4s^2$. وعندما تتكوّن أيونات 3+ فإن ذرة الحديد تفقد إلكترونات $4s^2$ وأحد إلكترونات $3d^6$.

57. تنبأ بالنشاط الكيميائي لذرات العناصر الآتية استنادًا إلى توزيعها الإلكتروني:

a. البوتاسيوم

$[Ar]4s^1$ نشيط جدًا، يفقد $1e^-$، ويكوّن أيونًا شحنته 1+.

b. الفلور

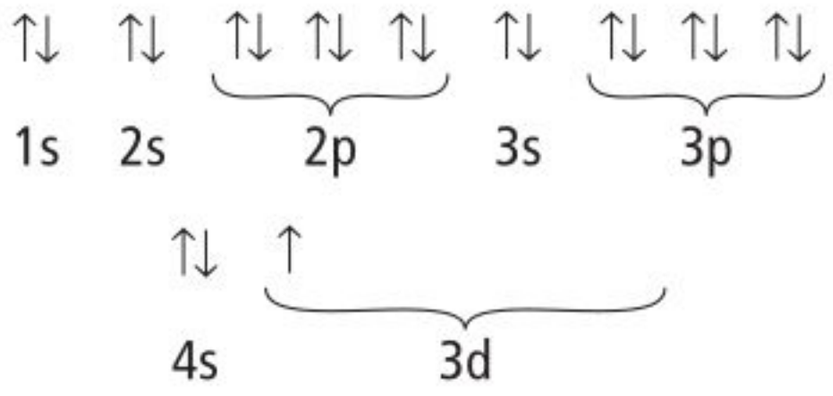
$[He]2s^22p^5$ نشيط جدًا، يكسب $1e^-$، ويكوّن أيونًا شحنته 1-.

c. النيون

$1s^22s^2p^6$ غير نشيط، مستوى طاقته الخارجي ممتلئ بالإلكترونات.

موقع واجباتي
وزارة التعليم
Ministry of Education
2023 - 1445

58. اشرح تكوين أيون الإسكانديوم Sc^{3+} اعتمادًا على رسم مربعات المستويات الموضح في **الشكل 15–4**.



التركيب الإلكتروني للإسكانديوم $[Ar]4s^23d^1$، حيث يفقد الإسكانديوم إلكترونات $4s^2$ و $3d^1$ ليكوِّن أيونًا شحنته 3+.

4-2

إتقان المفاهيم

59. ماذا يعني مصطلح متعادل كهربائيًّا عند مناقشة المركبات الأيونية؟

عدد الإلكترونات المفقودة مساوٍ لعدد الإلكترونات المكتسبة.

60. وضح كيف تتكون الروابط الأيونية؟

ينجذب أيون موجب إلى أيون سالب وتنطلق طاقة الشبكة البلورية.

61. وضح لماذا لا يتحد البوتاسيوم والنيون لتكوين مركب؟

لغاز النيون توزيع حالة الثمانية؛ لذا فهو مستقر.

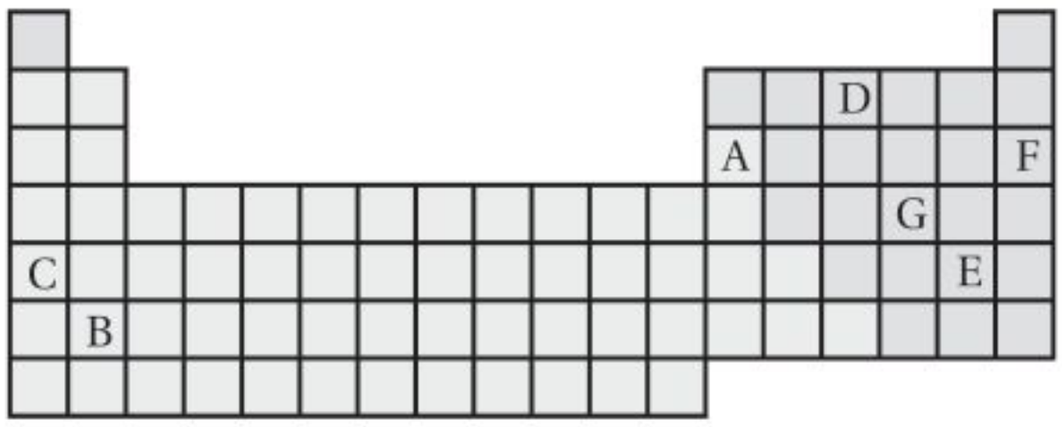
62. ناقش باختصار ثلاث خواص فيزيائية للمواد الصلبة الأيونية التي ترتبط في روابط أيونية.

المركّبات الأيونية صُلبة، بلورية، ودرجتا حرارة الانصهار والغليان عاليتان بسبب قوة الرابطة الأيونية.

63. صف البلورة الأيونية، واشرح لماذا تختلف أشكال بلورات المركبات الأيونية؟

ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد للأيونات. يختلف الشكل بسبب حجم الأيونات وعددها.

64. يظهر في الشكل **13–4** الرمز B وهو للباريوم، والرمز E وهو لليود. اشرح لماذا لا يكون ناتج تفاعل هذين العنصرين يوديد الباريوم BaI؟



الشكل 13– 3

يُكوِّن Ba أيون Ba^{2+}، ويُكوِّن اليود أيون I^-، ولتكوين مركّب متعادل كهربائيًّا يلزم اتحاد أيون واحد من Ba^{2+} وأيونين من I^-، والمركّب الناتج BaI_2 وليس BaI.

موقع واجباتي

موقع واجباتك

4 تقويم الفصل

إتقان حل المسائل

65. حدد نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في كل مما يأتي:

a. كلوريد البوتاسيوم، الذي يحلّ محلّ ملح الطعام.

1:1

b. فلوريد الكالسيوم، الذي يُستخدَم في صناعة الفولاذ.

1:2

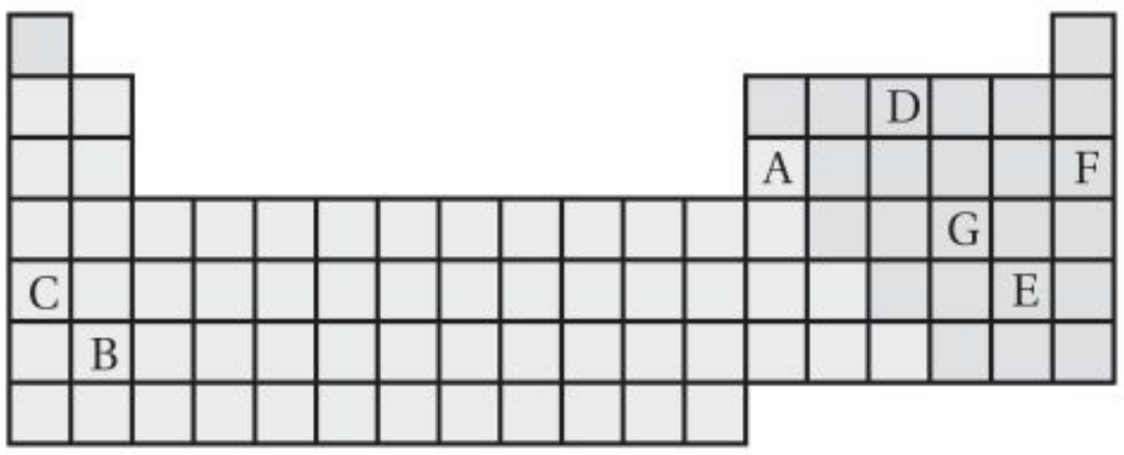
c. أكسيد الكالسيوم، يُستخدَم لإزالة ثاني أكسيد الكبريت من عوادم محطات الطاقة.

1:1

d. كلوريد الإسترانشيوم، المُستخدَم في الألعاب النارية.

1:2

66. انظر الشكل 13–4، ثم صف المركّب الأيوني الذي يكوّنه العنصران C و D.



الشكل 13– 3

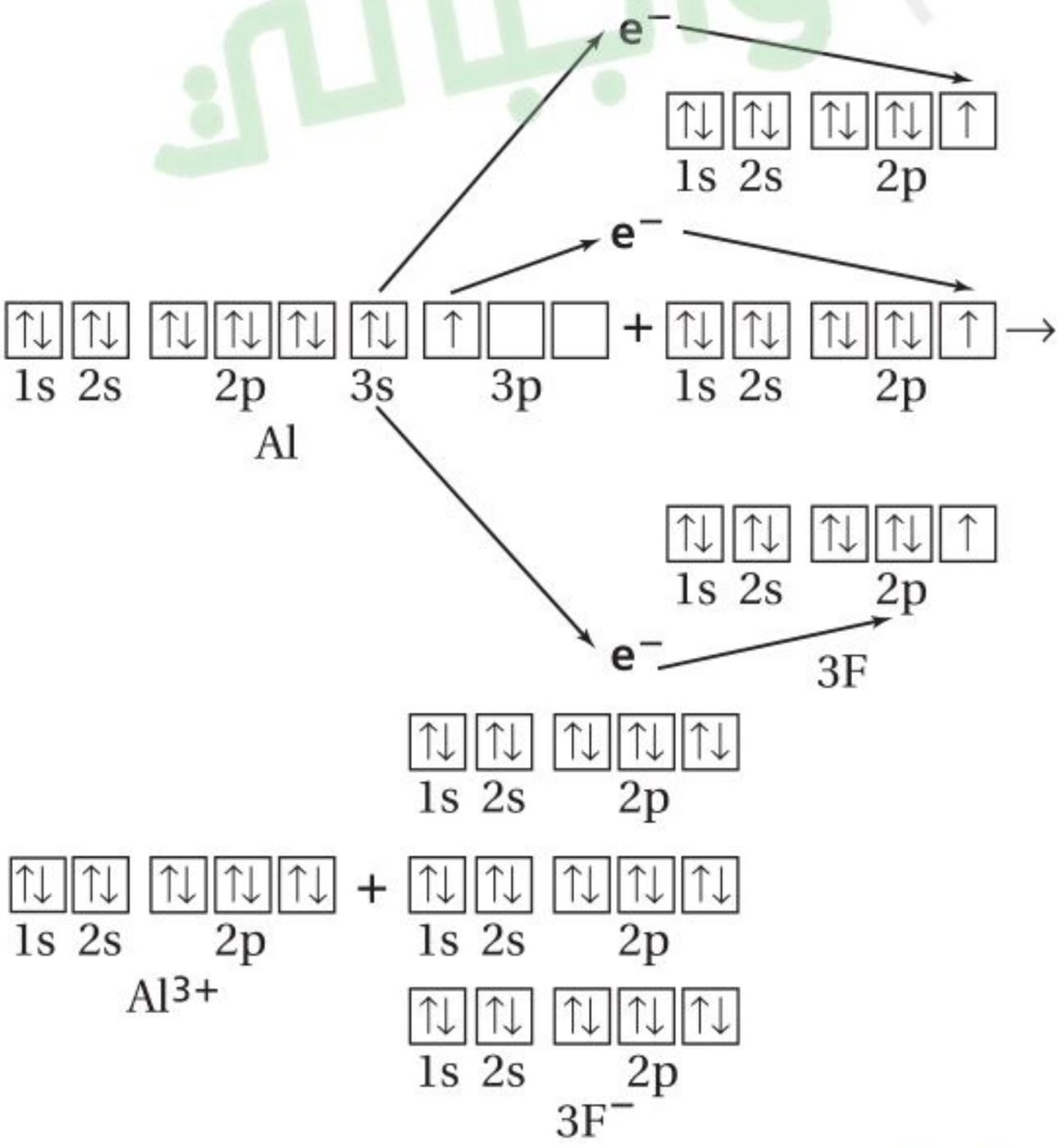
يُمثِّل الرمز C عنصر Rb الذي يفقد إلكترون تكافؤ مكوِّنًا Rb^+، ويُمثِّل الرمز D عنصر N الذي يكسب ثلاثة إلكترونات مكوِّنًا N^{3-}، وعند اتحاد ثلاث أيونات Rb^+ مع أيون واحد من N^{3-} يتكوَّن Rb_3N.

67. وضِّح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين الخارصين والأكسجين؟

يفقد الخارصين Zn إلكتروني المستوى 4s مكوِّنًا Zn^{2+}، ويكسب الأكسجين O إلكترونين مكوِّنًا O^{2-}، تتجاذب Zn^{2+} إلى O^{2-} فتُكوّن ZnO.

68. وضح بالرسم تكوّن الرابطة الأيونية بين الألومنيوم والفلور مستخدمًا رسم مربعات المستويات.

تتجاذب أيونات Al^{3+} مع أيونات F^- وتكوّن AlF_3، كما هو موضَّح في الرسم الآتي:



موقع واجباتك

موقع

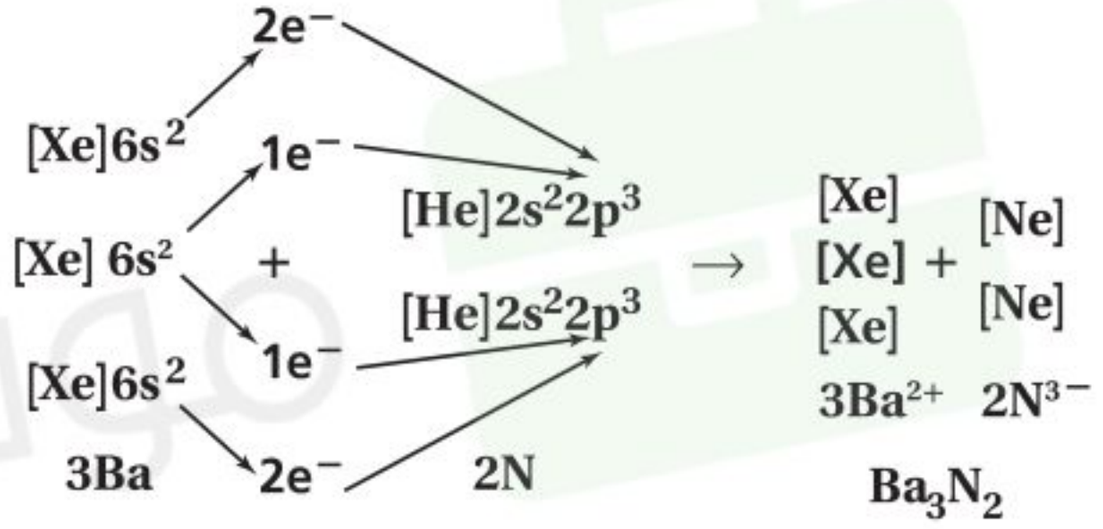
4 تقويم الفصل

69. وضح بالرسم تكوّن الرابطة الأيونية بين الباريوم والنيتروجين باستخدام التوزيع الإلكتروني.

$$[Xe]6s^2 + [He]2s^22p^3$$

Ba N

لتكوين مركب، يجب نقل ستة إلكترونات من ثلاث ذرات من الباريوم إلى ذرتين من النيتروجين، كما هو موضّح فيما يأتي:



70. الموصلات: توصلِ المركبات الأيونية التيار الكهربائي في ظروف محددة. وضّح هذه الظروف، وفسر لماذا لا توصل المركبات الأيونية الكهرباء في جميع الحالات؟

توصِل المركّبات الأيونية الكهرباء وهي في حالة المصهور أو بوصفها محاليل في الماء، ولكنها تكون غير موصلة للكهرباء في الحالة الصُّلبة عند درجة حرارة الغرفة.

71. أيّ المركبات الآتية لا يمكن توقع حدوثه: Na_2S ، CaKr ، MgF، $BaCl_3$ ؟ فسر إجابتك.

CaKr؛ لأن Kr من الغازات النبيلة. $BaCl_3$ وMgF؛ لأن الشحنات غير متساوية.

72. استخدم **الجدول 5–4** لتحديد المركب الأيوني الذي له أعلى درجة انصهار: MgO، KI، AgCl، وفسر إجابتك.

الجدول 5-3 طاقات الشبكات 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

MgO له أعلى درجة انصهار؛ لأن له أعلى طاقة شبكة بلورية؛ لذا يحتاج إلى طاقة أكبر لكسر الروابط الأيونية.

73. أي المركبات الآتية له أكبر طاقة شبكة بلورية: (CsClأو CaO)، (KCl أو K_2O)؟ فسر إجابتك.

CaO: أيون Ca له شحنة 2+ بينما أيون Cs له شحنة 1+ فكلما زادت شحنة الأيون زادت قيمة طاقة الشبكة البلورية السالبة.

K2O: يحتوي أيونين من K ، بينما يحتوي KCl على أيون واحد من K. المركب الذي يحتوي على عدد أيونات أكثر يكون له طاقة شبكة بلورية سالبة أكبر.

موقع

موقع واجباتك

4 تقويم الفصل

4-3

إتقان المفاهيم

74. ما المعلومات التي تحتاج إليهـا لكتابة الصيغة الكيميائية الصحيحة للمركبات الأيونية؟

الأيون الفلزي والأيون اللافلزي وشحناتهما.

75. متى يستخدم الرقم السفلي في صيغ المركبات الأيونية؟

تُكتَب هذه الأرقام حينما يوجد أكثر من وحدة من الأيون في أبسط نسبة للأيونات.

76. اشرح كيف تُسمي المركب الأيوني؟

يُكتَب اسم الأيون السالب أولاً متبوعًا باسم الأيون الموجب، ويُستخدَم اسم العنصر نفسه عند تسمية أيونه الموجب الأحادي الذرة، وفي حالة الأيونات السالبة أحادية الذرة يُشتَقّ الاسم من اسم العنصر مضافًا إليه مقطع (يد)، وعند وجود أكثر من عدد تأكسد، يُكتَب عدد التأكسد بالأرقام الرومانية بين قوسين بعد اسم الأيون الموجب، وعندما يحتوي المركّب على أيون عديد الذرات يُسمّى الأيون السالب أولاً ثُمّ الموجب.

77. اشرح باستخدام أعداد التأكسد، لماذا تكون الصيغة الكيميائية NaF_2 غير صحيحة؟

يجب أن تكون أيونات 1+، و1- بنسبة 1 : 1، فتكون الصيغة الصحيحة NaF وليس NaF_2.

78. اشرح ماذا يعني اسم "أكسيد الإسكانديوم III" بلغة الإلكترونات المفقودة والمكتسبة؟ اكتب الصيغة الكيميائية الصحيحة له.

يُشير الرمز III إلى أن الإسكانديوم Sc خسر ثلاثة إلكترونات، أمّا الأكسيد فيُشير إلى أن ذرة الأكسجين O اكتسبت إلكترونين. والصيغة الكيميائية الصحيحة له هي Sc_2O_3.

إتقان حل المسائل

79. اكتب صيغة كل من المركبات الأيونية الآتية:

a. يوديد الكالسيوم — CaI_2

b. بروميد الفضة I — $AgBr$

c. كلوريد النحاس II — $CuCl_2$

d. بيرأيودات البوتاسيوم — KIO_4

e. أسيتات الفضة — $AgC_2H_3O_2$

موقع واجباتك

موقع واجباتي

4 تقويم الفصل

80. سمِّ كلًّا من المركبات الأيونية الآتية:

a. K_2O **أكسيد البوتاسيوم**

b. $CaCl_2$ **كلوريد الكالسيوم**

c. Mg_3N_2 **نيتريد الماغنسيوم**

d. $NaClO$ **هيبوكلورات الصوديوم**

e. KNO_3 **نترات البوتاسيوم**

81. أكمل الجدول 13–4 بالبيانات الناقصة.

الجدول 13-4 تعرُّف المركبات الأيونية

الكاتيون (الأيون الموجب)	الأنيون (الأيون السالب)	الاسم	الصيغة الكيميائية
NH_4^+	SO_4^{2-}	كبريتات الأمونيوم	$(NH_4)_2SO_4$
Pb^{2+}	F^-	فلوريد الرصاص (II)	PbF_2
Li^+	Br^-	بروميد الليثيوم	LiBr
Na^+	CO_3^{2-}	كربونات الصوديوم	Na_2CO_3
Mg^{2+}	PO_4	فوسفات الماغنسيوم	$Mg_3(PO_4)_2$

82. **الكروم** عنصر انتقالي يستخدم في الطلاء الكهربائي، ويكوّن الأيونات Cr^{2+} وCr^{3+}. اكتب صيغ المركبات الأيونية الناتجة عن تفاعل هذه الأيونات مع أيونات الفلور والأكسجين.

الفلور؛ CrF_2، CrF_3.

الأكسجين؛ CrO، Cr_2O_3.

83. أي الصيغ الأيونية الآتية صحيح؟ وإذا كانت الصيغة غير صحيحة فاكتب الصيغة الصحيحة، فسّر إجابتك:

a. $AlCl$ **غير صحيح، الصحيح $AlCl_3$؛ أيون واحد من Al^{3+} يرتبط مع ثلاثة أيونات من Cl^-.**

b. Na_3SO_4 **غير صحيح، الصحيح Na_2SO_4؛ أيونان اثنان من Na^+ يرتبطان مع أيون واحد من SO_3^{2-}.**

c. $Ba(OH)_2$ **الصيغة صحيحة .**

d. Fe_2O **غير صحيح؛ الصحيح إما Fe_2O_3 الذي يرتبط فيه أيون واحد من Fe^{3+} مع ثلاثة أيونات من O^{2-}، أو FeO الذي يرتبط فيه أيون واحد من Fe^{2+} مع أيون واحد من O^{2-}.**

موقع واجباتي

تقويم الفصل 4

84. اكتب صيغ المركبات الأيونية جميعها التي قد تنتج عن تفاعل كل من الأيونات الموجبة والأيونات السالبة الموجودة في الجدول 14–4 ، واذكر اسم كل مركب ناتج.

الجدول 14-4 قائمة الأيونات الموجبة والسالبة

الأيون الموجب	الأيون السالب
K^+	SO_3^{2-}
NH_4^+	I^-
Fe^{3+}	NO^-

K_2SO_3 كبريتيت البوتاسيوم، KI يوديد البوتاسيوم، KNO_3 نترات البوتاسيوم، $(NH_4)_2SO_4$ كبريتيت الأمونيوم، NH_4I يوديد الأمونيوم، NH_4NO_3 نترات الأمونيوم، $Fe_2(SO_3)_3$ كبريتيت الحديد III، FeI_3 يوديد الحديد III، $Fe(NO_3)_3$ نترات الحديد III.

إتقان المفاهيم 4-4

85. صف الرابطة الفلزية.

كلّ أيون فلزّي موجب ينجذب إلى إلكترونات تكافؤ حرّة الحركة.

86. اشرح باختصار لماذا تُصنَّع السبائك المعدنية؟

للسبائك خواص مختلفة عن الفلزات النقية المكوِّنة لها، فبعض السبائك أكثر قساوة وصلابة من الفلز النقي.

87. صف باختصار كيف تفسر الرابطة الفلزية قابلية الفلزات للطرق والسحب؟

حينما تؤثر قوة في فلز صُلب تتحرك الأيونات الفلزية، وكذلك تتحرك الإلكترونات حرّة الحركة.

88. فسر كيف تتشابه الرابطة الفلزية والرابطة الأيونية؟

الروابط متشابهة؛ لأنها تتشكّل نتيجة تجاذب جسيمات مختلفة الشحنة، وتتكوَّن الروابط الأيونية بين أيونات مختلفة الشحنة، في حين تتكوَّن الروابط الفلزية بين أيون الفلز وإلكترونات التكافؤ السالبة الحرّة الحركة.

إتقان حل المسائل

89. كيف تختلف الرابطة الفلزية عن الرابطة الأيونية؟

الرابطة الفلزية تجاذب كهربائي بين أيون الفلز الموجب وإلكترونات التكافؤ الحرّة الحركة، أمّا الرابطة الأيونية فهي تجاذب كهربائي بين أيون فلزي موجب وأيون لافلزي سالب.

90. الفضة اشرح باختصار لماذا يعد عنصر الفضة موصلاً جيدًا للكهرباء؟

بسبب وجود إلكترونات حرّة الحركة.

91. الفولاذ اشرح باختصار لماذا يستخدم الفولاذ– أحد سبائك الحديد– في دعائم هياكل العديد من المباني؟

يُكوِّن الحديد الموجود في الفولاذ رابطة فلزية قوية؛ ممّا يعطيه قوة وصلابة.

موقع واجباتي

تقويم الفصل 4

92. تبلغ درجة انصهار البريليوم 1287°C، في حين تبلغ درجة انصهار الليثيوم 180°C. اشرح سبب هذا الاختلاف الكبير في درجات الانصهار.

لكلّ ذرة Be إلكترونان قابلان للحركة بحرّية، ولليثيوم إلكترون واحد، وكلّما ازداد عدد الإلكترونات الحرّة الحركة زادت طاقة الشبكة البلورية، ممّا يرفع من درجة الانصهار.

93. تبلغ درجة غليان التيتانيوم 3297°C، في حين تبلغ درجة حرارة غليان النحاس 2570°C . اشرح سبب الاختلاف في درجات غليان هذين الفلزين.

لعنصر Ti أربعة إلكترونات الحرّة الحركة، في حين أن لعنصر Cu اثنين من الإلكترونات الحرّة الحركة؛ لذلك تكون الرابطة الفلزية في Ti أكبر.

مراجعة عامة

94. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل من ذرات الأكسجين والكبريت والزرنيخ والفوسفور والبروم؟

6، 6، 5، 5، 7 على الترتيب.

95. اشرح لماذا يكوِّن الكالسيوم أيون Ca^{2+} وليس أيون Ca^{3+} ؟

التوزيع الإلكتروني لذرة الكالسيوم Ca؛ $[Ar]4S^2$، تفقد إلكترونين $2e^-$ من المستوى s، أمّا إذا فقدت إلكترونًا من المستوى الفرعي P فسوف تُصبح غير مستقرة.

96. أي المركبات الأيونية الآتية له أكبر طاقة شبكة بلورية: NaCl أو $MgCl_2$ أو KCl؟ فسر إجابتك.

$MgCl_2$؛ تزداد طاقة الشبكة البلورية بازدياد الشحنة.

97. ما صيغ المركبات الأيونية الآتية؟

a. كبريتيد الصوديوم **Na_2S**

b. كلوريد الحديد III **$FeCl_3$**

c. كبريتات الصوديوم **Na_2SO_4**

d. فوسفات الكالسيوم **$Ca_3(PO_4)_2$**

e. نترات الخارصين **$Zn(NO_3)_2$**

98. يكوِّن الكوبلت– وهو عنصر انتقالي– أيونات Co^{2+} وأيونات Co^{3+} أيضًا. اكتب الصيغ الكيميائية الصحيحة لأكاسيد الكوبلت التي تتكون من كلا الأيونين.

CoO؛ أكسيد الكوبلت II، Co_2O_3؛ أكسيد الكوبلت III.

99. أكمل الجدول 15–4

الجدول 15-4 بيانات العنصر والإلكترون والأيون

العنصر	إلكترونات التكافؤ	الأيون الناتج
السيلينيوم	6	Se^{2-}
القصدير	4	Sn^{2+}
اليود	7	I^-
الأرجون	8	لا يوجد

موقع واجباتي

موقع واجباتي

4 تقويم الفصل

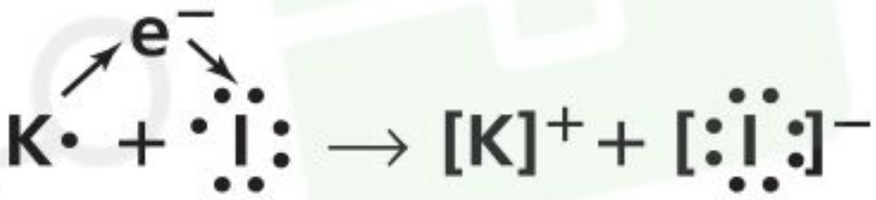
100. الذهب اشرح باختصار لماذا يستخدم الذهب في صناعة الحلي والموصلات الكهربائية في الأجهزة الإلكترونية؟

تسمح له الإلكترونات الحرّة الحركة بتوصيل الكهرباء، وهو قابل للطرق والتشكيل.

101. وضِّح كيف يتكون أيون النيكل الذي عدد تأكسده 2+؟

التوزيع الإلكتروني للنيكل $[Ar]3d^8 4S^2$، سوف يفقد النيكل الإلكتروني المستوى الخارجي $4s^2$.

102. ارسم نموذجًا يمثل الرابطة الأيونية بين البوتاسيوم واليود باستخدام التمثيل النقطي للإلكترونات.



تفقد K إلكترونًا واحدًا وتكسب I إلكترونًا واحدًا لتكوين مركّب KI.

103. عندما يشتعل الماغنسيوم في الهواء يكون كلًّا من أكسيد ونتريد الماغنسيوم. ناقش كيف يتكون أكسيد ونتريد الماغنسيوم عند تفاعل الماغنسيوم مع ذرات الأكسجين وذرات النيتروجين على الترتيب.

تفقد ذرة Mg إلكترونين لتكوّن Mg^{2+}، وتكسب ذرة الأكسجين O إلكترونين لتكوّن O^{2-}، يجذب أيون Mg^{2+} أيون O^{2-} ليكوّنا MgO. ثلاث ذرات Mg كل منها تفقد إلكترونين وتكوّن Mg^{2+}، وتكسب كلٌّ من ذرتي N ثلاثة إلكترونات لتكوّن N^{3-}، تجذب أيونات Mg^{2+} أيونات N^{3-} ليكوّنا Mg_3N_2.

104. يتغير شكل الصوديوم إذا أثرت فيه قوة خارجية، في حين يتفتت كلوريد الصوديوم عند طرقه بالقوة نفسها. ما سبب هذا الاختلاف في سلوك هاتين المادتين الصلبتين؟

يحتوي فلز الصوديوم على رابطة فلزية، أمّا كلوريد الصوديوم فهو مادة صُلبة تحتوي على روابط أيونية.

105. ما اسم كل من المركبات الأيونية الآتية؟

a. CaO **أكسيد الكالسيوم**

b. BaS **كبريتيد الباريوم**

c. $AlPO_4$ **فوسفات الألومنيوم**

d. $Ba(OH)_2$ **هيدروكسيد الباريوم**

e. $Sr(NO_3)_2$ **نترات الإسترانشيوم**

التفكير الناقد

106. صمّم خريطة مفاهيم تشرح الخواص الفيزيائية لكل من المركبات الأيونية والمواد الفلزية الصلبة.

موقع واجباتي

4 تقويم الفصل

107. **توقَّــع**: تفحص كلًّا من الأزواج الآتيــة، ثم بيِّن المادة الصلبة التي لها درجة انصهار أعلى. فسر إجابتك.

a. NaCl أو CsCl — **NaCl؛ لأن حجم الأيون أصغر**

b. Ag أو Cu — **Cu ؛ لأنه أصغر حجمًا**

c. Na_2O أو MgO — **MgO؛ لأن شحنة Mg أكبر**

108. **قارن** بين الأيونين الموجب والسالب.

الأيون الموجب (الكاتيون)؛ ينتُج عند فقد الإلكترونات وله شحنة موجبة. أمّا الأيون السالب (الأنيون) فينتُج عند كسب الإلكترونات وله شحنة سالبة.

109. **لاحظ ثم اســتنتج** حدّد الأخطاء في الأسماء الكيميائية والصيــغ الكيميائية غير الصحيحــة، وصمّم مخططًا توضيحيًّا لمنع حدوث مثل هذه الأخطاء:

a. أسيتات النحاس

الفلز إمّا نحاس I أو نحاس II.

b. أكسيد الصوديوم الثنائي

لا تُستخدَم المقاطع الأولية في المركّبات الأيونية.

c. Pb_2O_5

للرصاص Pb حالة التأكسد 2+، وحالة التأكسد 4+ .

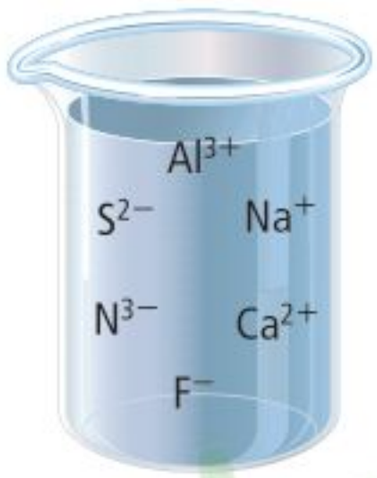
ولا يمكن أن يكون له حالة التأكسد 5+.

d. Mg_2O_2

وحدة الصيغة ليست أبسط نسبة.

e. Al_2SO_{43}

إذا احتاج الأيون المتعدِّد الذرات إلى رقم سفلي وجب استعمال الأقواس



الشكل 16–4

110. **طبِّق** تفحّــص الأيونات في **الشــكل 16–4**، وحدّد مركبين يمكن أن يتكونا من الأيونات الموجودة، واشرح كيف يحدث ذلك ؟

المركّبات الممكن تكوُّنها هي:

$CaF_2, Ca_3N_2, CaS, NaF, Na_3N, Na_2S, AlF_3, AlN, Al_2S_3$

يجب أن يشرح الطلاب كيفية انتقال الإلكترونات من الذرات لتكوين الأيونات الموجبة، وكذلك الإلكترونات التي تكتسبها الذرات لتكوين الأيونات السالبة. كما أن عليهم أيضًا مناقشة التجاذب بين الأيونات الموجبة والسالبة لتكوين مركّب متعادل الشحنة.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

4 تقويم الفصل

111. طبِّق البراسِيُوديميوم Pr من فلزات اللانثانيدات التي تتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك وتكوّن كلوريد البراسيوديميوم III. كما يتفاعل مع حمض النيتريك ليكون نترات البراسيوديميوم III. إذا علمت أن التوزيع الإلكتروني لعنصر البراسيوديميوم هو $[Xe]\,4f^3 6s^2$،

a. فتفحّص التوزيع الإلكتروني، واشرح كيف يُكوِّن البراسِيُوديميوم الأيون 3+؟

يجب أن يفقد البراسِيُوديميوم الإلكترونات الخارجية $6s^2$، وواحدًا من إلكترونات 4f ليُكوِّن أيونًا شحنته 3+.

b. واكتب الصيغ الكيميائية لكلا المركّبين الذين يكوِّنهما عنصر البراسِيُوديميوم.

المركّبان المتكوِّنان هما: $PrCl_3$، و$Pr(NO_3)_3$.

112. كوِّن فرضية تفحّص موقع البوتاسيوم والكالسيوم في الجدول الدوري، وصغ فرضية تشرح فيها لماذا تكون درجة انصهار الكالسيوم أعلى كثيرًا من درجة انصهار البوتاسيوم؟

للكالسيوم إلكترونان قابلان للحركة، أمّا البوتاسيوم فله إلكترون واحد حرُّ الحركة؛ لذا للكالسيوم درجة انصهار أعلى.

113. قوِّم اشرح لماذا يعد اصطلاح الإلكترونات الحرة مناسبًا لوصف إلكترونات الرابطة الفلزية؟

لأن الإلكترونات حرّة الحركة، وهي ليست مرتبطة مع أيِّ ذرة على التحديد.

114. طبِّق تحتوي الذرات غير المشحونة على إلكترونات تكافؤ. اشرح لماذا لا تكون بعض العناصر ومنها اليود والكبريت روابط فلزية؟

لأنها تكسب إلكترونات؛ لذا فإن إلكتروناتها غير حرّة الحركة.

115. حلّل اشرح لماذا تكون قيمة طاقة الشبكة البلورية ذات مقدار سالب؟

لأن طاقة الشبكة البلورية هي الطاقة التي تَنتُج عند تكوين الروابط الأيونية. ولذلك، فإن طاقة النواتج أقلّ من طاقة المتفاعلات؛ وبذلك تكون قيمة الطاقة ذات مقدار سالب.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

تقويم الفصل 4

مسألة تحفيز

116. المركبات الأيونية يعد الكريسوبيرل من المعادن الشفافة أو شبه الشفافة، ويكون في بعض الأحيان متلألئ اللون ، ويتكون من أكسيد الألومنيوم والبريليوم $BeAl_2O_4$. حدد أعداد التأكسد لكل أيون في هذا المركب، واشرح طريقة تكوّنه.

Be عنصر من المجموعة 2 يُكوِّن أيونًا شحنته 2+.

Al عنصر من المجموعة 13 يُكوِّن أيونًا شحنته 3+.

O عنصر من المجموعة 16 يُكوِّن أيونًا شحنته 2−.

هناك إلكترونان فُقدا من ذرة بريليوم واحدة، وستة إلكترونات فُقدِت من ذرتي ألومنيوم. 4 ذرات أكسجين اكتسبت 8 إلكترونات، إلكترونان لكلّ ذرة أكسجين. الأيونات الموجبة تتجاذب مع الأيونات السالبة لتكوِّن مركّبًا متعادل الشحنة.

مراجعة تراكمية

117. أي العنصرين له طاقة تأين أكبر: الكلور أم الكربون؟

الكلور.

118. قارن بين طريقة تكون أيونات الفلزات وأيونات اللافلزات، واشرح سبب هذا الاختلاف.

تفقد الفلزات الإلكترونات لتكوين الأيونات الموجبة، أمّا اللافلزات فتكسب الإلكترونات لتكوين الأيونات السالبة، وكلتاهما تُكوِّن الأيونات للوصول إلى حالة الاستقرار.

119. ما العناصر الانتقالية؟

عناصر الفئة d من الجدول الدوري.

120. اكتب اسم العنصر الذي تنطبق عليه الخواص الآتية ورمزه:

a. هالوجين له ثاني أقلّ كتلة. **الكلور، Cl.**

b. شبه فلز له أقلّ رقم دورة. **البورون، B.**

c. العنصر الوحيد في المجموعة 16 الموجود في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة. **الأكسجين، O.**

d. الغاز النبيل الذي له أكبر كتلة. **الرادون، Rn.**

e. لافلز في المجموعة 15 صُلب عند درجة حرارة الغرفة. **الفوسفور، P.**

موقع واجباتي

تقويم الفصل 4

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

121. الجذور الحـــرة يعتقد الكثير من الباحثـــين أن الجذور الحرة هي المسؤولة عن الشـــيخوخة ومرض السرطان. ابحث في موضوع الجذور الحـــرة وتأثيراتها، والإجراءات التي يمكن اتخاذها لمنعها.

ستتنوّع الإجابات، ولكن على الطلاب مناقشة أثر الأكسدة والاختزال (كسب الإلكترونات أو فقدها) في تكوين الجذور الحرّة (Free radicals) مثل مضادات الأكسدة، و فيتامين E،وفيتامين C.

122. نمو البلورات يمكن تحضير بلورات المركبات الأيونية وزيادة حجمهـــا في المختبر. ابحث في طريقة نمـــو هذه البلورات، وصمّم تجربة لعمل ذلك في المختبر.

ستتنوّع الإجابات، ولكن على الطلاب التحدث عن استخدام المحاليل فوق المشبعة، وأن تبخر الماء منها يسمح للبلورات أن تنمو بحجم أكبر مع الزمن.

أسئلة المستندات

المحيطات قام العلـــماء في جزء من التحاليل الخاصة بالمحيطات، بتلخيص البيانات المتعلقة بالأيونات كما في **الجدول 16–4**.

الجدول 16-4 الأيونات الاثنا عشر الأكثر شيوعًا في البحار

الأيون	التركيز (mg/dm^3)	النسبة المئوية بالكتلة (من إجمالي المواد الصلبة المذابة) %
Cl^-	19,000	55.04
Na^+	10,500	30.42
SO_4^{2-}	2655	7.69
Mg^{2+}	1350	3.91
Ca^{2+}	400	1.16
K^+	380	1.10
CO_3^{2-}	140	0.41
Br^-	65	0.19
BO_3^{3-}	20	0.06
SiO_3^{2-}	8	0.02
Sr^{2+}	8	0.02
F^-	1	0.003

123. بيّن الأيونات الموجبة والسالبة الواردة في الجدول أعلاه.

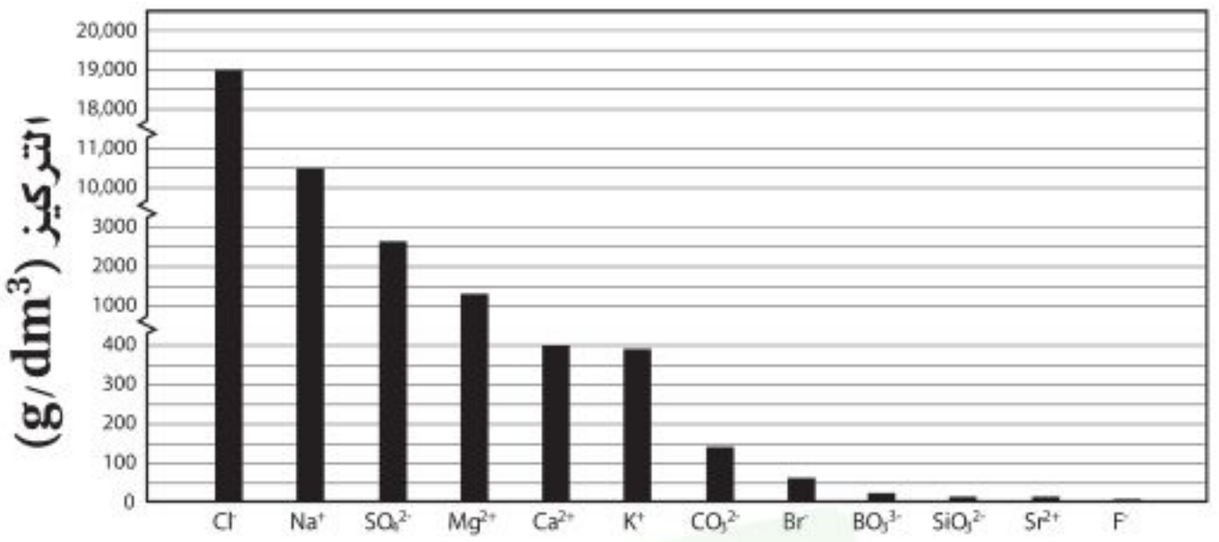
الأنيونات (الأيونات السالبة) : كلوريد Cl^-، كبريتات SO_3^{2-}، كربونات CO_3^{2-}، بروميد Br^-، بورات BO_3^{3-}، سليكات SiO_3^{2-}، فلوريد F^-.

الكاتيونات (الأيونات الموجبة) : الصوديوم Na^+، الماغنسيوم Mg^{2+}، الإسترانشيوم Sr^{2+}، الكالسيوم Ca^{2+}، البوتاسيوم K^+.

موقع واجباتي

124. مثّل بيانيًّا بالأعمدة تركيــز كل أيون، مبينًا صعوبات القيام بهذا العمل.

تركيز الأيونات الشائعة في ماء البحر



يجب أن تستند مخططات الأعمدة إلى نتائج البيانات في الجدول 16–3. هناك صعوبة في رسم المنحنى البيانيّ بسبب الفروق الكبيرة في النتائج، فبعض النتائج صغيرة جدًّا، وبعضها الآخر كبير جدًّا.

125. لا يعد كلوريد الصوديوم المركب الوحيد الذي يتم الحصول عليه من مياه البحار. تعرّف أربعة مركبات أخرى للصوديوم يمكن الحصول عليها من ماء البحر، ثم اكتب اسم كل منها وصيغته.

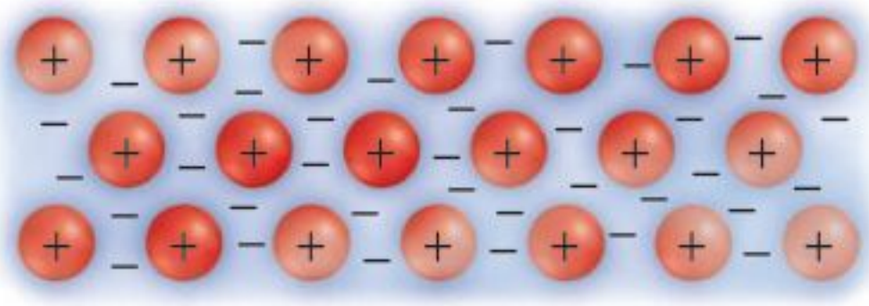
على الطلاب تعرُّف أربعة من المركّبات الآتية: كلوريد الصوديوم $NaCl$، كبريتات الصوديوم Na_2SO_4، كربونات الصوديوم Na_2CO_3، بروميد الصوديوم $NaBr$، بورات الصوديوم Na_3BO_3، سليكات الصوديوم Na_2SiO_3، فلوريد الصوديوم NaF.

موقع واجباتي

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

استعن بالشكل الآتي للإجابة عن السؤال 1



1. أي الأوصاف الآتية ينطبق على النموذج الذي يظهر في الشكل أعلاه؟

a. الفلزات مواد لامعة وقادرة على عكس الضوء.

b. الفلزات جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء.

c. المركبات الأيونية قابلة للطرق.

d. المركبات الأيونية جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء.

2. العبارة التي لا تنطبق على أيون Sc^{3+} هي أنه:

a. له توزيع إلكتروني يشبه التوزيع الإلكتروني للأرجون Ar.

b. عبارة عن أيون عنصر الإسكانديوم بثلاث شحنات موجبة.

c. يعد عنصرًا مختلفا عن ذرة Sc المتعادلة.

d. تم تكوينه بإزالة إلكترونات التكافؤ من Sc.

3. أي الأملاح الآتية تحتاج إلى أكبر مقدار من الطاقة لكسر الروابط الأيونية فيها؟

a. $BaCl_2$ c. NaBr

b. LiF d. Kl

4. تتعلق جميع خواص كلوريد الصوديوم NaCl الآتية بقوة روابطه الأيونية ما عدا:

a. صلابة البلورة.

b. ارتفاع درجة الغليان.

c. ارتفاع درجة الانصهار.

d. انخفاض القابلية للذوبان.

5. ما الصيغة الكيميائية الصحيحة لمركب كبريتات الكروم III؟

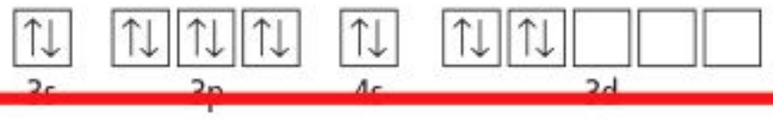
a. Cr_3SO_4

b. $Cr_2(SO_4)_3$

c. $Cr_3(SO_4)_2$

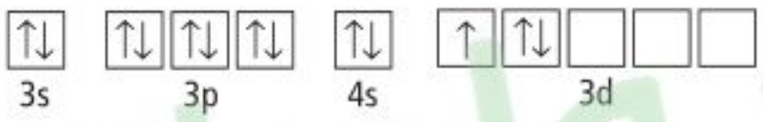
d. $Cr(SO_4)_3$

6. أي رسوم مربعات المستويات لعنصر الفناديوم في الشكل أدناه يعد صحيحًا؟

a.


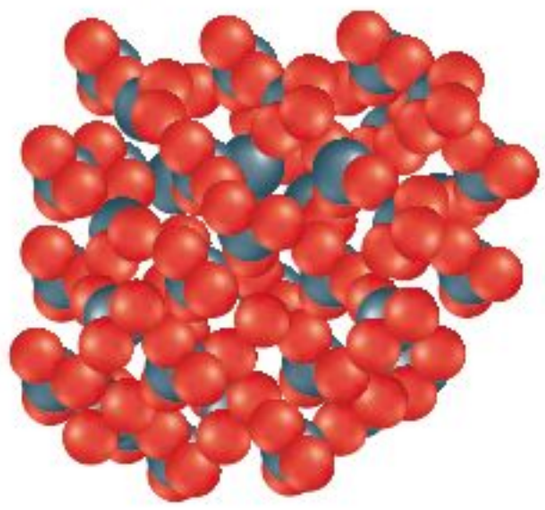
b.

c.

d.


أسئلة الإجابات القصيرة

استعن بالشكل أدناه للإجابة عن السؤال 7.



7. أيّ حالات المادة يمثّلها هذا الشكل؟

a. الصلبة؛ لأن الدقائق متراصة جدًّا.

b. السائلة؛ لأن الدقائق تستطيع الحركة بسهولة وحرية.

c. الصلبة؛ لأن للنموذج شكلاً ثابتًا محددًا.

d. السائلة؛ لأن الدقائق تتحرك بعضها فوق بعض.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

اختبار مقنن

استعن بقائمة العناصر أدناه للإجابة عن الأسئلة 8 – 12.

a. صوديوم

b. كروم

c. بورون

d. أرجون

e. كلور

8. ما العنصر الذي ينتهي مداره الأخير بالمستوى الثانوي s؟

a

9. أي هذه العناصر له سبعة إلكترونات تكافؤ؟

e

10. أيها يعد عنصرًا انتقاليًّا؟

b

11. أي العناصر له التركيب الإلكتروني الآتي:
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$؟

e

12. أيها غاز نبيل؟

d

أسئلة الإجابات المفتوحة

13. ما العلاقة بين التغير في نصف قطر الذرة والتغير في البناء الذري عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الجدول الدوري؟

يقلّ نصف القطر الذري عمومًا عند التدرّج في الدورة الواحدة؛ بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة التي تعمل على جذب إلكترون المستوى الأخير، ويزداد نصف القطر الذري في المجموعة الواحدة بسبب تكوّن مدار جديد حول النواة. زيادة الشحنة الموجبة في النواة غير كافية للتغلب على هذا التأثير.

استعن بالرسوم أدناه للإجابة عن السؤال 14.

14. ما العلاقة بين التغير في نصف قطر الأيون والتغيرات التي تحدث عند تكوّن الأيون من ذرته المتعادلة عبر الجدول الدوري؟

يتكوّن الأيون الموجب عندما تفقد الذرة المتعادلة إلكترونات التكافؤ للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المستقر المشابه للغاز النبيل. نصف قطر الأيون أصغر من نصف قطر الذرة المتعادلة؛ لأن جميع إلكترونات التكافؤ قد فُقدت.

موقع واجباتي