

أوراق عمل الكيمياء الصف الثاني الثانوي

الفصل الدراسي الأول

للعام ١٤٢٦ / ١٤٢٧ هـ

الفصل الثالث

المركبات الأيونية والفلزات

اعداد المعلم / أحمد بن علي النجمي

الفصل الثالث	المركبات الأيونية والفلزات	الصف 2ث
	تكون الأيون 3.1	المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس	الرابطة الكيميائية و تكون الأيون الموجب	Positive Ion Formation
-------------------	---	------------------------

اسم الطالب	الدرجة	10
------------	--------	----

الزمن : 10 دقائق	أجب عن جميع الأسئلة التالية :	1
------------------	-------------------------------	---

الرابطه الكيميائية

على ماذا تحتوي الذرة	تحتوي الذرة على : 1- الكترولونات 2- النواة وتتضمن بروتونات
حلل	الشحنة تحيط بالنواة . الذرة متعادلة الشحنة ؟ لأن عدد الالكترولونات السالبة فيها لعدد البروتونات الموجبة.
علاقة الطاقة بالاستقرار	تميل جميع الذرات إلى الوصول لحالة من الاستقرار بحيث تكون طاقتها ما يمكن.
تحقيق حالة الاستقرار	وذلك بامتلاك مستوى طاقة أخير ممتلئ بالالكترولونات أي (ثمانية الكترولونات) . ويمكن ان يحدث ذلك من خلال الرابطة الكيميائية.
الرابطه الكيميائية	هي عبارة عن قوة تنشأ بين أو أكثر من خلال الذرة للإلكترولونات أو اكتسابها أو فيها بالاشترار مع ذرة أو ذرات أخرى.

تكون الأيون الموجب

تكوين	تكوينه	يتكون الأيون الموجب عندما الذرة إلكترون تكافؤ واحدا أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل.
الأيون	تسميته	يسمى الأيون الموجب بـ
الموجب	الذرة المتعادلة	الذرة المتعادلة تحوي أعدادا متساوية من (+) و (-) .
	النتيجة	الأيون الموجب يحوي عدد من الإلكترولونات من عدد البروتونات.
	نوع الطاقة	يحتاج تكوين الأيون الموجب إلى طاقة تمتص في المواد المتفاعلة.
	مثال	تكون أيون الصوديوم $_{11}\text{Na}^+$
		التوزيع الإلكتروني لفلز الصوديوم $_{11}\text{Na}$ هو أو $[\text{Ne}]$ وأما التوزيع الإلكتروني لأيون الصوديوم $_{11}\text{Na}^+$ فهو $[\text{Ne}]$ أي له نفس توزيع الغاز النبيل $[\text{Ne}]$.
		يتكون أيون الصوديوم الموجب عندما ذرة الصوديوم المتعادلة إلكترون تكافؤ واحد من المستوى الفرعي $3s^1$. تحصل ذرة الصوديوم على التوزيع الإلكتروني المستقر المشابه للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون. ذرة الصوديوم لم تتحول إلى ذرة نيون بل تحولت إلى أيون الصوديوم أحادي الشحنة الموجبة المشابه لتركيب النيون والدليل عدد البروتونات (11) .

أيونات الفلزات

أيونات	تعليل	إن ذرات الفلزات نشطة كيميائيا (علل) لأنها إلكترونات تكافؤها
الفلزات	أكثر الفلزات نشاطا	أكثر الفلزات نشاطا في الجدول المجموعتين و
	مقدار الأيون الموجب	فلزات المجموعة الأولى (1) تكون أيون موجب مقداره مثل وفلزات المجموعة الثانية (2) تكون أيونا موجب مقداره مثل كما تكون بعض ذرات عناصر المجموعة 13 أيونات موجبة أيضا مقدارها مثل
	الجدول 3.1	لاحظ ص 85

الأهداف : 1. تعرف الرابطة الكيميائية

2. تصف تكون الأيونات الموجبة والسالبة.

3. تربط بين تكون الأيون وتوزيعه الإلكتروني.

أيونات الفلزات الانتقالية.

أيونات الفلزات	مستوى الطاقة	إن مستوى الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو ns^2 وعند الانتقال من اليسار إلى اليمين تقوم ذرة كل عنصر بإضافة إلكترون إلى المجال الثاني d.
الانتقالية	عملية الفقد	تفقد الفلزات الانتقالية عادة إلكترونين من إلكترونات التكافؤ من المستوى S لتكون أيونات موجبة ثنائية الشحنة $+2$. ثم من المجال d لتكون أيونات موجبة ثلاثية الشحنة $+3$. أو تفقد أكثر حسب عدد إلكترونات المستوى d. على الرغم من أن توزيع الإلكترونات الثماني هو التوزيع الإلكتروني للذرة المستقرة إلا أنه يوجد توزيعات أخرى للإلكترونات تزودها ببعض الاستقرار.
	فمثلا	تفقد ذرات عناصر المجموعات (11-14) إلكترونات لتكون مستوى طاقة خارجيا ذا مستويات ثانوية مملوءة بالإلكترونات هي S, P, d.
	مثلا	التوزيع الإلكتروني لذرة الخارصين : $[_{30}Zn] 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10}$ التوزيع الإلكتروني لأيون ذرة الخارصين : $[_{30}Zn^{2+}] 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^{10}$

تدريبات:

1- اكتب التوزيع الإلكتروني لفلز الحديد $_{26}Fe$ وأيون الحديد $_{26}Fe^{++}$ وأيون الحديد $_{26}Fe^{+++}$.

$_{26}Fe$	
$_{26}Fe^{++}$	
$_{26}Fe^{+++}$	

2- اكتب التوزيع الإلكتروني لفلز السكنديوم $_{21}Sc$ وأيون السكنديوم $_{21}Sc^{+++}$.

$_{21}Sc$	
$_{21}Sc^{+++}$	

الفصل الثالث	المركبات الأيونية والفلزات	الصف	2ث
	تكون الأيون 3.1	المادة	كيمياء

تقويم ختامي للدرس	تكون الأيون السالب	Negative Ion Formation
-------------------	--------------------	------------------------

اسم الطالب	الدرجة	10
------------	--------	----

الزمن : 10 دقائق	3	أجب عن جميع الأسئلة التالية :
------------------	---	-------------------------------

تكون الأيون السالب.

تكون	ملاحظة	تميل عناصر اللافلزات الموجودة يمين الجدول الدوري إلى إلكترون بسهولة لتحصل على توزيع إلكتروني خارجي مستقر.
الأيون	تكوينه	يتكون الأيون السالب عندما الذرة إلكترون تكافؤ واحدا أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل.
السالب	تسمية الأيون	يسمى الأيون السالب بـ
	طريقة التسمية	عند تسمية الأيونات السالبة يضاف المقطع (يد) إلى نهاية اسم العنصر فتصبح ذرة الكلور أيون كلوريد وذرة النتروجين أيون
	النتيجة	الأيون السالب يحوي عدد من الإلكترونات من عدد البروتونات.
		يصاحب عملية تكوين الأيون السالب انبعاث طاقة تنبعث في المواد الناتجة.
	مثال	تكون أيون الكلور
		التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور ^{17}Cl هو أو [Ne]
		وأما التوزيع الإلكتروني لأيون الكلور $^{17}\text{Cl}^-$ فهو [$^{17}\text{Cl}^-$] .
		أو نفس توزيع الغاز النبيل المقابل [Ar] 18
		يتكون أيون الكلور السالب عندما ذرة الكلور المتعادلة إلكترون تكافؤ واحد في المستوى الفرعي $3s^2 3p^5$. تحصل ذرة الكلور على التوزيع الإلكتروني المستقر المشابه للتوزيع الإلكتروني المقابل لذرة الأرجون. في أثناء تكون أيون الكلور يد السالب تكتسب ذرة الكلور المتعادلة إلكترونًا وينتج عن هذه العملية انبعاث طاقة .

أيونات اللافلزات.

أيونات	ملاحظة	تكتسب بعض ذرات اللافلزات عددا من الإلكترونات وعند إضافتها إلى الكتلونات تكافؤها تصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرارا.		
اللافلزات		فمثلا		
نوع الذرة	الكتلونات التكافؤ	عدد الإلكترونات المكتسبة للوصول إلى التوزيع الثماني	نوع الأيون	قيمة الشحنة
الفسفور	خمسة الكتلونات		أيون الفوسفيد	-3
الأكسجين	ستة الكتلونات		أيون أكسيد	
الفلور	سبعة الكتلونات		أيون الفلورايد	
عناصر المجموعة		15	16	17
عدد الإلكترونات المكتسبة				

نمرييات:

1- اكتب التوزيع الإلكتروني للفلور ^{9}F وأيون الفلور $^{9}\text{F}^-$.

^{9}F	
$^{9}\text{F}^-$	

4- اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الذرات الآتية ثم توقع التغيير الذي ينبغي حدوثه لتصل كل ذرة إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

a - النيتروجين N .	b - الكبريت S .	c - الباريوم Ba .	d - الليثيوم Li .
N			
S			
Ba			
Li			

الفصل الثالث	المركبات الأيونية والفلزات	الصف 2ث
	الروابط الأيونية والمركبات الأيونية 3.2	كيمياء

تقويم ختامي للدرس	تكوين الروابط الأيونية	Formation Of Ionic Bonds
-------------------	------------------------	--------------------------

اسم الطالب	الدرجة	10
------------	--------	----

الزمن : 10 دقائق	أجب عن جميع الأسئلة التالية :	4
------------------	-------------------------------	---

تكوين الروابط الأيونية

هي الكهروستاتيكية التي تجذب ذات الشحنات في المركبات الأيونية.		
أو هي الرابطة التي تنتج عندما يتحد مع لا فلز.		
تسمى المركبات التي تحتوي على روابط أيونية المركبات	مركباتها	الرابطة الأيونية
1- إجراء عملية توزيع الكتروني لمعرفة مجالات التكافؤ لكل ذرة وتحديد أي الذرتين تفقد وأيها تكتسب. 2- تفقد إحدى الذرتين إلكترون أو أكثر للتحويل إلى أيون 3- تكتسب الذرة الأخرى إلكترون أو أكثر للتحويل إلى أيون 4- ثم نبادل بين أرقام أعداد الإلكترونات (الشحنات) المفقودة والمكتسبة بين الذرات. 5- يحدث تجاذب بين الأيون الموجب والأيون السالب يؤدي إلى ترابط الجسيمات وتكوين الرابطة الأيونية.	طريقة	طريقة
$A^{X+} + B^{Y-} \longrightarrow A_Y B_X$	طريقة مختصرة لتكوين الرابطة الأيونية	
تكوين الرابطة الأيونية في كلوريد الصوديوم NaCl :	مثال	
1- ذرة الصوديوم Na إلكترون للتحويل إلى أيون الصوديوم Na^+ . 2- الكلور Cl إلكترون للتحويل إلى أيون الكلور Cl^- . 3- يحدث تجاذب بين أيون الصوديوم Na^+ و أيون الكلور Cl^- ليتكون NaCl.		

المركبات الأيونية الثنائية :

تحتوي آلاف المركبات على روابط أيونية تسمى المركبات الأيونية وهي مركبات ثنائية.	ملاحظة	المركبات الأيونية
هي مركبات تتكون من مختلفين.	تكوينها	الثنائية
وتحتوي على أيون موجب وأيون سالب .	مثال	
1- أكسيد الماغنيسيوم 2- كلوريد الصوديوم		

الشحنات وتكوين المركبات الأيونية الثنائية :

يجب أن تكون عدد الإلكترونات المفقودة تساوي عدد إلكترونات المكتسبة ومجموع الشحنة النهائية في المركبات الأيونية تساوي صفر.	ملاحظة	الشحنات وتكوين المركبات الأيونية الثنائية
تكوين مركب فلوريد الكالسيوم CaF_2 .	مثال 1	
يتطلب تكوين فلوريد الكالسيوم فقدان الكالسيوم إلكترونين و اكتساب ذرة فلور إلكترون واحد . وبناء على ذلك نحتاج إلى ذرتين من الفلور لتكتسب إلكترونين تفقد من ذرة الكالسيوم لإنتاج مركب فلوريد الكالسيوم CaF_2 المتعادلة كهربائياً. ونتيجة ذلك أن الشحنة النهائية لمركب فلوريد الكالسيوم $CaF_2 =$ صفر $1Ca \text{ ion } \left(\frac{2+}{Ca \text{ ion}} \right) + 2 F \text{ ions } \left(\frac{1-}{F \text{ ion}} \right) = 1(2+) + 2(1-) = 0$		
تكوين مركب أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 .	مثال 2	
يتطلب تكوين أكسيد الألومنيوم فقدان الألومنيوم إلكترونات و اكتساب كل ذرة أكسجين وبناء على ذلك نحتاج إلى ثلاثة ذرات من الأكسجين لتكتسب 6 إلكترونات تفقد من ذرتي ألومنيوم لإنتاج مركب أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 المتعادلة كهربائياً. الشحنة النهائية لمركب أكسيد الألومنيوم $Al_2O_3 =$ صفر $2Al \text{ ion } \left(\frac{3+}{Al \text{ ion}} \right) + 3 O \text{ ions } \left(\frac{2-}{O \text{ ion}} \right) = 2(3+) + 3(2-) = 0$		

مسائل تدريجية : س1- وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية ؟

6 - الصوديوم والنتروجين

7 - الليثيوم والأكسجين

8 - الاسترانشيوم والفلور

الأهداف :
1. تصف تكوين الرابطة الأيونية وبناء المركبات الأيونية وقوة الرابطة الأيونية.

المركبات الأيونية والفلزات		الفصل الثالث																
الصف	المادة	الروابط الأيونية والمركبات الأيونية 2.3																
2ث	كيمياء	الروابط الأيونية والمركبات الأيونية 2.3																
Properties Of Ionic Compounds		تقويم ختامي للدرس																
الدرجة		اسم الطالب																
10																		
5	الزمن : 10 دقائق	أجب عن جميع الأسئلة التالية :																
<p>خواص المركبات الأيونية</p> <p>- تحدد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه . - ومن تلك الخصائص التي تحدد الروابط الأيونية تكون بناءات فيزيائية فريدة للمركبات الأيونية لا تشبه المركبات الأخرى . - يساهم البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية في تحديد خصائصها الفيزيائية التي استخدمت في استعمالات متعددة .</p>																		
<p>البناء الفيزيائي :</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>البناء الفيزيائي</th> <th>علم ماذا يحتوي</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>ويتحدد عدد الأيونات الموجبة والسالبة بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز إلى ذرات اللافلز.</td> <td>عدد الأيونات</td> </tr> <tr> <td>وتترتب هذه الأيونات بنمط متكرر يحفظ التوازن بين قوى التجاذب والتنافر بينها على شكل</td> <td>الشكل</td> </tr> <tr> <td>ومثال ذلك ترتيب الأيونات في بلورة كلوريد الصوديوم NaCl .</td> <td>مثال</td> </tr> <tr> <td>أ- تنظيم دقيق لشكل البلورة ب - المسافة بين الأيونات ثابتة ج - أحجام الأيونات غير متساوية د - تتكون كل بلورة من أيون صوديوم محاط بستة أيونات كلوريد وكذلك كل أيون كلوريد محاط بستة أيونات صوديوم وليس من أيون صوديوم و كلوريد فقط .</td> <td>مميزات بلورة NaCl</td> </tr> </tbody> </table>			البناء الفيزيائي	علم ماذا يحتوي	ويتحدد عدد الأيونات الموجبة والسالبة بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز إلى ذرات اللافلز.	عدد الأيونات	وتترتب هذه الأيونات بنمط متكرر يحفظ التوازن بين قوى التجاذب والتنافر بينها على شكل	الشكل	ومثال ذلك ترتيب الأيونات في بلورة كلوريد الصوديوم NaCl .	مثال	أ- تنظيم دقيق لشكل البلورة ب - المسافة بين الأيونات ثابتة ج - أحجام الأيونات غير متساوية د - تتكون كل بلورة من أيون صوديوم محاط بستة أيونات كلوريد وكذلك كل أيون كلوريد محاط بستة أيونات صوديوم وليس من أيون صوديوم و كلوريد فقط .	مميزات بلورة NaCl						
البناء الفيزيائي	علم ماذا يحتوي																	
ويتحدد عدد الأيونات الموجبة والسالبة بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز إلى ذرات اللافلز.	عدد الأيونات																	
وتترتب هذه الأيونات بنمط متكرر يحفظ التوازن بين قوى التجاذب والتنافر بينها على شكل	الشكل																	
ومثال ذلك ترتيب الأيونات في بلورة كلوريد الصوديوم NaCl .	مثال																	
أ- تنظيم دقيق لشكل البلورة ب - المسافة بين الأيونات ثابتة ج - أحجام الأيونات غير متساوية د - تتكون كل بلورة من أيون صوديوم محاط بستة أيونات كلوريد وكذلك كل أيون كلوريد محاط بستة أيونات صوديوم وليس من أيون صوديوم و كلوريد فقط .	مميزات بلورة NaCl																	
<p>الشبكة البلورية</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>الشبكة البلورية</th> <th>تكوينها</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>هي ترتيب للجسيمات ثلاثي يحاط فيها الأيون بالأيونات السالبة كما يحاط الأيون السالب بالأيونات</td> <td>تكوينها</td> </tr> <tr> <td>تختلف البلورات الأيونية في شكلها حسب : أ - ب -</td> <td>توزيعها</td> </tr> <tr> <td>من أمثلة بلورات المركبات الأيونية : أ - معدن الأراجونيت CaCO₃ ب - معدن الباريت BaSO₄ ج - معدن البيرل Be₃Al₂Si₆O₁₈</td> <td>اختلاف البلورات</td> </tr> <tr> <td>يمكن تصنيف المعادن والتعرف عليها من خلال : 1- لونها. 2- 3- وصلابتها. 4- وخواصها والمغناطيسية والكهربية. 5- أنواع الأيونات المتوافرة فيها.</td> <td>أمثلة البلورات</td> </tr> <tr> <td>تحتوي المركبات الأيونية (المعادن) على ذرات على هيئة أيونات سالبة بكميات محددة معروفة تصنف بها مثل 1- السليكات SiO₃²⁻ تكون ثلث المعدن 2- البورات BO₃³⁻ تكون ربع المعدن 3- الكربونات CO₃²⁻ تكون ثلث المعدن</td> <td>طريقة تصنيف المعادن</td> </tr> <tr> <td></td> <td>تصنيفها حسب الأيونات السالبة</td> </tr> </tbody> </table>			الشبكة البلورية	تكوينها	هي ترتيب للجسيمات ثلاثي يحاط فيها الأيون بالأيونات السالبة كما يحاط الأيون السالب بالأيونات	تكوينها	تختلف البلورات الأيونية في شكلها حسب : أ - ب -	توزيعها	من أمثلة بلورات المركبات الأيونية : أ - معدن الأراجونيت CaCO ₃ ب - معدن الباريت BaSO ₄ ج - معدن البيرل Be ₃ Al ₂ Si ₆ O ₁₈	اختلاف البلورات	يمكن تصنيف المعادن والتعرف عليها من خلال : 1- لونها. 2- 3- وصلابتها. 4- وخواصها والمغناطيسية والكهربية. 5- أنواع الأيونات المتوافرة فيها.	أمثلة البلورات	تحتوي المركبات الأيونية (المعادن) على ذرات على هيئة أيونات سالبة بكميات محددة معروفة تصنف بها مثل 1- السليكات SiO ₃ ²⁻ تكون ثلث المعدن 2- البورات BO ₃ ³⁻ تكون ربع المعدن 3- الكربونات CO ₃ ²⁻ تكون ثلث المعدن	طريقة تصنيف المعادن		تصنيفها حسب الأيونات السالبة		
الشبكة البلورية	تكوينها																	
هي ترتيب للجسيمات ثلاثي يحاط فيها الأيون بالأيونات السالبة كما يحاط الأيون السالب بالأيونات	تكوينها																	
تختلف البلورات الأيونية في شكلها حسب : أ - ب -	توزيعها																	
من أمثلة بلورات المركبات الأيونية : أ - معدن الأراجونيت CaCO ₃ ب - معدن الباريت BaSO ₄ ج - معدن البيرل Be ₃ Al ₂ Si ₆ O ₁₈	اختلاف البلورات																	
يمكن تصنيف المعادن والتعرف عليها من خلال : 1- لونها. 2- 3- وصلابتها. 4- وخواصها والمغناطيسية والكهربية. 5- أنواع الأيونات المتوافرة فيها.	أمثلة البلورات																	
تحتوي المركبات الأيونية (المعادن) على ذرات على هيئة أيونات سالبة بكميات محددة معروفة تصنف بها مثل 1- السليكات SiO ₃ ²⁻ تكون ثلث المعدن 2- البورات BO ₃ ³⁻ تكون ربع المعدن 3- الكربونات CO ₃ ²⁻ تكون ثلث المعدن	طريقة تصنيف المعادن																	
	تصنيفها حسب الأيونات السالبة																	
<p>الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية</th> <th>الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1- درجات غليانها وانصهارها (علل) لأن الروابط الأيونية نسبيا.</td> <td>الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية</td> </tr> <tr> <td>2- المركبات الأيونية في حالتها الصلبة التيار الكهربائي (علل) لأن الأيونات مقيدة بسبب الجذب</td> <td></td> </tr> <tr> <td>3- المركبات الأيونية في حالة الانصهار أو المحلول المائي التيار الكهربائي (علل) لأن الأيونات أصبحت الحركة</td> <td></td> </tr> <tr> <td>4- الإلكتروليت هو المركب الذي محلوله الكهربائي.</td> <td></td> </tr> <tr> <td>5- تتماز البلورات الأيونية ومنها الأحجار الكريمة الزاهية (علل) بسبب وجود فلزات داخل الشبكة</td> <td></td> </tr> <tr> <td>6- تتماز البلورات الأيونية أيضا بالقوة والصلابة والهشاشة (علل) بسبب قوة التي تحافظ على في أماكنها .</td> <td></td> </tr> <tr> <td>7- تتفتت وتتسحق البلورة عندما تؤثر عليها قوة خارجية في الأيونات التي تشتمل عليها البلورة وتكون هذه القوة قادة على التغلب على قوى التجاذب.</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>			الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية	الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية	1- درجات غليانها وانصهارها (علل) لأن الروابط الأيونية نسبيا.	الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية	2- المركبات الأيونية في حالتها الصلبة التيار الكهربائي (علل) لأن الأيونات مقيدة بسبب الجذب		3- المركبات الأيونية في حالة الانصهار أو المحلول المائي التيار الكهربائي (علل) لأن الأيونات أصبحت الحركة		4- الإلكتروليت هو المركب الذي محلوله الكهربائي.		5- تتماز البلورات الأيونية ومنها الأحجار الكريمة الزاهية (علل) بسبب وجود فلزات داخل الشبكة		6- تتماز البلورات الأيونية أيضا بالقوة والصلابة والهشاشة (علل) بسبب قوة التي تحافظ على في أماكنها .		7- تتفتت وتتسحق البلورة عندما تؤثر عليها قوة خارجية في الأيونات التي تشتمل عليها البلورة وتكون هذه القوة قادة على التغلب على قوى التجاذب.	
الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية	الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية																	
1- درجات غليانها وانصهارها (علل) لأن الروابط الأيونية نسبيا.	الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية																	
2- المركبات الأيونية في حالتها الصلبة التيار الكهربائي (علل) لأن الأيونات مقيدة بسبب الجذب																		
3- المركبات الأيونية في حالة الانصهار أو المحلول المائي التيار الكهربائي (علل) لأن الأيونات أصبحت الحركة																		
4- الإلكتروليت هو المركب الذي محلوله الكهربائي.																		
5- تتماز البلورات الأيونية ومنها الأحجار الكريمة الزاهية (علل) بسبب وجود فلزات داخل الشبكة																		
6- تتماز البلورات الأيونية أيضا بالقوة والصلابة والهشاشة (علل) بسبب قوة التي تحافظ على في أماكنها .																		
7- تتفتت وتتسحق البلورة عندما تؤثر عليها قوة خارجية في الأيونات التي تشتمل عليها البلورة وتكون هذه القوة قادة على التغلب على قوى التجاذب.																		
<p>نبريينات: س1- حدد ثلاث خواص فيزيائية للمركبات الأيونية تعتمد على الرابطة الأيونية.</p> <p>1-</p> <p>2-</p> <p>3-</p>																		

2. تربط بين الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية وقوة الرابطة الأيونية.

الفصل الثالث	المركبات الأيونية والفلزات	الصف 2ث
	الروابط الأيونية والمركبات الأيونية 3. 2	المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس	الطاقة و الروابط الأيونية	Energy and Ionic Bounds
-------------------	---------------------------	-------------------------

اسم الطالب	الدرجة	10
------------	--------	----

الزمن : 10 دقائق	أجب عن جميع الأسئلة التالية :	6
------------------	-------------------------------	---

الطاقة و الروابط الأيونية	
ملاحظة	تمتص الطاقة أو تنطلق أثناء التفاعل الكيميائي . فإذا امتصت الطاقة في أثناء التفاعل وصف التفاعل بأنه للطاقة . أما إذا انطلقت الطاقة في أثناء التفاعل وصف التفاعل بأنه للطاقة . إن تكون المركبات الأيونية من الأيونات الموجبة والسالبة يوصف دائما بأنه للطاقة . أما عندما نفصل الأيونات الموجبة عن السالبة المكونة للرابطة الأيونية فإن العملية تحتاج إلى امتصاص طاقة .
طاقة الشبكة البلورية	
تعريفها	هي الطاقة التي تلزم أيونات 1 mol من المركب
نوع الطاقة هنا	ينظر إليها في هذه الحالة على أنها طاقة
قيمة الطاقة هنا	قيمة الطاقة الممتصة تكون
تعريفها	هي الطاقة المنبعثة عند أيونات 1 mol من المركب
نوع الطاقة هنا	ينظر إليها في هذه الحالة على أنها طاقة
قيمة الطاقة هنا	قيمة الطاقة المنبعثة تكون
إلى ماذا تشير	تشير إلى قوة تجاذب الأيونات التي تعمل على تثبيتها في أماكنها .
العلاقة	تزداد طاقة الشبكة البلورية بزيادة قوة
علم ماذا تعتمد	تعتمد قيمة طاقة الشبكة البلورية على : 1 - مقدار شحنة الأيون . 2 - حجم الأيونات المرتبطة معا .
قيمتها	قيمة طاقة الشبكة البلورية ذات مقدار دائما . (أي أن مقدار قيمة الشحنة الموجبة × قيمة الشحنة السالبة = قيمة سالبة لطاقة الشبكة البلورية) . فكلما زادت قيمة مقدار شحنة الأيون طاقة الشبكة البلورية . أي أن العلاقة بين مقدار شحنة الأيون وطاقة الشبكة البلورية علاقة
علاقة	أي أن العلاقة بين مقدار شحنة الأيون وطاقة الشبكة البلورية علاقة
مثال	1- طاقة الشبكة البلورية لـ MgO أكبر أربع مرات من NaF ؟ لأن شحنة الأيونات في MgO من شحنة الأيونات في NaF . حساب قيمة الشحنة في MgO = +2 X -2 = -4 & حساب قيمة الشحنة في NaF = +1 X -1 = -1
تطبيق	س1- أي المركبين التاليين له طاقة الشبكة البلورية أكبر ولماذا : NaCl & SrCl ₂
علاقة	- أيضا كلما زاد حجم الأيون (نصف القطر) طاقة الشبكة البلورية . - أي أن العلاقة بين حجم الأيون وطاقة الشبكة البلورية علاقة
مثال	1- طاقة الشبكة البلورية لـ LiF أكبر من KF ؟ لأن حجم أيون الليثيوم Li ⁺ من حجم أيون البوتاسيوم K ⁺ .
تطبيق	س1- أي المركبين التاليين له طاقة الشبكة البلورية أكبر ولماذا : KI & NaI

3. توضيح العلاقة بين تكون المركب الأيوني والطاقة.

قيم طاقة الشبكة البلورية كما يظهرها الجدول : لاحظ الكتاب ص 94

الفصل الثالث	المركبات الأيونية والفلزات	الصف 2ث
	صيغ المركبات الأيونية وأسمائها 3.3	كيمياء

تقويم ختامي للدرس  صيغ المركبات الأيونية للأيونات الأحادية الذرة والأيونات الثنائية

اسم الطالب	الدرجة	10
------------	--------	----

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : 10 دقائق 7

صيغ المركبات الأيونية

صيغ المركبات الأيونية	تعليد	طور العلماء بعض قواعد التسمية للمركبات (علل) تسهلا للتفاهم فيما بينهم .
المركبات الأيونية	فلاحة	إن نظام التسمية المعياري يسهل عليك :
	التسمية	1- كتابة المركب الأيوني . 2- المركب من خلال معرفة صيغته الكيميائية.
وحدة الصيغة	تعريفها	هي تمثل نسبة الموجبة إلى السالبة في المركب الأيوني.
	ما الذي تمثله	تمثل وحدة واحدة فقط من الشبكة البلورية.
	مثال	وحدة الصيغة الكيميائية لكلوريد الماغنسيوم هي لأن نسبة أيونات Mg^{2+} : Cl^- هي 1 : 2 والشحنة الكلية = صفر.

الأيونات الأحادية الذرة

كوبونه	- يتكون الأيون الأحادي الذرة من ذرة واحدة مثل : Mg^{2+} أو Br^-
ملاحظة	المركبات الأيونية الثنائية تتكون من أيونات أحادية الذرة (من الفلز) وأيونات سالبة الذرة (من اللافلز).
الجدول 3-6 ص 96	يبين شحنة بعض الأيونات الشائعة الأحادية الذرة حسب موقعها في الجدول والتي تقع في المجموعات 1 و 2 و 15-17
تطبيق	س1- ما صيغة كل من أيون 1- البريليوم 2- اليوديد 3- النتريد 4- البوتاسيوم
ملاحظة	تحوي الفلزات الانتقالية التي تقع في المجموعات 3 - 12 أو فلزات المجموعتين 13 و 14 أيونات مختلفة و متعددة.

أعداد التأكسد

عدد التأكسد	تعريفه	هو الأيون الذرة.
أو حالة الأكسدة	ملاحظة	لمعظم الفلزات الانتقالية التي تقع في المجموعات 3 - 12 أو فلزات المجموعتين 13 و 14 أكثر من عدد تأكسد محتمل . عدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني يساوي عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها الذرة في أثناء التفاعل الكيميائي.
أعداد التأكسد للعناصر الممثلة (الرئيسية)	المجموعة	1 2 13 14 15 16 17 18
	عدد التأكسد	صفر -2 +3

الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية

طريقة كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية	1- إجراء عملية التوزيع الإلكتروني لتحديد رقم المجموعة لكل ذرة في المركب الأيوني لمعرفة عدد تأكسدها (شحنة كل أيون) . 2- يكتب رمز الأيون الموجب أولا في جهة اليسار . 3- ثم يكتب رمز الأيون السالب في جهة اليمين . 4- ثم تبادل بين أرقام أعداد الأكسدة وذلك بكتابة أرقام صغيرة أسفل يمين كل رمز للتعبير عن عدد أيونات العنصر في المركب الأيوني . 5- نحسب محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية بحيث تصبح تساوي صفر دائما . لأن عدد الشحنات المفقودة = عدد الشحنات المكتسبة .
الطريقة المختصرة لكتابة الصيغة الكيميائية	$A^{x+} + B^{y-} \longrightarrow A_y B_x$
تطبيقات	مثال 1 - 3 . أوجد صيغة المركب الأيوني المكون من البوتاسيوم والأكسجين . بعد عملية التوزيع الإلكتروني البوتاسيوم يقع في المجموعة الأولى وله أيون $+1$ والأكسجين يقع في المجموعة السادسة وله أيون -2 ثم تبادل بين عدد الأكسدة لكل ذرة بكتابة أرقام صغيرة أسفل يمين كل رمز $K^+ O^{2-}$ محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية بحيث تصبح تساوي صفرًا . $2(+1) + 1(-2) = 0$
	مثال 2 - 3 . أوجد صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات الألومنيوم وأيونات الكبريتيد . ثم تبادل بين عدد الأكسدة لكل ذرة بكتابة أرقام صغيرة أسفل يمين كل رمز $Al^{3+} S^{2-}$ محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية بحيث تصبح تساوي صفرًا . $2(+3) + 3(-2) = 0$

مسائل تدريبية

19- اليوديد والبوتاسيوم	20- البروميد والألومنيوم
-------------------------	--------------------------

الأهداف : 1. تربط وحدة الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني بتراكيبه الكيميائي.

2. تكتب صيغ المركبات الأيونية.

الفصل الثالث	المركبات الأيونية والفلزات	الصف 2ث
	صيغ المركبات الأيونية وأسمائها 3.3	كيمياء

تقويم ختامي للدرس	صيغ المركبات الأيونية العديدة الذرات
-------------------	--------------------------------------

اسم الطالب	الدرجة	10
------------	--------	----

الزمن : 10 دقائق	أجب عن جميع الأسئلة التالية :	8
------------------	-------------------------------	---

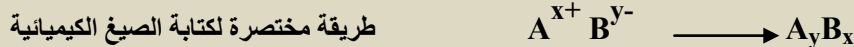
صيغ المركبات الأيونية العديدة الذرات:

ملاحظة	- تحتوي العديد من المركبات الأيونية على أيونات عديدة الذرات. - الأيونات عديدة الذرات هي الأيونات المكونة من من واحدة. - يسلك الأيون المتعدد الذرات بوصفه وحدة واحدة في المركبات. وتشمل شحنته الكهربائية الذرات كلها معا.
--------	--

طريقة كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية عديدة الذرات

- عند كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية عديدة الذرات ينطبق عليها ما ينطبق على المركبات الأيونية ثنائية الذرات .
مع ملاحظة ما يلي :

- 1- لا يجوز تغيير الأرقام الموجودة أسفل يمين رموز الذرات في الأيون المتعدد الذرات بوصفه وحدة واحدة.
- 2- وإذا دعت الحاجة إلى وجود أكثر من أيون نضع رمز الأيون داخل قوسين .
ثم نشير إلى العدد المطلوب بوضع الرقم أسفل يمين القوس من الخارج .



طريقة مختصرة لكتابة الصيغ الكيميائية

مثال	المركب الأيوني المكون من أيون الأمونيوم NH_4^+ و أيون الأكسجين O^{2-} يكتب بالصيغة الصحيحة التالية:
------	---

مثال 3.3	اكتب صيغة المركب الأيوني عديد الذرات المكون من أيون الكالسيوم و أيون الفوسفات . بعد عملية التوزيع الإلكتروني الكالسيوم يقع في المجموعة الثانية وله أيون $+2$ و أيون الفوسفات عديد الذرات له أيون -3 $Ca^{2+} PO_4^{3-}$ ثم نبادل عدد الأكسدة بين الأيون الموجب والأيون عديد الذرات بكتابة أرقام صغيرة أسفل يمين كل رمز $Ca^{2+} \quad PO_4^{3-}$ $Ca_3 \quad (PO_4)_2$ $Ca_3(PO_4)_2$ محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية تصبح تساوي صفرا . $3 Ca \text{ ion } \left(\frac{2+}{Ca \text{ ion}} \right) + 2 PO_4 \text{ ions } \left(\frac{3-}{PO_4 \text{ ion}} \right) = 3(2+) + 2(3-) = 0$
----------	--

- الجدول التالي يبين صيغ الأيونات العديدة الذرات وشحنتها الكهربائية .

الأيونات عديدة الذرات		الجدول 3-8	
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
IO_4^-	البيرايدوات	NH_4^+	الأمونيوم
$C_2H_3O_2^-$	الأسيتات	NO_2^-	النيتريت
$H_2PO_4^-$	الفوسفات ثنائية الهيدروجين	NO_3^-	النترات
CO_3^{2-}	الكربونات	OH^-	الهيدروكسيد
SO_3^{2-}	الكبريتيت	CN^-	السيانيد
SO_4^{2-}	الكبريتات	MnO_4^-	البرمنجنات
$S_2O_3^{2-}$	الثيوكبريتات	HCO_3^-	البيكربونات
O_2^{2-}	البيروكسيد	ClO^-	الهيبوكلورايت
CrO_4^{2-}	الكرومات	ClO_2^-	الكلورايت
$Cr_2O_7^{2-}$	ثنائي الكرومات	ClO_3^-	الكلورات
HPO_4^{2-}	الفوسفات الهيدروجينية	ClO_4^-	البيركلورات
PO_4^{3-}	الفوسفات	BrO_3^-	البرومات
AsO_4^{3-}	الزرنيخات	IO_3^-	الأيودات

س1- اكتب صيغ للمركبات الأيونية المكونة من الأيونات الآتية :

مسائل تدريبية

24- الصوديوم و النترات

25- الكالسيوم و الكلورات

26- الألومنيوم و الكربونات

الفصل الثالث	المركبات الأيونية والفلزات																															
صيغ المركبات الأيونية وأسمائها 3.3	الصف	ث2																														
تقويم ختامي للدرس	أسماء الأيونات والمركبات الأيونية	Names For Ions and Ionic Compounds																														
اسم الطالب	الدرجة	10																														
الزمن : 10 دقائق																																
أجب عن جميع الأسئلة التالية :																																
9																																
<p>صيغ المركبات الأيونية</p> <p>- يستخدم العلماء طرائق منظمة عند تسمية المركبات الأيونية . - ونظرا إلى احتواء المركبات الأيونية على أيونات موجبة وأخرى سالبة يأخذ النظام تسمية هذه الأيونات بعين الاعتبار.</p>																																
<p>تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة</p> <p>- الأيونات الأكسجينية السالبة هو أيون الذرات يتكون غالبا من عنصر يرتبط مع ذرة أو أكثر من - بعض اللافلزات لها أكثر من أيون أكسجيني ومنها النتروجين والكبريت. وتسمى هذه الأيونات باستخدام القواعد كما في الجدول التالي :</p>																																
<p>تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنتروجين</p> <p>عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين ويشترك اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره. عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي على أقل عدد من ذرات الأكسجين ويشترك اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.</p> <table border="1"> <tr> <td>NO_3^-</td> <td>NO_2^-</td> <td>SO_4^{2-}</td> <td>SO_3^{2-}</td> </tr> <tr> <td>نترات</td> <td>نيتريت</td> <td>كبريتات</td> <td>كبريتيت</td> </tr> </table>			NO_3^-	NO_2^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	نترات	نيتريت	كبريتات	كبريتيت																						
NO_3^-	NO_2^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}																													
نترات	نيتريت	كبريتات	كبريتيت																													
<p>- أما تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة التي تكونها الهالوجينات فهي تكون أربعة أيونات أكسجينية سالبة يمكن تسميتها حسب عدد ذرات الأكسجين فيها. - فمثلا طريقة تسمية الأيونات الأكسجينية التي يكونها الكلور هي كما يلي :</p>																																
<table border="1"> <thead> <tr> <th>عدد ذرات الأكسجين</th> <th>رقمها في الأيون</th> <th>إضافة المقطع في بداية جذر اللافلز</th> <th>إضافة المقطع الي نهاية جذر اللافلز</th> <th>مثال</th> <th>التسمية</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>أكبر عدد من الذرات</td> <td>4</td> <td>بير</td> <td>ات</td> <td>ClO_4^-</td> <td>بيركلورات</td> </tr> <tr> <td>أقل بذرة واحدة</td> <td>3</td> <td></td> <td>ات</td> <td>ClO_3^-</td> <td>كلورات</td> </tr> <tr> <td>أقل بذرتين</td> <td>2</td> <td></td> <td>يت</td> <td>ClO_2^-</td> <td>كلوريت</td> </tr> <tr> <td>أقل بثلاث ذرات</td> <td>1</td> <td>هيبو</td> <td>يت</td> <td>ClO^-</td> <td>هيبوكلوريت</td> </tr> </tbody> </table>			عدد ذرات الأكسجين	رقمها في الأيون	إضافة المقطع في بداية جذر اللافلز	إضافة المقطع الي نهاية جذر اللافلز	مثال	التسمية	أكبر عدد من الذرات	4	بير	ات	ClO_4^-	بيركلورات	أقل بذرة واحدة	3		ات	ClO_3^-	كلورات	أقل بذرتين	2		يت	ClO_2^-	كلوريت	أقل بثلاث ذرات	1	هيبو	يت	ClO^-	هيبوكلوريت
عدد ذرات الأكسجين	رقمها في الأيون	إضافة المقطع في بداية جذر اللافلز	إضافة المقطع الي نهاية جذر اللافلز	مثال	التسمية																											
أكبر عدد من الذرات	4	بير	ات	ClO_4^-	بيركلورات																											
أقل بذرة واحدة	3		ات	ClO_3^-	كلورات																											
أقل بذرتين	2		يت	ClO_2^-	كلوريت																											
أقل بثلاث ذرات	1	هيبو	يت	ClO^-	هيبوكلوريت																											
<p>تطبيقات :</p> <p>س1- سمي الأيونات الأكسجينية السالبة للهالوجينات التالية :</p> <p>..... BrO_3^- -1 IO_4^- -2 IO_3^- -3</p>																																
<p>تسمية المركبات الأيونية</p> <p>لتسمية المركبات الأيونية يمكنك استعمال القواعد الخمس الآتية :</p> <ol style="list-style-type: none"> 1- من اليمين نذكر اسم الأيون السالب أولا متبوعا باسم الأيون الموجب . 2- استخدم اسم العنصر نفسه في تسمية أيونه الموجب الأحادي الذرة 3- في حالة الأيونات السالبة الأحادية الذرة يشتق الاسم من اسم العنصر مضافا إليه مقطع (يد) . مثل كلوريد أو بروميد 4- في حالة وجود أكثر من عدد تأكسد لعنصر واحد يجب أن تشير الصيغة الكيميائية إلى عدد تأكسد الأيون الموجب بأرقام رومانية بين قوسين مثل (II) أو (III) بعد اسم الأيون الموجب. تنطبق هذه القاعدة فقط على الفلزات الانتقالية والفلزات في الجهة اليمنى من الجدول الدوري. 																																
<p>أمثلة</p> <p>أ- يكون أيون Fe^{2+} وأيون O^{2-} المركب FeO والذي يسمى باسم</p> <p>ب - ويكون أيون Fe^{3+} وأيون O^{2-} المركب Fe_2O_3 والذي يسمى باسم</p> <p>5- عندما يحتوي المركب على أيون عديد الذرات نقوم بتسمية الأيون السالب أولا ثم تسمية الأيون الموجب.</p>																																
<p>أمثلة</p> <p>أ- المركب $NaOH$ يسمى</p> <p>ب - المركب $(NH_4)_2 S$ يسمى</p>																																
<p>مسائل تدريجية</p> <p>س1- سمي المركبات الآتية :</p> <p>..... $NaBr$ -28</p> <p>..... $CaCl_2$ -29</p> <p>..... KOH -30</p> <p>..... $Cu(NO_3)_2$ -31</p>																																

الفصل الثالث		المركبات الأيونية والفلزات	
الصف 2ث		الروابط الفلزية وخواص الفلزات 3.4	
المادة كيمياء		الروابط الفلزية	
Metallic Bonds		تقويم ختامي للدرس	
اسم الطالب		الدرجة	
10		10	
الزمن : 10 دقائق		10	
يجب أجب عن جميع الأسئلة التالية :			
الروابط الفلزية			
تعريفها	هي قوة	بين الأيونات الموجبة	والإلكترونات
مقارنته	تتشترك الروابط في الفلزات مع المركبات الأيونية في أنها تعتمد على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات		
كثوبه الشبكات	في العادة تكون الفلزات شبكات ذرة عنصر محاطة بـ 8 - 12 ذرة أخرى.	في الحالة الصلبة شبيهة بالشبكة البلورية	وتكون كل
طريقة كثوبه الرابطة	- تتداخل مستويات الطاقة الخارجية بعضها مع بعض ويعرف هذا التداخل بنموذج الإلكترونات. - وأثناء هذا التداخل تساهم كل ذرة فلز في الحالة الصلبة بالكترون ليتكون بحر من الإلكترونات تحيط بالأيونات الموجبة في الشبكة الفلزية. - ترتبط هذه الأيونات الموجبة مع الأيونات الفلزية الموجبة المجاورة جميعها من خلال بحر من إلكترونات التكافؤ.		
ملاحظة	ذرات الفلز لا تشترك في الإلكترونات التكافؤ مع الذرات المجاورة ولا تفقدها. و إنما تتداخل مجالات الطاقة الخارجية بعضها مع بعض.		
مميزات نموذج بحر	1- هذه الإلكترونات يمكنها الانتقال من ذرة إلى أخرى. وتعرف هذه الإلكترونات الحرة الحركة بالإلكترونات. 2- عندما تتحرك الإلكترونات الخارجية بحرية في الفلز وهو في الحالة الصلبة تتكون الأيونات الفلزية		
			
خواص الفلزات	1- درجات انصهارها و غليانها - درجات انصهار الفلزات ليست مرتفعة جدا كدرجة غليانها (علل) لأنه عند الغليان يتطلب الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة طاقة جدا. أما الانصهار فلا يحتاج لطاقة كبيرة جدا لجعل الإلكترونات الحرة والأيونات الموجبة لتتحرك بعضها عن بعض. - يصنع فتيل المصباح الكهربائي وبعض أجزاء السفن الفضائية من التنجستن (علل) لأنه درجة انصهاره - يستخدم الزئبق في مقاييس درجات الحرارة وأجهزة الضغط الجوي (علل) لأنه سائل عند درجة حرارة الغرفة. 2- قابلة على شكل صفائح وقابلة على شكل أسلاك (علل) لأن الأيونات ترتبط مع المحيطة بصورة ولا يمكن فصلها بسهولة عن الفلز. 3- موصلة جيدة و (علل) لأنه الأيونات الحركة. 4- تمتاز (علل) لأن الإلكترونات التي تتحرك بحرية حول الأيونات تتفاعل مع الضوء من خلال امتصاصه وإطلاق فوتونات لتعطي البريق واللمعان. 5- تمتاز أيضا والقوة. - تمتاز الفلزات الانتقالية مقارنة بالفلزات القلوية بالصلاية (علل) لأن عدد الإلكترونات الحرة فيها أكبر لأنها تشمل الإلكترونات الموجودة في المجال S والإلكترونات الموجودة في المجال d. - تمتاز الفلزات القلوية بالليونة (علل) لأن لديها إلكترون واحد فقط في المجال الأخير ns^1 .		
قاعدة هامة	كلما زاد عدد الإلكترونات الحرة زادت خواص الصلاية والقوة .		
تطبيق	(علل) درجة انصهار البريليوم (4Be) أعلى من الليثيوم ($3Li$)		
ندربيات	س1- عرف الرابطة الفلزية. ج1- س2- بين طريقة تكون الرابطة الفلزية. ج2- س3- عدد بعض خواص الفلزات. ج3-		

الأهداف: 1. تصف الرابطة الفلزية.

2. تربط نموذج بحر الإلكترونات بالخواص الفيزيائية للفلزات.

الفصل الثالث	المركبات الأيونية والفلزات	الصف 2ث
	الروابط الفلزية وخواص الفلزات 3.4	كيمياء

تقويم ختامي للدرس	السبائك الفلزية	Metal Alloys
-------------------	-----------------	--------------

اسم الطالب	الدرجة	10
------------	--------	----

أجب عن جميع الأسئلة التالية :	الزمن : 10 دقائق	11
-------------------------------	------------------	----

السبائك الفلزية

تعريفها	هي خليط من ذات الخواص الفريدة.
تطبيقاتها واستخداماتها	- للسبائك الكثير من التطبيقات والاستخدامات التجارية فمثلا أ - سبيكة الفولاذ و سبيكة و سبيكة ب - سبيكة التيتانيوم و تستعمل لبناء هياكل الهوائية.
خواصها	تختلف خواص السبائك قليلا عن خواص عناصرها المكونة لها. - فمثلا الفولاذ خليط من الحديد وعنصر آخر على الأقل . لذا له خواص تفوق الحديد فهو أكثر وممتانة. - تختلف وتتغير خواص السبائك عن بعضها البعض حسب : 1- نوع 2- طريقة 3- طريقة 4- طريقة

3. تعرف السبائك.

4. تصنف السبائك الى مجموعتين رئيسيتين.

- يبين الجدول 3-12 أسماء بعض السبائك المهمة واستعمالاتها المتنوعة.

الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكو	50% Fe , 20% Al , 20% Ni , 10% Co	المغناطيسات
البراس (النحاس الأصفر)	67-90% Cu , 10-33% Zn	السبائك، 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
البيويتر	70-95% Sn , 5-15% Sb , 0-15% Pb	أدوات المائدة
الفولاذ	73-79% Fe , 14-18% Cr , 7-9% Ni	المغاسل، والأدوات
فضة النقود	92.5% Ag , 7.5% Cu	أدوات المائدة، والحلي

تدريبات

س1- عرف السبيكة الفلزية.

ج1-

.....

س2- فيما تختلف وتتغير خواص السبائك عن بعضها البعض.

ج2-

.....

.....

الواجب المنزلي

الفصل الثالث	المركبات الأيونية والفلزات صيغ المركبات الأيونية وأسمائها 3 . 3 1437 / / هـ	الصف 2ث
		المادة كيمياء

صيغ المركبات الأيونية

الواجب المنزلي للدرس

اسم الطالب	الدرجة	10
------------	-------	--------	----

1- C

أجب عن جميع الأسئلة التالية :

1- اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات الآتية :

21- الكلوريد و الماغنسيوم	
22- النيتريد و السيزيوم	

79- اكتب صيغة كل من المركبات الأيونية الآتية :

a- يوديد الكالسيوم	
b- بروميد الفضة	
c- كلوريد النحاس II	
d- بيرأيودات البوتاسيوم	
e- أسيتات الفضة I	

80- سم كلا من المركبات الأيونية الآتية :

a- K_2O	
b- $CaCl_2$	
c- Mg_3N_2	
d- $NaClO$	
e- KNO_3	

توقيع المعلم : ملاحظات :