ملخص الوحدة الرابعة (الروابط الكيميائية)

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج العمانية

موقع فايلاتي ⇦ المناهج العمانية ⇦ الصف التاسع ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الأول ⇦ ملفات متنوعة ⇦ الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 27-09-2025 14:17:21

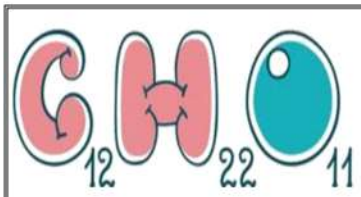
المزيد من مادة كيمياء: ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس

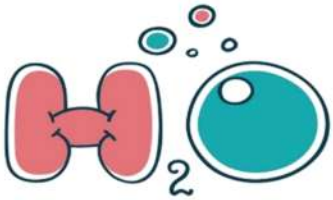
التواصل الاجتماعي بحسب الصف التاسع

صفحة المناهج العمانية على فيسبوك

المزيد من الملفات بحسب الصف التاسع والمادة كيمياء في الفصل الأول

1	نشاط درس الروابط الكيميائية وأهميتها مع نموذج الإجابة
2	كراسة الأسئلة بمحافظة ظفار
3	حل أسئلة الكتاب وتمارين كتاب النشاط وأوراق عمل للوحدة الأولى (حالات المادة)
4	الكراسة الامتحانية المحلولة لعام 2026 م
5	مبادرة عقول مبدعة





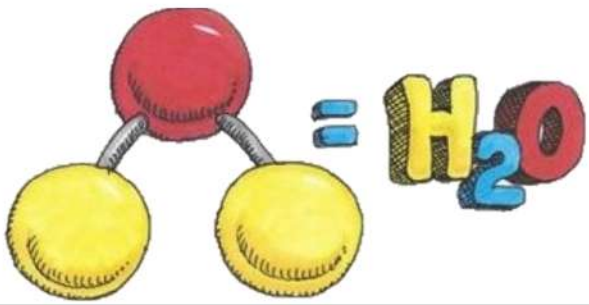
الوحدة الرابعة

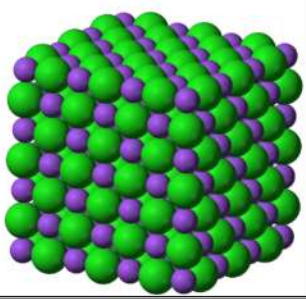
الروابط الكيميائية

1 الروابط الكيميائية وأهميتها

2 الصيغ الكيميائية

3 البلورات





*نحن نتنفس غاز الاكسجين O_2

*نحن نشرب الماء H_2O وهو شريان الحياه.

* غاز ثاني أكسيد الكبريت SO_2 سام للإنسان يخرج من دخان المصانع .

*تتنوع المركبات والجزيئات حولنا ....

* نجد من حولنا مركبات خاملة – مركبات شديدة الانفجار – مركبات تمثل لنا الحياة – مركبات سامة ... ما سبب هذا التنوع؟؟

الدرس الأول: الروابط الكيميائية وأهميتها

لماذا تترابط الذرات ؟

ترتبط الذرات لتحقيق التركيب الالكتروني الأكثر استقرار

وكيف تصل إلى الاستقرار؟

تحاول كل ذرة الوصول لحالة الاستقرار بوجود ثمانية الكترونات في مستويات الطاقة الخارجية ، أي تصبح ممتلئة بالإلكترونات فتمتلك تركيب الكتروني مماثل للغاز النبيل.

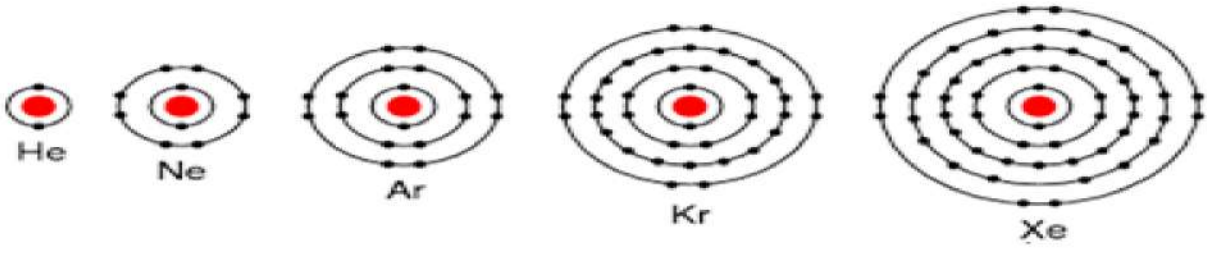
كيف نحدد نوع الترابط الذي يجعل التركيب (المركبات) متماسك ؟

من خلال ملاحظة عدد الإلكترونات الخارجية للذرات (أي التي توجد في مستوى الطاقة الأخير)

من هي العناصر النبيلة ؟؟

هي العناصر الوحيدة المُكوَّنة من ذرّات مُنفرِدة تتحرَّك بشكل شبه مُستقلّ بعضُها عن بعض ، وهي عناصر المجموعة (VIII).

فهذه العناصر هي التي يكون التركيب الإلكتروني لذرّاتها الأكثر استقرارًا، ولهذا السبب لا تتَّحد ذرّاتها معًا.



كيف يحدث الترابط الكيميائي؟

1. تندمج العناصر المختلفة لتكون مجموعة متنوعة من المركبات
2. تتكون المركبات نتيجة للترابط الكيميائي بين ذراتها
3. تترابط الذرات فيما بينها لتصل إلى الاستقرار
4. يحدث الترابط الكيميائي عن طريق الالكترونات الخارجية لكل ذرة
5. يوجد نوعان من الروابط التي تجعل المركبات تتماسك

1 الرابطة الأيونية

هي الرابطة التي تنشأ بين ذرات العناصر الفلزية وذرات العناصر اللافلزية.

ذرة عنصر فلز + ذرة عنصر لا فلز

تترابط بقوى جذب كهروستاتيكي شديد

شبكة أيونية ضخمة

2 الرابطة التساهمية

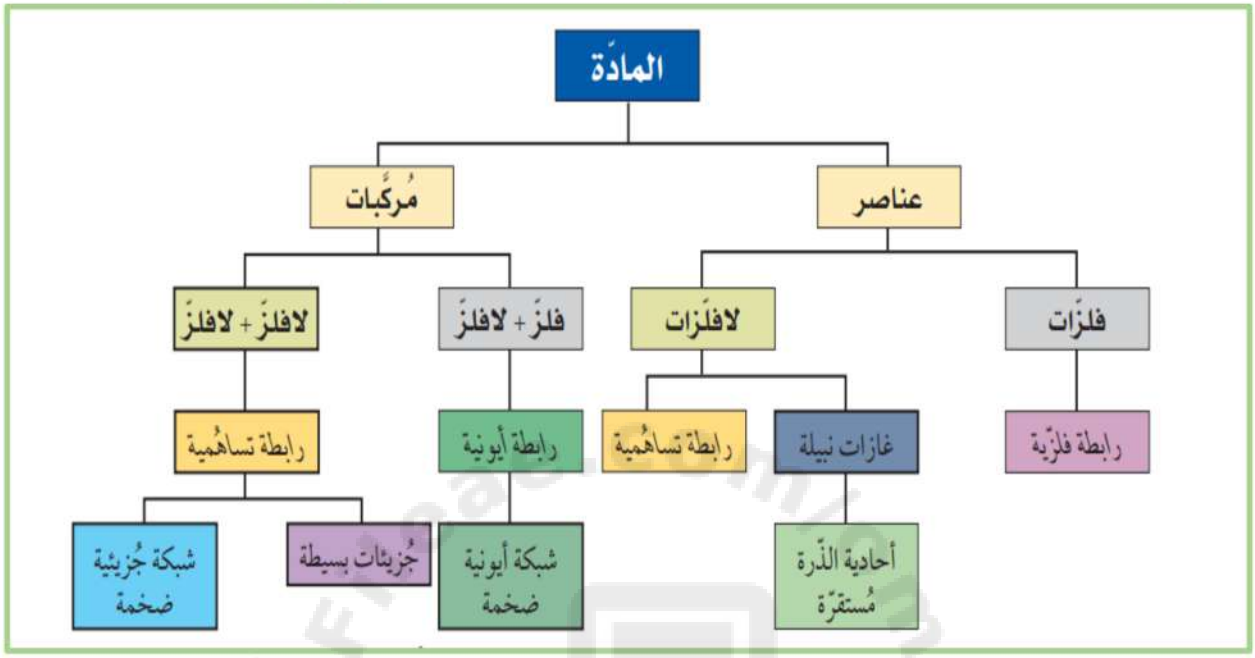
هي الرابطة التي تنشأ بين ذرات العناصر اللافلزية

ذرة عنصر لا فلز + ذرة عنصر لا فلز

تترابط بتشارك الالكترونات

شبكة تساهمية ضخمة

ملخص عام للروابط في العناصر والموكبات



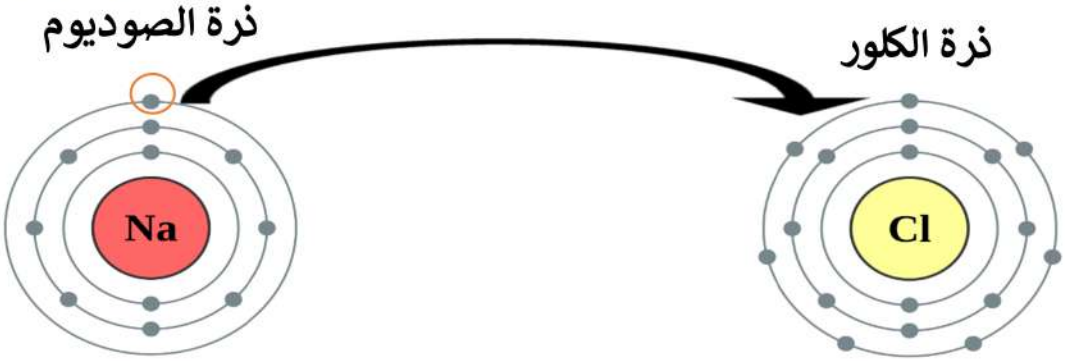
الرابطة الايونية – الموكبات الايونية

تشكل الرابطة الأيونية بالاعتماد على عملية انتقال الالكترونات من ذرة إلى أخرى .. حيث تؤدي هذه العملية إلى تشكل أيونات موجبة (كاتيونات) وأخرى سالبة (أنيونات)، ثم يحدث تجاذب بين الايونات المشحونة بشحنات متعاكسة .

الرابطة الأيونية

- تفقد ذرّات الفلزّ إلكتروناتها الخارجية لتكوّن أيونات موجبة (كاتيونات Cations).
- يكون عدد الشحنات الموجبة على أيون الفلزّ مُساويًا لعدد الإلكترونات المفقودة.
- تكسب ذرّات اللافلزّات الإلكترونات لتصبح أيونات سالبة (أنيونات Anions)، وكذلك يكسب الهيدروجين الإلكترونات مكونًا أيون هيدريد (H^-).
- يكون عدد الشحنات السالبة على أيون اللافلزّ مساويًا لعدد الإلكترونات المُكتَسبة.
- في كلتا الحالتين، تمتلك الأيونات المُتكوِّنة ترتيبًا إلكترونيًّا أكثر استقرارًا . ويكون هذا الترتيب في العادة مُشابهًا لترتيب ذرّات الغاز النبيل الأقرب إلى العُنصر.
- تتشكَّل الروابط الأيونية نتيجة التجاذُب بين الأيونات ذات الشحنات المُتعاكسة.

مثال على الرابطة الايونية لمركب كلوريد الصوديوم



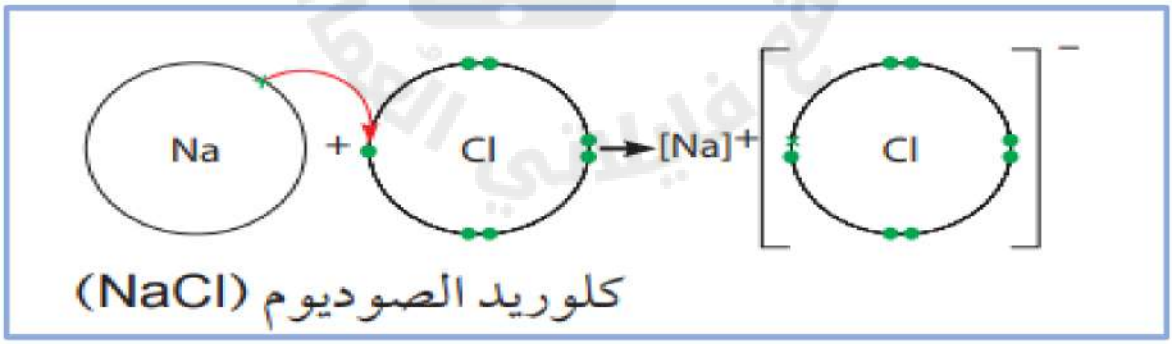
2,8,1

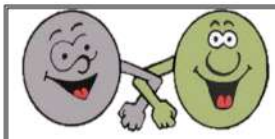
تفقد الذرة الالكترون في المستوى الأخير وتتحول إلى أيون صوديوم موجب

2,8,7

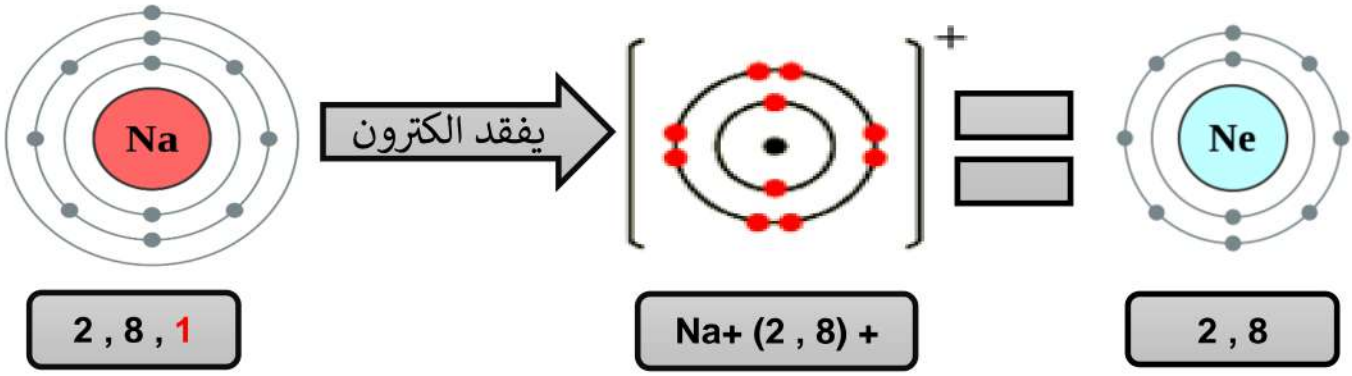
لا تفقد الالكترونات وإنما تكتسب إلكترون من ذرة الصوديوم وتتحول إلى أيون كلور سالب

يحدث الارتباط بين أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلور السالب كالتالي:



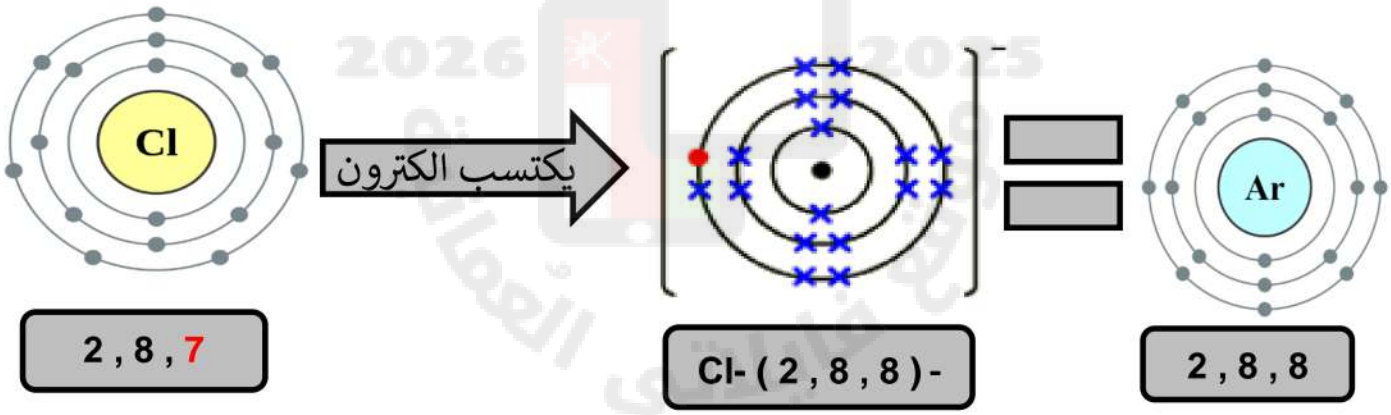


يمكن لذرات الفلزات ان تكون ايونات موجبة أحادية عن طريق فقد الكترون واحد (كاتيون)



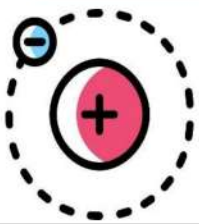
أيون الصوديوم الموجب يصبح لديه 10 الكترونات و11 بروتون في النواه

كما يمكن لذرات اللافلزات ان تكون ايونات سالبة أحادية عن طريق اكتساب الكترون (أنيون)

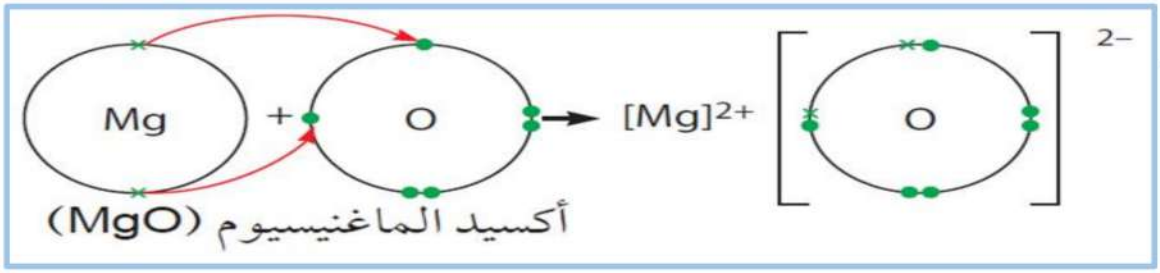


أيون الكلور السالب يصبح لديه 18 الكترونات و17 بروتون في النواه

يمكن لذرات الفلزات ان تكون ايونات موجبة ثنائية او ثلاثية عن طريق فقد الكترونين او ثلاثة الكترونات ، كما يمكن لذرات اللافلزات أن تكسب أكثر من الكترون واحد.



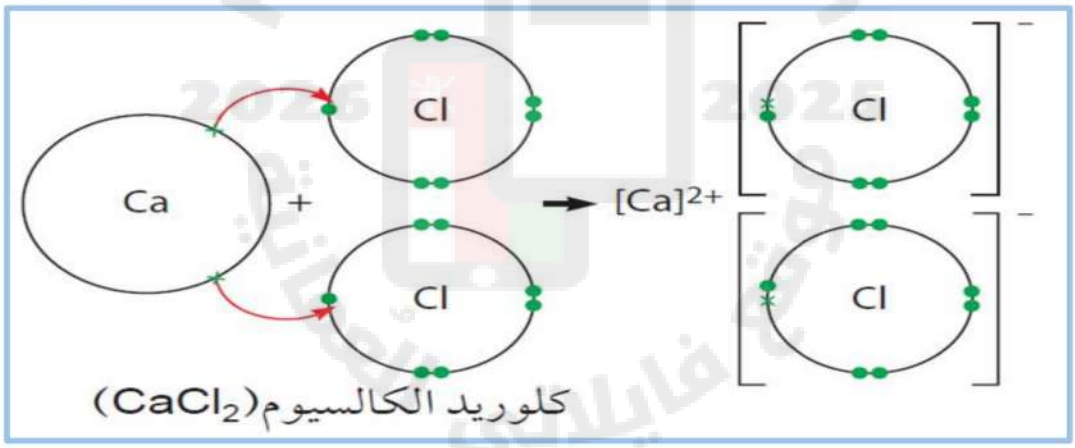
مثال على الرابطة الايونية لمركب أكسيد الماغنيسيوم



ذرة الماغنيسيوم تفقد الكترونين فتتحول إلى أيون موجب (+2)

ذرة الأكسجين تكتسب الكترونين فتتحول إلى أيون سالب (-2)

مثال على الرابطة الايونية لمركب كلوريد الكالسيوم

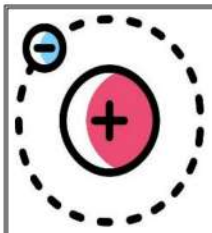


ذرة الكالسيوم تفقد الكترونين ف تتحول إلى أيون موجب .

كل ذرة كلور تكتسب الكترون واحد لتحقق الاستقرار ف تتحول الذرة إلى أيون سالب .

الأنيون .. هو الجسيم الذي يتكون عندما تكسب الذرة الكترون واحد او أكثر

الكاتيون .. هو الجسيم الذي يتكون عندما تفقد الذرة الكترون واحد أو أكثر



الأيونـات

الايونات البسيطة

تتكون من ذرة واحدة

Mg^{+2} Cl^{-} o^{-2} K^{+}

المجموعات الأيونية

تتكون من مجموعة من الذرات

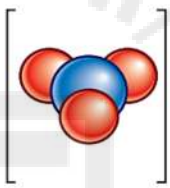
وتكون الذرات مترابطة بروابط تساهمية

وتحمل شحنة كلية لتشكل تركيب مستقر

أمثلة على المجموعات الأيونية السالبة والموجبة

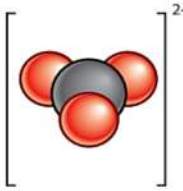
NO_3^-

ذرّة نيتروجين واحدة + ثلاث ذرّات أكسجين تحمل شحنة كليّة مقدارها 1−



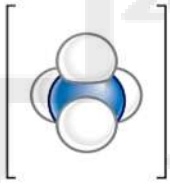
CO_3^{2-}

ذرّة كربون واحدة + ثلاث ذرّات أكسجين تحمل شحنة كليّة مقدارها 2−



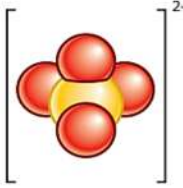
NH_4^+

ذرّة نيتروجين واحدة + أربع ذرّات هيدروجين تحمل شحنة كلّية مقدارها 1+



SO_4^{2-}

ذرّة كبريت واحدة + أربع ذرّات أكسجين تحمل شحنة كلّية مقدارها 2−

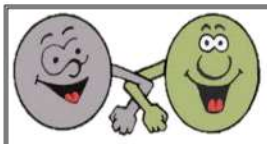


الايونات البسيطة والمجموعات الأيونية الشائعة

التكافؤ*	أيونات الفلزّات البسيطة (+)	أيونات اللافلزّات البسيطة		المجموعات الأيونية	
		(+)	(−)	(+)	(−)
1	صوديوم، Na^+	البروتون (كاتيون الهيدروجين)، H^+**	هيدريد، H^-	أمونيوم، NH_4^+	هيدروكسيد، OH^-
	بوتاسيوم، K^+		كلوريد، Cl^-		نترات، NO_3^-
	فضّة، Ag^+		بروميد، Br^-		كربونات هيدروجينية، HCO_3^-
	نحاس (I)، Cu^+		يوديد، I^-		
2	ماغنيسيوم، Mg^{2+}		أكسيد، O^{2-}		كبريتات، SO_4^{2-}
	كالسيوم، Ca^{2+}		كبريتيد، S^{2-}		كربونات، CO_3^{2-}
	خارصين، Zn^{2+}				
	حديد (II)، Fe^{2+}				
	نحاس (II)، Cu^{2+}				
3	ألومنيوم، Al^{3+}		نيتريد، N^{3-}		فوسفات، PO_4^{3-}
	حديد (III)، Fe^{3+}				

* التكافؤ هو عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة

** هذا الأيون، على عكس باقي الأيونات، غير موجود عمليًا، في الحالة الحرّة.



الأيونات من الجدول الدوري

عناصر المجموعة الأولى تكون أيونات موجب (+1)

عناصر المجموعة الثانية تكون أيون موجب (+2)

عناصر المجموعة الثالثة تكون أيون موجب (+3)

عناصر المجموعة السابعة تكون أيون سالب (-1)

عناصر المجموعة السادسة تكون أيون سالب (-2)

1+	2+											3+			2-	1-	
							1 H هيدروجين 1										2 He هيليوم 4
3 Li ليثيوم 7	4 Be بريليوم 9											5 B بور 11	6 C كربون 12	7 N آزوت 14	8 O أكسجين 16	9 F فلور 19	10 Ne نيون 20
11 Na صوديوم 23	12 Mg ماغنيسيوم 24											13 Al ألومينيوم 27	14 Si سيليكون 28	15 P فوسفور 31	16 S كبريت 32	17 Cl كلور 35.5	18 Ar أرغون 40
19 K بوتاسيوم 39	20 Ca كالسيوم 40	21 Sc سكانديوم 45	22 Ti تيتانيوم 48	23 V فناديوم 51	24 Cr كروميوم 52	25 Mn منغانيز 55	26 Fe حديد 56	27 Co كوبالت 59	28 Ni نيكل 59	29 Cu نحاس 64	30 Zn زنك 65	31 Ga غاليوم 70	32 Ge جيرمانيوم 73	33 As زرنيخ 75	34 Se سيلينيوم 79	35 Br برومين 80	36 Kr كريبتون 84
37 Rb روبيديوم 86	38 Sr سترونشيوم 88	39 Y إيتريوم 89	40 Zr زيركونيوم 91	41 Nb نيوبيوم 93	42 Mo موليبدنيوم 96	43 Tc تكنيشيوم -	44 Ru روثينيوم 101	45 Rh روديوم 103	46 Pd بالاديوم 106	47 Ag فضة 108	48 Cd كاديوم 112	49 In إنديوم 115	50 Sn قصدير 119	51 Sb أنتيموني 122	52 Te تيلوريوم 128	53 I يود 127	54 Xe زينون 131
55 Cs سيزيوم 133	56 Ba باريوم 137	La to Lu	72 Hf هافنيوم 178	73 Ta تانتالوم 181	74 W تونغستين 184	75 Re رينيوم 186	76 Os أوزميوم 190	77 Ir إريديوم 192	78 Pt بلاتينيوم 195	79 Au ذهب 197	80 Hg زئبق 201	81 Tl تاليوم 204	82 Pb رصاص 207	83 Bi بيزموث 209	84 Po بولونيوم -	85 At أستاتين -	86 Rn رادون -
87 Fr فرانسيوم -	88 Ra راديوم -	Ac to Lr															

الروابط في اللافلزات – الرابطة التساهمية

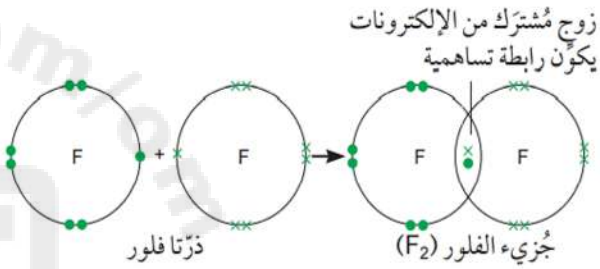
هي الرابطة التي تنشأ من التشارك في زوج واحد من الالكترونات أو أكثر من زوج من الالكترونات ، بين ذرات العناصر اللافلزية .ينتج عن هذه الرابطة مركبات تساهمية جزيئية .

الرابطة التساهُميَّة في العناصر

الرابطة التساهُميَّة الأُحادية

يوجد الفلور عادة في هيئة جُزيئات ثُنائية الذرّات (F2)

فيه ترتبط ذرّتان معًا من خلال تشاركهما في الإلكترونات. وتتداخل مُستويات الطاقة مُكوِّنة الجُزيء وهو الترتيب الإلكتروني نفسه للنيون، وهو أقرب غاز نبيل إلى الفلور.



وتقع إلكترونات الرابطة غالبًا بين نواتي الذرتين.

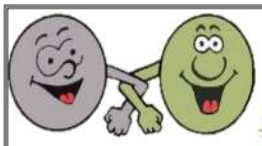
يمكن رسم زوج إلكترونات الرابطة المشتركة في هيئة خط واحد مفرد يصل بين الذرَّتين.

يطلق على الرابطة التي تنتج عن التشارك في زوج واحد من الإلكترونات تسمية الرابطة التساهمية الأحادية

الرابطة التساهُميَّة المتعددة

عندما تتشكَّل جُزيئات الأكسجين (O2) أو النيتروجين (N2) يُستخدَم المزيد من الإلكترونات في عملية الترابط، لكي تكسب الذرّات ثمانية إلكترونات.

تترابط هذه الذرّات برابطة ثنائية (O2) أو برابطة ثلاثية تساهُميّة (N2) وتُسمّى روابط تساهمية مُتعدِّدة.



الرابطة التساهُميَّة في المركبات

الرابطة التساهمية في مركب كلوريد الهيدروجين (HCl)

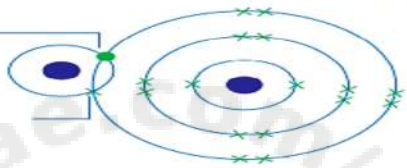
تمتلك ذرّة الكلور سبعة إلكترونات في مستوى الطاقة الثالث.

تمتلك ذرّة الهيدروجين إلكترونًا واحدًا فقط في مستوى الطاقة الأول.

إذا تشاركت الذرّتان في زوج واحد من الإلكترونات:

يمكن لذرّة الكلور أن تملأ مستوى طاقتها الثالث

ويمكن لذرّة الهيدروجين أن تملأ مستوى طاقتها الأول

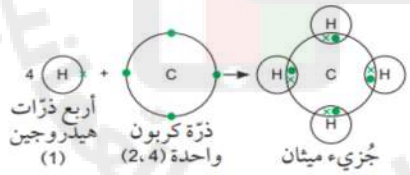
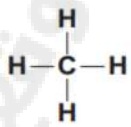
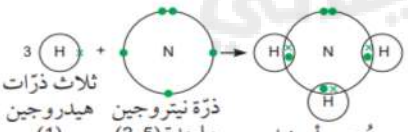
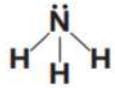
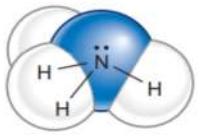
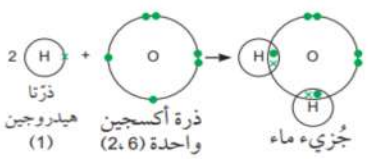
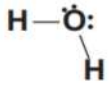
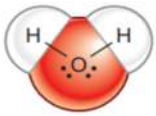
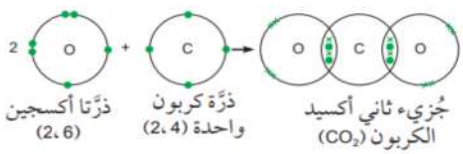


جُزيء كلوريد الهيدروجين **Cl-H**

زوج الإلكترونات المتشارك

نموذج جزيئي لجزيء كلوريد الهيدروجين

أمثلة أخرى على الروابط في المركبات

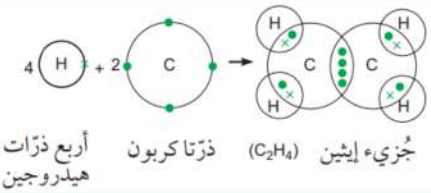
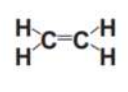
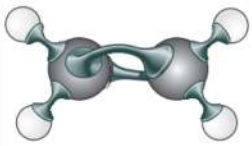
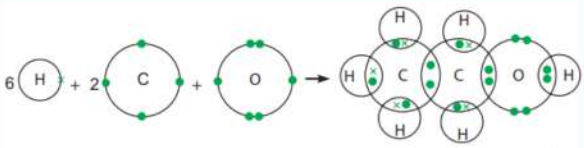
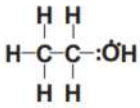
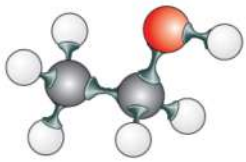
المُركّب	تكوّن الرابطة	الصيغة الشائعة	النموذج الجُزيئي
الميثان (CH_4)			
الأمونيا (NH_3)			
الماء (H_2O)			
ثاني أكسيد الكربون (CO_2)			

رابطة تساهمية أحادية ← الميثان (CH_4)

رابطة تساهمية أحادية ← الأمونيا (NH_3)

رابطة تساهمية أحادية ← الماء (H_2O)

رابطتين ثنائيتين بين ذرة الكربون وذرة الأكسجين ← ثاني أكسيد الكربون (CO_2)

المُركّب	تكوُّن الرابطة	الصيغة الشائعة	النموذج الجُزيئي
إيثين (C_2H_4)	 أربع ذرّات هيدروجين — ذرّتا كربون — جُزيء إيثين (C_2H_4)		
إيثانول (C_2H_5OH)	 ست ذرّات هيدروجين — ذرّتا كربون — ذرّة أكسجين — جُزيء إيثانول (C_2H_5OH)		

رابطة ثنائية بين ذرتي الكربون

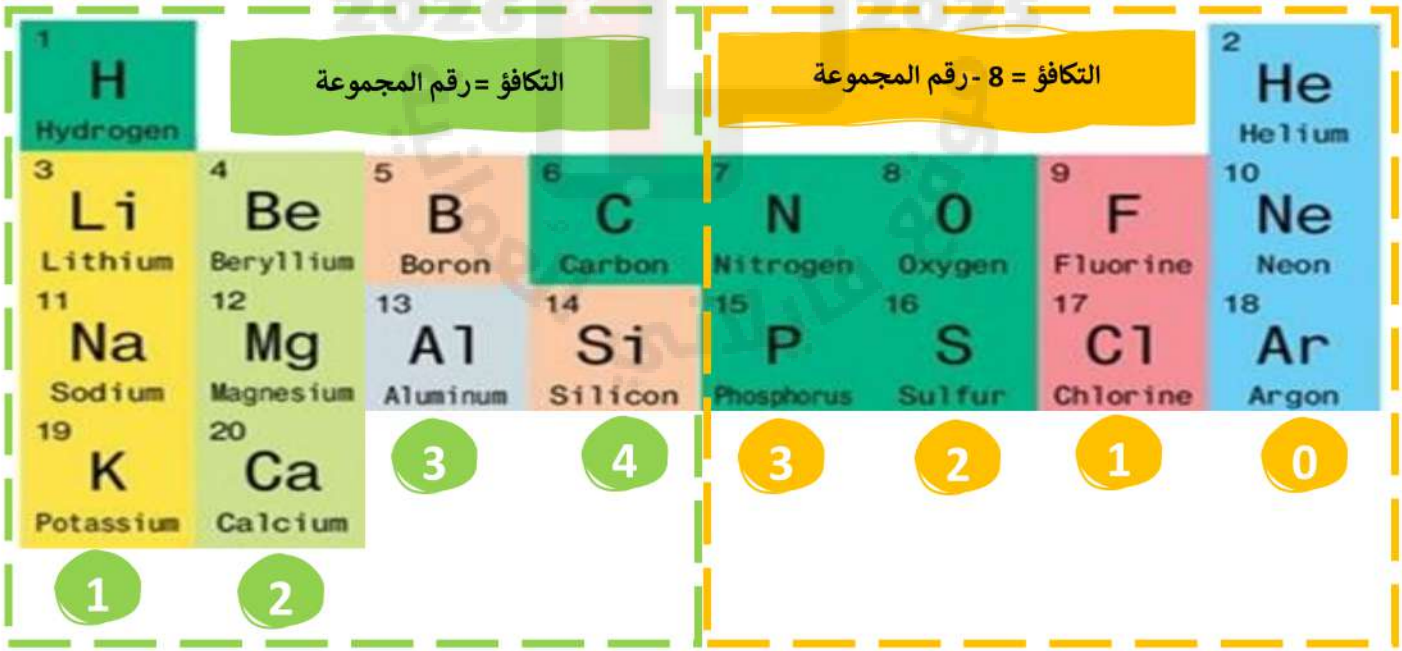
روابط تساهمية أحادية

الدرس الثاني: الصيغ الكيميائية

ما يجب معرفته لكتابة الصيغ الكيميائية:

التكافؤ

1. باستخدام الجدول الدوري:



- **التكافؤ Valency:**

التكافؤ في الرابطة التساهُمية:
هو عدد الروابط الأحادية التي يمكن لذرّات عُنصر ما أن تكوّنها (مع ذرات الهيدروجين مثلًا).

التكافؤ في الرابطة الأيونية:
هو عدد الإلكترونات التي تفقدها ذرّة الفلزّ عند تكوّن الأيون الموجب، (وهو يساوي قيمة الشحنة الموجبة لذلك الأيون) أو:
هو عدد الإلكترونات التي تكسبها ذرّة اللافلزّ عند تكوّن الأيون السالب (وهو يساوي قيمة الشحنة السالبة لذلك الأيون).

ما يجب معرفته لكتابة الصيغ الكيميائية:

التكافؤ

2. باستخدام شحن الأيونات:

التكافؤ*	أيونات الفلزّات البسيطة (+)	أيونات اللافلزّات البسيطة		المجموعات الأيونية	
		(+)	(−)	(+)	(−)
1	صوديوم، Na^{+}	البروتون (كاتيون الهيدروجين) H^{+}**	هيدريد، H^{-}	أمونيوم، NH_4^{+}	هيدروكسيد، OH^{-}
	بوتاسيوم، K^{+}		كلوريد، Cl^{-}		نترات، NO_3^{-}
	فضّة، Ag^{+}		بروميد، Br^{-}		كربونات هيدروجينية، HCO_3^{-}
	نحاس (I)، Cu^{+}		يوديد، I^{-}		
2	ماغنيسيوم، Mg^{2+}		أكسيد، O^{2-}		كبريتات، SO_4^{2-}
	كالسيوم، Ca^{2+}		كبريتيد، S^{2-}		كربونات، CO_3^{2-}
	خارصين، Zn^{2+}				
	حديد (II)، Fe^{2+}				
	نحاس (II)، Cu^{2+}				
3	ألومنيوم، Al^{3+}		نيتريد، N^{3-}		فوسفات، PO_4^{3-}
	حديد (III)، Fe^{3+}				

طريقة كتابة الصيغ الكيميائية

لا بُد من تذكر الآتي:

1. كتابة الرموز الصحيحة للعناصر.
2. تحديد تكافؤ كل عنصر (الشحنة)
3. مبادلة التكافؤ بين العناصر
4. تبسيط نسب التكافؤ في الصيغة

كتابة صيغة مركب أيوني

مثال

اكتب الصيغة الكيميائية لمركب أكسيد الكالسيوم

1 كتابة الرموز الصحيحة للعناصر

Ca أكسيد الكالسيوم O

2 تحديد تكافؤ كل عنصر

أكسيد الكالسيوم

الرمز	Ca	O
التكافؤ	2	2

3 مبادلة التكافؤ بين العناصر

أكسيد الكالسيوم

الرمز: Ca O

السعة الاتحادية: 2 2

Ca_2 O_2

4 تبسيط نسب التكافؤ

CaO

كتابة صيغة مركب أيوني

مثال

اكتب الصيغة الكيميائية لمركب كربونات الصوديوم

1 كتابة الرموز الصحيحة للعناصر

Na كربونات الصوديوم CO_3

2 تحديد تكافؤ كل عنصر

كربونات الصوديوم

الرمز	Na	CO_3
التكافؤ	1	2

3 مبادلة التكافؤ بين العناصر

كربونات الصوديوم

الرمز: Na CO_3

السعة الاتحادية: 1 2

Na_2 $(CO_3)_1$

Na_2CO_3

Fileae.com/om

كتابة صيغة مركب تساهمي

مثال

اكتب الصيغة الكيميائية لمركب ثاني أكسيد الكربون

1 كتابة الرموز الصحيحة للعناصر

C الكربون أكسيد O

2 تحديد تكافؤ كل عنصر

أكسيد الكربون

الرمز	O	C
التكافؤ	2	4

3 مبادلة التكافؤ بين العناصر

أكسيد الكربون

الرمز	O	C
السعة الاتحادية	2	4

C_2 O_4

4 تبسيط نسب التكافؤ

CO_2

كتابة صيغة مركب تساهمي

مثال

اكتب الصيغة الكيميائية لمركب ثنائي أكسيد السيلكون

1 كتابة الرموز الصحيحة للعناصر

Si السيليكون أكسيد O

2 تحديد تكافؤ كل عنصر

أكسيد السيليكون

الرمز	O	Si
التكافؤ	2	4

3 مبادلة التكافؤ بين العناصر

أكسيد السيليكون

الرمز	O	Si
السعة الاتحادية	2	4

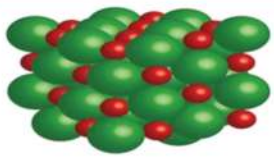
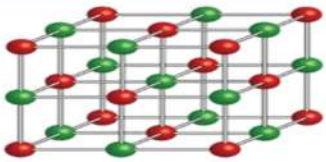
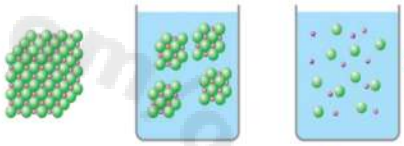
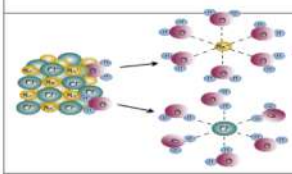
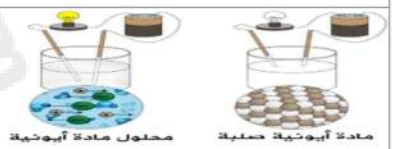
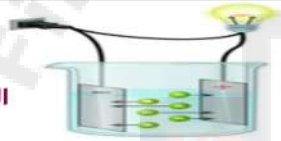
Si_2 O_4

4 تبسيط نسب التكافؤ

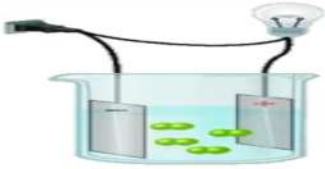
SiO_2

الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية والتساهمية

خصائص المركبات الأيونية

الخاصية	السبب
بلورية صلبة عند درجة حرارة الغرفة 	الترتيب المنتظم للأيونات في الشبكة وتقارب الأيونات مختلفة الشحنات 
درجة غليان وانصهار مرتفعة، وليست متطايرة	قوى الترابط الكهروستاتيكية بين الأيونات المختلفة تكون شديدة وتحتاج إلى كميات طاقة كبيرة لتنفصل عن بعضها البعض
تذوب في الماء ولا تذوب في المركبات العضوية 	الماء قطبي (يحتوي على طرف موجب وآخر سالب) فينجذب للشحنات الموجبة والسالبة في المركب ويعمل على تفكيكه 
محاليلها موصلة للتيار الكهربائي بينما تكون غير موصلة في حالتها الصلبة 	بسبب وجود الأيونات الحرة في المحاليل التي تتجه للأقطاب الكهربائية عند تعرضها لجهد كهربائي 

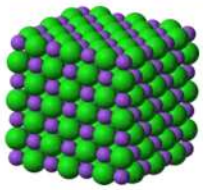
خصائص المركبات التساهمية

الخاصية	السبب
سائلة أو غازية عند درجة حرارة الغرفة	قوى التجاذب بين الجزيئات ضعيفة
درجة غليان وانصهار منخفضة، الجزيئات الصغيرة متطايرة بينما الكبيرة أقل تطايراً	قوى الترابط بين الجزيئات ضعيفة فلا تحتاج إلى كميات طاقة كبيرة لتنفصل عن بعضها البعض
تذوب في المركبات العضوية، وعدد قليل منها يذوب في الماء	تذوب في المركبات العضوية للتشابه في تراكيبها
غير موصلة للكهرباء 	لا تحتوي على أيونات لنقل الكهرباء

الدرس الثالث: البلورات

أنواع البلورات

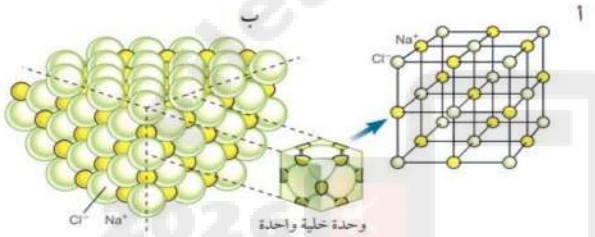
1 البلورات الايونية



2 البلورات التساهمية

1.المركبات الايونية تشكل شبكة أيونية ضخمة

2.تتكون الشبكة من أيونات موجبة وأيونات سالبة



المركب الايوني متعادل

يتساوى عدد الشحنات الموجبة مع عدد الشحنات السالبة (الشحنات متوازنة)

المركب يشكل شبكة أيونية ضخمة

بسبب قوة الترابط حيث تنشأ قوة تجاذب كهرو ستاتيكي بين الجسيمات ذات الشحنة المتعاكسة

البلورات التساهمية

1 بلورات بسيطة

اليود – الكبريت

درجات انصهارها منخفضة

بسبب قوى الترابط الضعيفة

تكون سهلة التفكك بالحرارة

لكنها عند التفكك لا تحمل شحنة ولا توصل الكهرباء

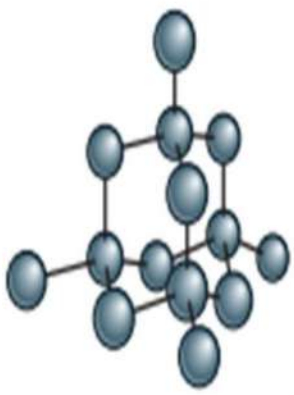
2 بلورات تساهمية ضخمة (جزيئات كبيرة)

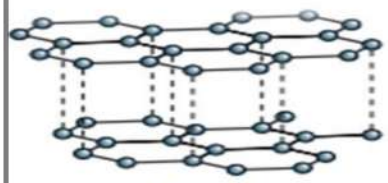
الكربون - السيليكون

تشكل روابط تساهمية ثنائية أو ثلاثية

تصبح الشبكة قوية جدا لأن الذرات جميعها مرتبطة بروابط تساهمية قوية

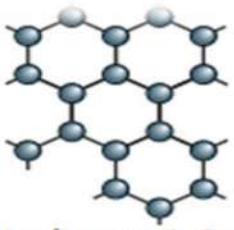
خصائص الماس





التركيب الطبقي للجرافيت

خصائص الجرافيت



طبقة واحدة من الجرافيت

الجرافيت

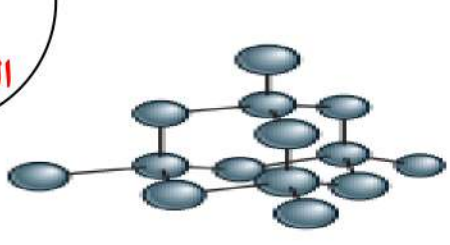
- يترتب في طبقات مستوية سداسية الزوايا مترابطة
- يشكل جزيء ضخم ثلاثي الأبعاد
- كل ذرة كربون مرتبطة بثلاث ذرات كربون أخرى بروابط تساهمية
- يبقى الكترون واحد لكل ذرة كربون يشارك في تكوين رابطة ثنائية
- الالكترونات الغير متمركزة تتحرك بحريه داخل طبقات الجرافيت
- فيمكن للجرافيت أن يوصل الكهرباء
- قوى التجاذب ضعيفة بين طبقات الجرافيت
  - لذلك يستخدم في التشحيم
  - وهذا يجعلها سهلة الانزلاق

أوجه التشابه بين الماس وثاني أكسيد السليكون

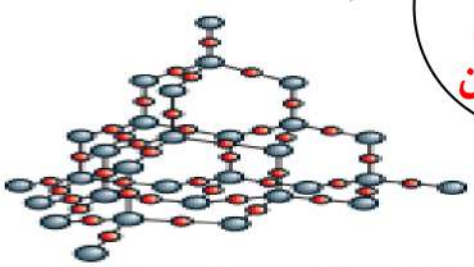
- تتشابه في التركيب
- يحدث ترابط تساهمي فيها

الماس وثنائي أكسيد السيليكون

- الخصائص الفيزيائية
- كلاهما صلب ودرجات الانصهار مرتفعة



ماس



ثنائي أكسيد السيليكون