شكراً لتحميلك هذا الملف من موقع المناهج البحرينية

شرح درس المركبات الأيونية والفلزات الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

تاريخ نشر الملف على موقع المناهج: 2023-11-22 16:27:57

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني الثانوي

روابط مواد الصف الثاني الثانوي على تلغرام

التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني الثانوي والمادة كيمياء في الفصل الثاني

1	شرح درس تركيز المحاليل الجزء الثاني مقرر كيم 214
2	شرح درس حساب التغيير في المحتوى الحراري مقرر كيم 214-كيم 216
3	شرح درس قوى التجاذب بين الجزيئية مقرر كيم 214
4	شرح درس الغازات مقرر كيم 214
5	شرح درس المعادلات الكيميائية الحرارية 2 مقرر كيم 214, 216

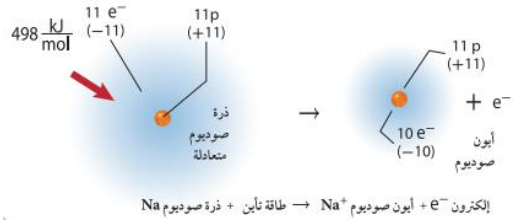
المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني الثانوي والمادة كيمياء في الفصل الثاني

الفصل 3 : المركبات الأيونية والفلزات

3-1: الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

تكوين الأيون الموجب:

الكاتيون (الأيون الموجب) : يتكون عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحد أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل.



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	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- رغم حصول ذرة الصوديوم على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون، إلا أنها لم تتحول إلى ذرة نيون ، بل تحولت إلى أيون أحادي الشحنة الموجبة
- عدد البروتونات (11) الذي يحدد ذرة الصوديوم مازال ثابتاً داخل النواة، ولم يتغير.

أيونات الفلزات:

- فلزات المجموعتين الأولى والثانية أكثر الفلزات نشاطاً في الجدول الدوري.

علل: ذرات الفلزات نشيطة كيميائياً .

لأنها تفقد إلكترونات تكافؤها بسهولة.

الجدول 3-1 أيونات المجموعات 1 و 2 و 13

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

أيونات الفلزات الانتقالية:

- مستوى الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو ns^2.
- عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، تقوم ذرات كل عنصر بإضافة إلكترون إلى أحد الأفلاك الفرعية d .
- عادة ما تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونين من إلكترونات التكافؤ، لتكون أيونات موجبة ثنائية الشحنة 2+.
- من الممكن أيضا فقدان إلكترونات من الفلك d ، لذا تكون الفلزات الانتقالية أيونات موجبة ثلاثية الشحنة 3+ أو أكثر حسب عدد إلكترونات الفلك d .
- من الصعب التنبؤ بعدد الإلكترونات التي يمكن فقدانها ، مثال: يكوّن الحديد أيونات Fe^{2+} وأيونات Fe^{3+} .
- ولكن من المؤكد أن هذه الفلزات تكوّن أيونات موجبة ثنائية أو ثلاثية الشحنة.

التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل:

- تفقد ذرات عناصر المجموعات 11-14 إلكترونات لتكوّن مستوى طاقة خارجياً ذا أفلاك فرعية مملوءة هي s,p,d .

مثال : التوزيع الإلكترون لذرة الخارصين $_{30}Zn$ هو : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$.

عند تكوين الأيون تفقد ذرة الخارصين إلكترونين من المستوى الفرعي 4S وينتج عنه التوزيع الإلكتروني المستقر :$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

تكوين الأيون السالب:

- تميل عناصر اللافلزات الموجودة يمين الجدول الدوري إلى اكتساب إلكترونات بسهولة لتحصل على توزيع إلكتروني خارجي مستقر.

الأنيون: الأيون السالب ، يتكون عند اكتساب الذرة إلكتروناً أو أكثر .

- لتسمية الأيونات السالبة يضاف المقطع (يد) إلى نهاية اسم العنصر ، فتصبح ذرة الكلور أيون كلوريد.

مثال:

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

- تفقد أو تكتسب بعض ذرات عناصر اللافلزات أعداداً من الإلكترونات للوصول إلى حالة الثمانية.

مثال: ذرة الفسفور تستطيع أن تكتسب 3 إلكترونات أو تخسر 5 إلكترونات.

- في الغالب ذرات عناصر المجموعة 15 تكتسب 3 إلكترونات. ، وتكتسب ذرات عناصر المجموعة 17 إلكتروناً واحداً.

الجدول 2-3 أيونات المجموعات من 15إلى 17

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

تكوين الروابط الأيونية :

الرابطة الأيونية: القوة الكهروستاتيكية التي تمسك الجسيمات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية .

المركبات الأيونية: المركبات التي تحتوي على روابط أيونية.

- تتكون الرابطة الأيونية بين فلز (ذرة تفقد إلكترونات) وذرة لا فلز (تكتسب إلكترونات).

عدد التأكسد (حالة الأكسدة): شحنة الأيون أحادي الذرة.

- عدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني = عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرة لتكوين الأيون .
- لمعظم الفلزات الانتقالية ، وفلزات المجموعتين 13-14، أكثر من عدد تأكسد محتمل .

علل: تكون المركبات الأيونية متعادلة كهربائياً (لا تحمل شحنة كهربائية).

الشحنة الكلية في وحدة الصيغة الكيميائية =0 ، لأنها تمثل الوحدة بكاملها ، فعند جمع حاصل ضرب عدد تأكسد الأيونات في عدد الأيونات يجب أن يكون الناتج 0.

**** تكوين الرابطة الأيونية ****

يجب التوزيع الإلكتروني ومعرفة عدد إلكترونات التكافؤ ومن ثم معرفة الذرة التي تفقد والذرة التي تكتسب،

مثال: وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية مستخدما التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

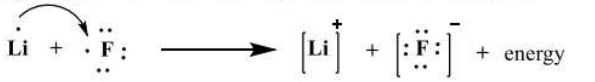
1. $_3Li$ و $_9F$

✓ نقوم أولا بالتوزيع الإلكتروني ونحدد عدد إلكترونات التكافؤ ثم نقوم بتمثيل لويس للعناصر كما يلي:

$$_3Li : 1S^2 \underline{2S^1}$$

$$_9F : 1S^2 \underline{2S^2 2P^5}$$

✓ نلاحظ ان الليثيوم يفقد إلكترون والفلور يحتاج لإلكترون فتكون الصيغة للمركب الأيوني الناتج LiF

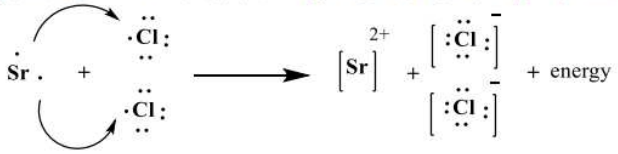


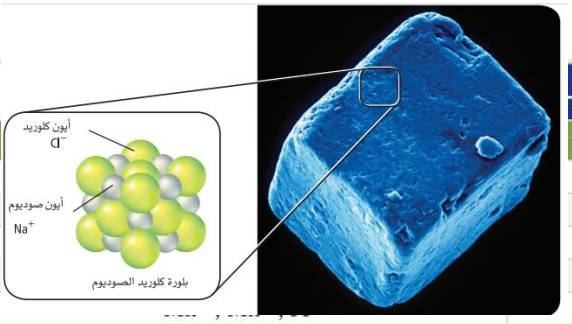
2. $_{38}Sr$ و $_{17}Cl$:

$$_{38}Sr : [_{36}Kr] \underline{5S^2}$$

$$_{17}Cl : [_{10}Ne] \underline{3S^2 3P^5}$$

✓ نلاحظ أن الاسترانشيوم يفقد إلكترونين والكلور يحتاج لاكتساب إلكترون ولذلك الصيغة للمركب الأيوني تكون $SrCl_2$





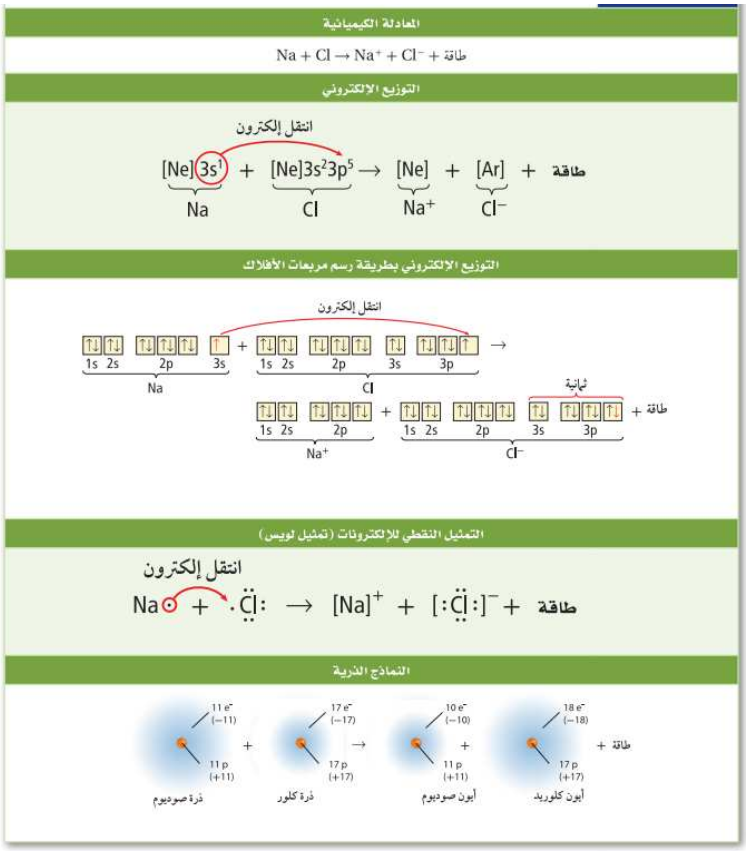
الجدول 3-

المجموعة
3
4
5
6
7
Fe^{2+}, Fe^{3+}	8
Co^{2+}, Co^{3+}	9
Ni^{2+}, Pd^{2+}, Pt^{2+}, Pt^{4+}	10
Cu^{+}, Cu^{2+}, Ag^{+}, Au^{+}, Au^{3+}	11
Zn^{2+}, Cd^{2+}, Hg^{2+}	12
Al^{3+}, Ga^{2+}, Ga^{3+}, In^{+}, In^{2+}, In^{3+}, Tl^{+}, Tl^{3+}	13
Sn^{2+}, Sn^{4+}, Pb^{2+}, Pb^{4+}	14

الجدول 4-3 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

طرق مختلفة لتمثيل تكوين المركب الأيوني كلوريد الصوديوم:



خواص المركبات الأيونية:

- على الرغم من أن احجام الأيونات غير متساوية إلا أن كل أيون صوديوم محاط بستة أيونات كلوريد ، وكل أيون كلوريد محاط بستة أيونات صوديوم.
- نسبة 1:1 من أيونات الصوديوم والكلوريد تكوّن بلورة مرتبة مكعبة الشكل.
- تتكون البلورة نتيجة لقوة الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.

البلورة: ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد للجسيمات.

- يحاط الأيون الموجب بالأيونات السالبة في البلورة، كما يحاط الأيون السالب بالأيونات الموجبة فيها.
-

علل: تختلف البلورات الأيونية في شكلها .

بسبب حجم الأيونات وأعداد الأيونات المترابطة.

أساس تصنيف المعادن:

1- اللون. 2- الشكل. 3- الصلابة. 4- الخواص الكيميائية.

5- الخواص المغناطيسية. 6- الخواص الكهربائية. 7- أنواع الأيونات السالبة فيها المتوافرة فيها.

مثال:

- تكون السيليكات ثلث المعادن المعروفة ، وهي تلك المعادن التي تحتوي على أيونات السيليكات السالبة الناتجة عن اتحاد السيلكون مع الأكسجين.
- تحتوي الهاليدات على أيون الفلوريد والكلوريد ، والبروميد، واليوديد.
- تحتوي أنواع أخرى من المعادن على أيونات البورون السالبة المعروفة باسم البورات وأيونات الكربون والآكسجين، ويطلق عليها اسم الكربونات.

الخواص الفيزيائية:

- تعتمد كلاً من درجة الغليان، الانصهار ، والصلابة على مدى قوة جذب الجسيمات المكونة للمادة بعضها البعض.
- تعتمد المقدرة على التوصيل الكهربائي على توافر جسيمات مشحونة حرة الحركة ، فالأيونات جسيمات مشحونة فإذا كانت حرة الحركة فإنها تجعل المركب الكيميائي يوصل الكهرباء .

الجدول 6-3 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	6300

علل: لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء.

لأن الأيونات تكون مقيدة الحركة في حالة المادة الصلبة بسبب قوى الجذب الكبيرة.

علل: تكون المركبات الأيونية جيدة التوصيل الكهربائي عندما تكون في صورة محلول أو سائل.

حيث تصبح الأيونات التي كانت مقيدة في أماكنها قادرة الآن على الحركة بحرية.

الإلكتروليت: المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي.

الشكل 6-3 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 في الشكل.

علل: المركبات الأيونية لها درجة انصهار وغليان مرتفعة .

لأن الروابط الأيونية قوية نسبياً ، لذا تحتاج البلورات الأيونية إلى كم هائل من الطاقة لتفكيكها.

علل: يمتاز الكثير من البلورات -ومنها الأحجار الكريمة- بألوانها الزاهية.

بسبب وجود بعض الفلزات الانتقالية داخل الشبكة البلورية.

علل: تمتاز البلورات الأيونية بالقوة والصلابة والهشاشة.

بسبب قوة التجاذب التي تحافظ على الأيونات في مكانها.

علل: عندما تؤثر قوة خارجية في الأيونات التي تشتمل عليها البلورة ، وتكون هذه القوة قادرة على التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات، فإن البلورة تتفتت إلى أجزاء صغيرة .

لأن القوة الخارجية تحرّك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض ؛ مما يجعل قوة التنافر تفتت البلورة إلى أجزاء صغيرة.

الطاقة والروابط الأيونية:

- تمتص الطاقة أو تنطلق أثناء التفاعل الكيميائي.

التفاعل الماصّ للحرارة : إذا امتصت الطاقة في أثناء التفاعل.

التفاعل الطارد للحرارة : إذا انطلقت الطاقة في أثناء التفاعل.

علل: تكوُّن المركبات الأيونية يوصف دائماً بأنه طارد للحرارة.

فعندما تتجاذب الأيونات الموجبة والسالبة في المركبات الأيونية يتقارب بعضها من بعض لتكوّن نظاماً أكثر استقراراً ، طاقته أقل من طاقة الأيونات المنفردة ، وينطلق الفائض من الطاقة في صورة طاقة حرارية .

- كلما صغر مقدار الطاقة كان المركب أكثر استقراراً.
- إذا امتُصَّ مقدار الطاقة نفسه الذي تم انطلاقه خلال تكوّن الرابطة تنكسر الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والسالبة.
- الأيونات تترتب في المركب الأيوني في صورة بلورة.

طاقة البلورة : الطاقة التي تلزم لفصل أيونات 1mol من المركب الأيوني .

- تشير إلى قوة تجاذب الأيونات التي تعمل على تثبيتها في أماكنها ، حيث تزداد طاقة البلورة بزيادة قوة التجاذب.

الجدول 7-3 الطاقة البلورية لبعض المركبات الأيونية

المركب	طاقة البلورة kJ/mol	المركب	طاقة البلورة 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