أوراق عمل للصف العاشر

الفصل الدراسي الثاني

2017/2016

درس الروابط الأيونية والفلزات

تُستخدم أوراق العمل للمساعدة على أداء الأنشطة داخل الصف،

ولا تُغني عن الكتاب المدرسي

محمد أحمد عبدالباري

المركبات الأيونية

الرابطة الكيميائية

جميع الذرات تكون متعادلة كهربياً لأن عدد البروتونات الموجبة المكونة للنواة يتساوى مع عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة، لكن في المقابل ليست كل الذرات مستقرة، تمتلك العديد من الذرات طاقة عالية تجعلها غير مستقرة مما يدفعها لمحاولة الوصول لحالة الاستقرار بتقليل طاقتها ويتم ذلك خلال تكوين الروابط الكيميائية حيث تفقد الذرة إلكترونات أو تكتسب أو تشارك إلكترونات تكافؤها مع ذرات أخرى.

كيف تصل الذرات لحالة الاستقرار؟

عندما تصل الذرات لمستوى أخير ممتلئ بالإلكترونات وذلك،بفقدان إلكترونات من مستواها الأخير أو اكتساب إلكترونات أو المشاركة بها.

الرابطة الكيميائية: قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر من خلال فقدان الذرة لإلكتروناتها أو اكتساب إلكترونات أو مشاركتها مع ذرات أخرى وذلك للوصول لتوزيع إلكتروني مشابه لتوزيع أقرب غاز نبيل..

تكوين الأيون الموجب

يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة إلكترون أو أكثر من إلكترونات تكافؤها وذلك للوصول لتوزيع إلكتروني مشابه لتوزيع أقرب غاز نبيل.

الصوديوم

تفقد إلكترون وحيد

عدد البروتونات = 11	عدد البروتونات = 11
عدد الإلكترونات = 10	عدد الإلكترونات = 11
الشحنة = 1+	الشحنة = 0 (متعادل)
ذرة النيون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
ذرة الصوديوم	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
أيون الصوديوم 1+	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

الألومنيوم

تفقد 3 إلكترونات

عدد البروتونات = 13	عدد البروتونات = 13
عدد الإلكترونات = 10	عدد الإلكترونات = 13
الشحنة = 3+	الشحنة = 0 (متعادل)
ذرة النيون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
ذرة الألومنيوم	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3$
أيون الألومنيوم 3+	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

الأيون الموجب (الكاتيون): هو ذرة فقدت إلكتروناً أو أكثر خلال تفاعل كيميائي.

كيف تغيرت ذرة الصوديو عندما تحولت إلي أيون الصوديوم 1+ ؟

لم تتحول ذرة الصوديوم إلى ذرة نيون ولكن أصبح توزيعها الإلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني لغاز النيون الخامل والدليل على ذلك أن عدد البروتونات المكونة للنواة لازال ثابتاً عند الرقم 11 وهو الرقم المميز لذرة الصوديوم.

النشاطية

تفقد ذرات الفلزات الإلكترونات الخارجية بسهولة لذلك تكون نشطة كيميائياً، ونجد فلزات المجموعتين الأولى والثانية الأنشط على الإطلاق كذلك فلزات المجموعة 13.

المجموعة	التوزيع الإلكتروني	عدد الإلكترونات المفقودة	الشحنة
1	ns^1	1	1+
2	ns^2	2	2+
3	$ns^2\ np^1$	3	3+

Mohamed Ahmed Abdelbari

أيونات الفلزات الانتقالية

الفلزات الانتقالية: الفلزات التي ينتهي توزيعها الإلكتروني في المستوى الفرعي (d) . مثل فلز الحديد وتوزيعه الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2 3d^6$

كما نرى أن التوزيع الإلكتروني للعناصر الانتقالية ينتهي بالتوزيع الإلكتروني ns^2 لذا فإن الفلزات الانتقالية تفقد الإلكترونين بالمستوى الفرعي s وتكون أيون 2+ كما يمكن أن تفقد إلكترون من المستوى d مع إلكترونين من s ويصبح تكافؤها 3+.

ما الاحتمالات الممكنة لشحنة الأيون المتكون للعناصر الانتقالية؟

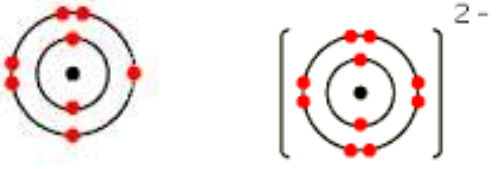
2+ أو 3+ ،فمثلاً يكون الحديد أحد أيونين إما Fe^{+2} أو Fe^{+3}

تكوين الأيون السالب

تميل عناصر اللافلزات لاكتساب إلكترونات لتصل لتوزيع إلكتروني مماثل للتوزيع الإلأكتروني لأقرب غاز نبيل، فمثلاً

الأكسجين

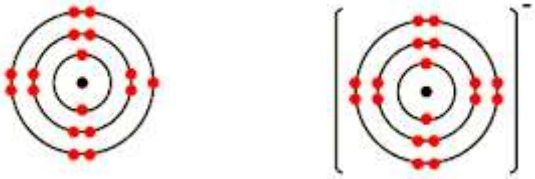
تكتسب إلكترونين



عدد البروتونات = 8	**عدد البروتونات** = 8
عدد الإلكترونات = 10	**عدد الإلكترونات** = 8
الشحنة = 2-	**الشحنة** = 0 (**متعادل**)
ذرة النيون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
ذرة الأكسجين	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
أيون الأكسيد 2-	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

الكلور

تكتسب إلكترون وحيد



عدد البروتونات = 17	**عدد البروتونات** = 17
عدد الإلكترونات = 18	**عدد الإلكترونات** = 17
الشحنة = 1-	**الشحنة** = 0 (**متعادل**)
ذرة الأرجون	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
ذرة الكلور	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
أيون الكلوريد 1-	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

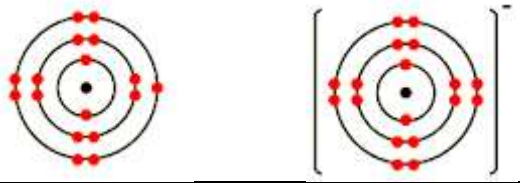
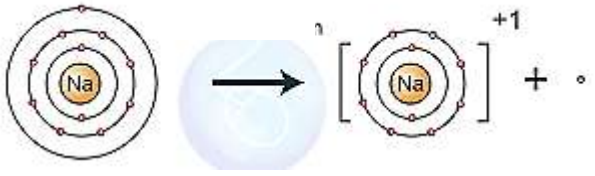
الأيون السالب (الأنيون) : الأيون المتكون نتيجة اكتساب ذرة اللافلز إلكترون أو أكثر. ويُضاف المقطع (يد) على اسم العنصر عندما يتحول إلى أنيون فمثلاً الكلور يتحول إلى كلوريد والأكسجين يتحول إلأى أُكسيد.

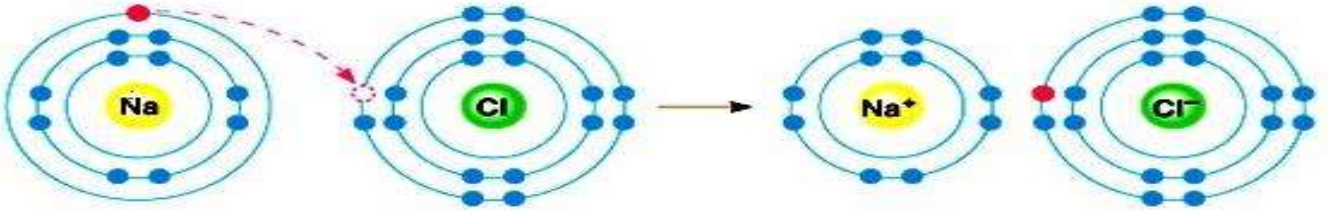
تتفاوت أعداد الإلكترونات التي من الممكن أن تكتسبها ذرات عناصراللافلزات بحسب موقع اللافلز في الجدول الدوري،

المجموعة	التوزيع الإلكتروني	عدد الإلكترونات المُكتسبة	التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل	الشحنة
15	$ns^2\ np^3$	3	$ns^2\ np^6$	3-
16	$ns^2\ np^4$	2	$ns^2\ np^6$	2-
17	$ns^2\ np^5$	1	$ns^2\ np^6$	1-

Mohamed Ahmed Abdelbari

المركبات الأيونية والروابط الأيونية

الكلور	الصوديوم
تكتسب إلكترون وحيد	تفقد إلكترون وحيد
	
عدد البروتونات = 17	عدد البروتونات = 11
عدد الإلكترونات = 18	عدد الإلكترونات = 10
الشحنة = 1-	الشحنة = 1+
ذرة الأرجون $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	ذرة النيون $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
ذرة الكلور $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	ذرة الصوديوم $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
أيون الكلوريد 1- $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	أيون الصوديوم 1+ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
عدد البروتونات = 17	عدد البروتونات = 11
عدد الإلكترونات = 18	عدد الإلكترونات = 11
الشحنة = 1-	الشحنة = 0 (متعادل)



تفقد ذرة الصوديوم الإلكترون وتكتسبه ذرة الكلور ويتحول الصوديوم إلى أيونات موجبة ويتحول الكلور إلى أيونات سالبة ويربط بينهما التجاذبالإلكتروستاتيكي.

الربطة الأيونية: القوة الكهروستاتيكية التي تجذب الشحنات المختلفة في المركب الأيوني.

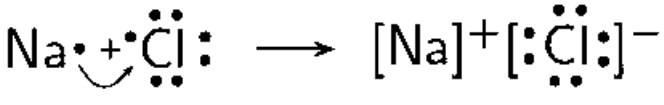
المركب الأيوني: المركب الذي يتكون نتيجة روابط أيونية.

المركبات الأيونية الثنائية

هي المركبات التي تتكون بين أيون موجب ناتج عن فلز مع أيون سالب ناتج عن لافلز مثل كلوريد الصوديوم (NaCl) المتكون بين الصوديوم والكلور وكذلك أُكسيد المغنيسيوم (MgO) المتكون بين المغنيسيوم والأُكسجين.

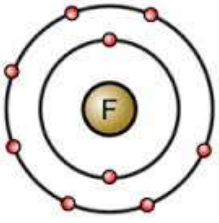
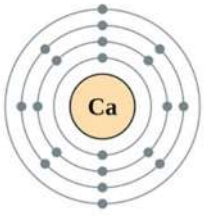
الشحنات وتكوين المركبات الأيونية

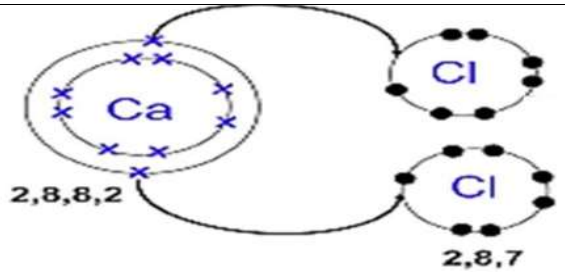
لابد أن يكون المركب الناتج متعادل الشحنة إجمالاً فعدد الإلكترونات التي تفقدها ذرات الفلز لابد أن تساوي عدد الشحنات التي تكتسبها ذرات اللافلز. كان هذا واضحاً في عدد الشحنات التي يحملها أيون الصوديوم وكذلك في المقابل عدد الشحنات التي يحملها أيون الكلوريد.



Mohamed Ahmed Abdallah

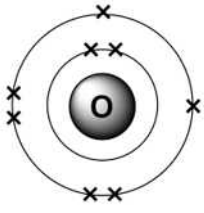
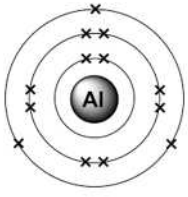
يمكن القياس على نفس المستوى عندما يتفاعل الكالسيوم مع الفلور،

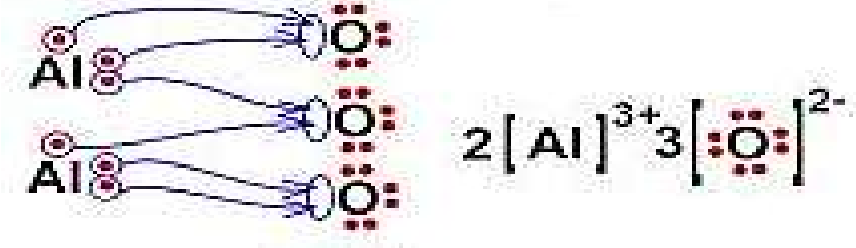
الفلور	الكالسيوم
	
$[He]\ 2s^2 2p^5$	$[Ar]\ 4s^2$
يكفيه أن **يكتسب إلكترون وحيد** ليستقر	يحتاج أن **يفقد إلكترونين** حتى يستقر



$$CaCl_2$$

كذلك عندما يتفاعل الألومنيوم مع الأكسجين

الأكسجين	الألومنيوم
	
$[He]\ 2s^2 2p^4$	$[Ne]\ 3s^2 3p^1$
يكفيه أن **يكتسب إلكترونين** ليستقر	يحتاج أن **يفقد ثلاث إلكترونات** حتى يستقر



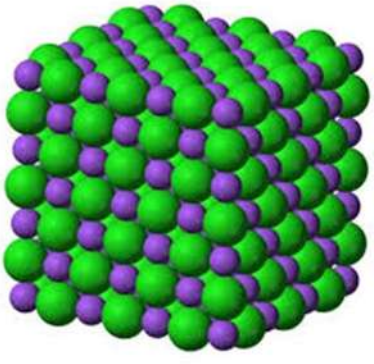
$$Al_2O_3$$

Mohamed Ahmed Abdelbari

المركبات الأيونية عديدة الذرات

من الممكن أن تتكون مركبات أيونية بين عنصر فلزي (يكون الأيون الموجب) ومجموعة من العناصر اللافلزية والتي ترتبط معاً (وتكون الأيون السالب)

المركب		العناصر	الصيغة
السيليكات		السيليكون والأُكسجين	SiO_3^{2-}
الهاليدات	**الفلورات**	الفلور والأُكسجين	FO_3^{1-}
	الكلورات	الكلور والأُكسجين	ClO_3^{1-}
	البرومات	البروم والأُكسجين	BrO_3^{1-}
	اليودات	اليود والأُكسجين	IO_3^{1-}
البورات		البورون والأُكسجين	BO_3^{3-}
الكربونات		الكربون والأُكسجين	CO_3^{2-}



خواص المركبات الأيونية

يتحكم البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية في خواصها، ويتكون البناء الفيزيائي من عدد كبير من الأيونات الموجبة والسالبة والتي يتحدد عددها بحسب عدد الإلكترونات التي يفقدها الفلز وعدد الإلكترونات التي يكتسبها اللافلز. فمثلاً تترتب الأيونات في بللورة كلوريد الصوديوم بحيث يُحاط كل أيون موجب بستة أيونات سالبة والعكس صحيح، وبذلك تكون النسبة النهائية للأيونات (1:1) ويكون الشكل النهائي للبلورة مكعباً.

الشبكة البلورية: ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد يُحاط فيه الأيون الموجب بالأيونات السالبة وكذلك يُحاط الأيون السالب بالأيونات الموجبة.

الخواص الفيزيائية

درجات الانصهار والغليان

تتسم المركبات الأيونية بدرجات انصهار وغليان مرتفعة وذلك بسبب قوة الرابطة الأيونية والتي ترتبط بالتجاذب بين الأيونات الموجبة والسالبة المكونة للبلورة، كذلك تمتاز بألوان زاهية بسبب وجود الفلزات الانتقالية داخل الشبكة البلورية.

توصيل الكهرباء

يعتمد توصيل الكهرباء على توافر الشحنات حرة الحركة، ولأن الشحنات تكون متماسكة في حالة المواد الأيونية الصلبة فإنها لا توصل الكهرباء. أما وعلى العكس من ذلك في حالة المصهور أو المحلول فإنها توصل التيار الكهربائي بسبب تواجد الجسيمات المشحونة حرة الحركة.

الإلكتروليت: المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربي.

الصلابة

تتميز المركبات الأيونية بالقوة والصلابة ، و هذا بسبب التماسك الواضح بين الشحنات المختلفة المكونة للمركب الأيوني.

Mohamed Ahmed Abdallah

الهشاشة

عند الطرق على البلورة الأيونية فإن الشحنات تتحرك على طول البلورة مما يسبب إعادة ترتيبها بحيث تتقابل الشحنات المُتشابهة فيؤثر النافر بينها على تماسك البلورة مما يجعلها تتشقق وتتفتت.

الطاقة والروابط الأيونية

التفاعل الطارد للحرارة: التفاعل الذي يُطلق الطاقة أثناء حدوثه.

التفاعل الماص للحرارة: التفاعل الذي يمتص طاقة أثناء حدوثه.

تُوصف التفاعلات التي يتكون خلالها مركبات أيونية بأنها تفاعلا طادرة للحرارة حيث أن طاقة الأيونات في حالة المركب أقل من طاقة الأيونات في حالة الذرات المفردة، لذا عند اتحادها واستقرارها ينطلق الفرق في الطاقة. عندما تكتسب البلورة نفس القدر من الطاقة التي تطلقه أثناء تكونها فإنها تتفكك إلى مكوناتها الأساسية.

طاقة الشبكة البلورية

طاقة الشبكة البلورية: الطاقة اللازمة لفصل أيونات 1 مول من المادة الأيونية، في هذه الحالة تكون طاقة ممتصة، وتزداد بزيادة التجاذب بين مكونات المركب.

وهي كذلك نفس مقدار الطاقة المنطلقة أثناء تكون نفس ال 1 مول، وفي هذه الحالة تكون طاقة منطلقة.

ترتبط طاقة الشبكة بـ

مقدار الشحنة

- ✓ تزيد طاقة الشبكة بزيادة الشحنة التي تحملها الأيونات المكونة للمركب.
- ✓ مركب MgO له طاقة شبكة أكبر ب 4 مرات من المركب NaF
- ✓ يحمل أيون Mg شحنة 2+ وأيون O شحنة 2-
- ✓ يحمل أيون Na شحنة 1+ وأيون F شحنة 1-

مقدار الحجم

- ✓ تقل طاقة الشبكة بزيادة حجوم الأيونات المكونة للمركب.
- ✓ كلما زادت حجوم الأيونات زادت المسافات بينها مما يقلل من قوى التجاذب وبالتالي يقلل من طاقة الشبكة.
- ✓ المركبات التي يكونها أيون الليثيوم أقوى من التي يكونها أيون البوتاسيوم لأن الليثيوم أصغر في الحجم من البوتاسيوم.

Mohamed Ahmed Abdelbari

صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

وحدة الصيغة الكيميائية: الصيغة الكيميائية لمركب أيوني.

حيث أن المركب الأيوني يتكون من كم هائل من الأيونات الموجبة والسالبة فإن أصغر قيمة يمكن استخلاصها من نسب تواجد الأيونين الموجب والسالب هي ما يُكتب عند كتابة وحدة الصيغة، فنجد أن $CaCl_2$ هي أصغر نسبة تتواجد في مركب كلوريد الكالسيوم، وفي النهاية نجد الشحنة الإجمالية على المركب تساوي صفر.

الأيونات أحادية الذرات

الأيون أحادي الذرات: أيون يتكون من ذرة واحدة فقط إما موجبة ناتجة من فلز أو سالبة ناتجة من لافلز.

تتكون المركبات الأيونية الثنائية من ترابط أيونين أحادي الذرات أحدهما موجب والآخر سالب، ويكون الأيون أحادي الذرة بغض النظر عن شحنته أو قيمة هذه الشحنة فأيونات (الفلور F^{1-})، (المغنيسيوم Mg^{2+}) و (الألومنيوم Al^{3+}) هي أيونات أحادية بالرغم من اختلاف شحنتها أو قيمة الشحنة.

المجموعة	العناصر	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-

أعداد التأكسد

عدد التأكسد: الشحنة التي يحملها الأيون أحادي الذرة.

يُشير عدد التأكسد إلى عدد الإلكترونات المفقودة أو المُكتسبة خلال تكون الأيون فعدد تأكسد الصوديوم في مركب كلوريد الصوديوم يساوي +1 وعدد تأكسد الكلور يساوي -1 . تختلف أعداد التأكسد الممكنة للعناصر الانتقالية والتي تقع ضمن المجموعات من 3 إلى 12 في الجدول الدوري وكذلك بعض عناصر المجموعة 13 و14 كما بالجدول التالي

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+}

Mohamed Ahmed Abdelbari

الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية

أساسيات كتابة الصيغة

1) دائما الشحنة الإجمالية لأي مركب تساوي صفر.
2) تُكتب المركبات الأيونية بحيث يكون رمز الأيون الموجب أولاً يتبعه رمز الأيون السالب.
3) توضع أرقام صغيرة أسفل رمز العنصر تعبر عن نسبة تواجده في المركب.
4) إذا لم يُكتب رقم أسفل رمز العنصر فهذا يدل على أن نسبته تساوي الرقم واحد(1)

مثال

فلوريد الصوديوم

العناصر المكونة الفلور F والصوديوم Na

شحنة أيون الفلور -1 بينما شحنة أيون الصوديوم $+1$

عدد الإلكترونات التي يفقدها الفلز تساوي عدد الإلكترونات التي يكتسبها اللافلز.

الصيغة تكون $Na^{1+}\ F^{1-}$

NaF حساب الشحنات : $+1-1 = 0$

مثال 2

أُكسيد البوتاسيوم

العناصر المكونة الأُكسجين O والبوتاسيوم K

شحنة أيون الأُكسجين -2 بينما شحنة أيون البوتاسيوم $+1$

عدد الإلكترونات التي يكتسبها اللافلز تساوي ضعف عدد الإلكترونات التي يفقدها الفلز.

الصيغة تكون $K^{1+}\ O^{2-}$

K_2O ← $K_2\ O$ حساب الشحنات : $(2 \times +1) - 2 = 0$

صيغ المركبات الأيونية عديدة الذرات

أساسيات كتابة الصيغة

هي نفس أساسيات كتابة صيغة المركبات الأيونية الثنائية وذلك بسبب أن الأيون متعدد الذرات يسلك سلوك الأيون أحادي الذرة وحيث أن شحنته ثابتة فيتغير عدد الأيونات المشاركة بحسب عدد الشحنات المقابلة.

الأيون الأُكسجيني: أيون عديد الذرات يتكون من لافلز مرتبط مع ذرة أو أكثر من الأُكسجين.

من الممكن أن يكون لنفس العنصر اللافلزي أكثر من أيون أكسجيني مختلفين في عدد ذرات الأكسجين.

مثال

أُكسيد الأمونيوم

الأيونات المكونة الأُكسيد O^{2-} والأمونيوم NH_4^+

شحنة أيون الأُكسجين -2 بينما شحنة أيون الأمونيوم $+1$

الصيغة تكون $NH_4^{1+}\ O^{2-}$

$(NH_4)_2O$ ← $(NH_4)_2\ O$ حساب الشحنات : $(2 \times +1) - 2 = 0$

Mohamed Ahmed Abdelbari

الاسم	الأيون	الاسم	الأيون
الأمونيوم	NH_4^+	البيرايودات	IO_4^-
النيتريت	NO_2^-	الأسيتات(الخلات)	CH_3COO^-
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-}

أسماء الأيونات والمركبات الأيونية

تسمية الأيونات الأُكسجينية السالبة

بسبب اختلاف عدد ذرات الأكسجين الممكنة للأيون الأُكسجيني تختلف التسمية، فمثلاً الجزيئات التي تحتوي على عدد أكبر من الأُكسجين تنتهي أسماؤها بالمقطع (ات) والتي تحتوي على عدد أقل تنتهي أسماؤها بالمقطع (يت)

أيونات الكبريت **أيونات النيتروجين**

SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_2^-	NO_3^-
الكبريتيت	الكبريتات	النيتريت	النترات

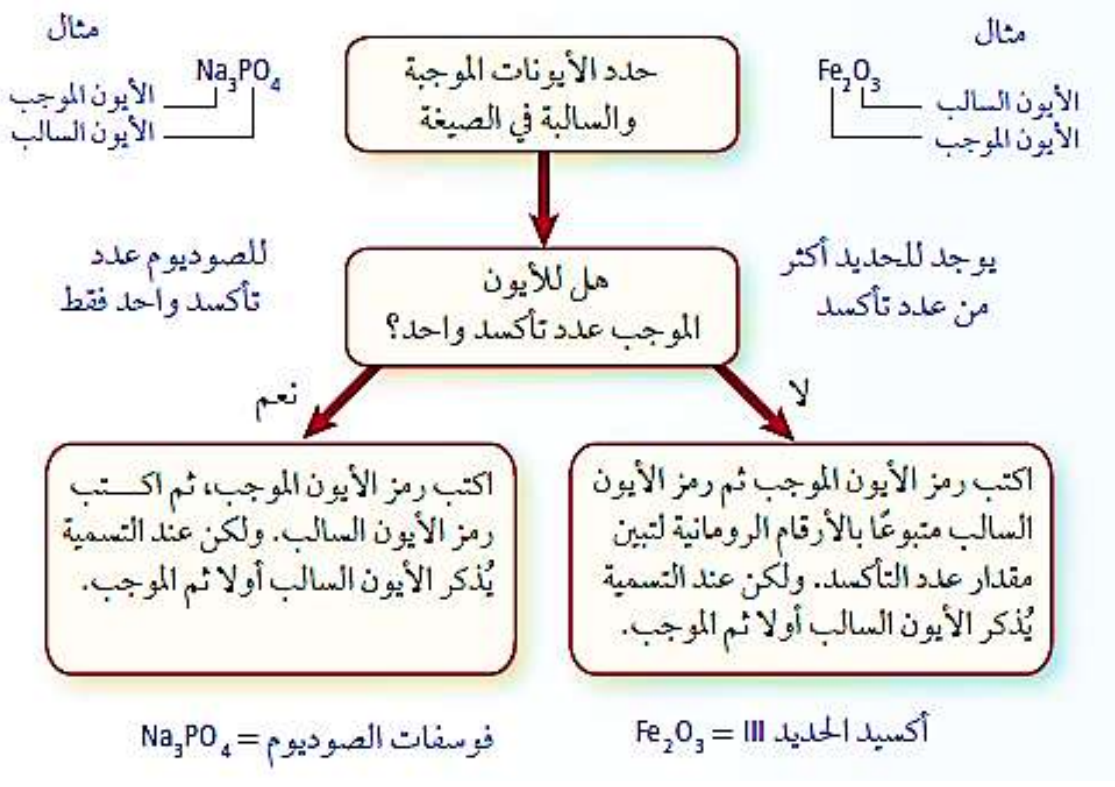
عندما يكون اللافلز أربعة أشكال مختلفة من الأيونات الأُكسجينية فتكون التسمية كالتالي،

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

تسمية المركبات الأيونية

1) يُذكر اسم الأيون السالب أولاً متبوعاً باسم الأيون الموجب.
2) يُستخدم اسم العنصر في حالة كان موجباً في أيون أُحادي الذرة.
3) يُضاف المقطع (يد) لاسم العنصر في حال تكوينه لأيون سالب أُحادي الذرة.
4) يُكتب عدد تأكسد العنصر المكون للأيون الموجب في حال كان له أكثر من عدد تأكسد.

Mohamed Ahmed Abdelbari



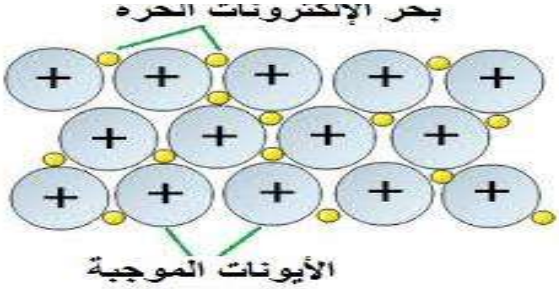
Mohamed Ahmed Abdelbari

الروابط الفلزية وخواص الفلزات

ما أوجه الشبه بين الروابط في الفلزات والروابط في المركبات الأيونية؟

1) الروابط تعتمد على التجاذب بين الشحنات المختلفة.
2) تكون الفلزات شبكات بلورية شبيهة بتلك التي تكونها المركبات الأيونية.

بحر الإلكترونات



بدلاً من مشاركة إلكترونات التكافؤ أو فقدانها تتداخل مستويات الطاقة الخارجية في الفلز مع بعضها، ويحيط بحر الإلكترونات بالأيونات الموجبة مكونين معاً الشبكة الفلزية. لا ترتبط الإلكترونات بذرة محددة ولكنها تنتقل بحرية من ذرة إلى أخرى.

نموذج بحر الإلكترونات: التداخل الناتج بين مستويات الطاقة الخارجية لأيونات الفلز والتي تحيط بها الإلكترونات.

الإلكترونات الحرة: الإلكترونات التي تتحرك بحرية خلال الأيونات الموجبة المكونة للشبكة الفلزية.

الرابطة الفلزية: قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة وبحر الإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.

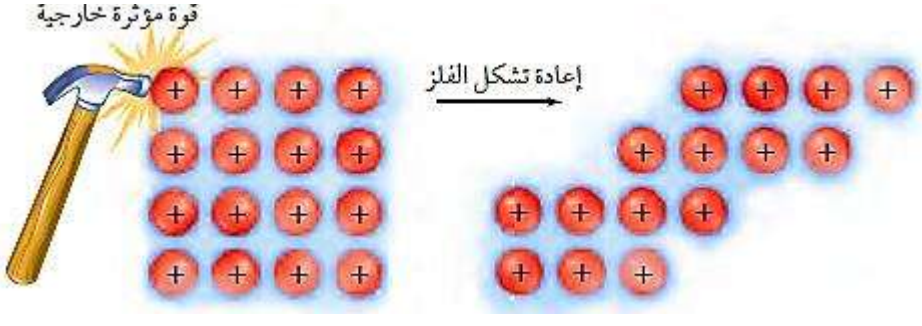
خواص الفلزات

درجتا الانصهار والغليان

للفلزات درجات انصهار وغليان مرتفعة وذلك بسبب قوة الرابطة الفلزية، إلا أن درجة الانصهار تكون أقل من المتوقع وذلك لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات السالبة ليست بحاجة لطاقة كبيرة كي تزلق فوق بعضها إلا أنها تحتاج لطاقة كبيرة لفصل الأيونات عن بعضها تماما وهو ما ينعكس على ارتفاع درجة الغليان.

تتفاوت درجات غليان الفلزات فنجد الزئبق السائل في درجات الحرارة العادية والذي يُستخدم في مقاييس الحرارة وفي المقابل نجد درجة انصهار التنجستين تساوي $3422^{o}C$ لذا يُستخدم كفتيل للمصباح و في صنع المركبات الفضائية.

قابلية الطرق والسحب



قابليةالطرق: قابلية تحول المادة إلى صفائح رقيقة.

قابلية السحب: قابلية المادة لتتحول إلى أسلاك.

الفلزات قابلة للطرق والسحب، وذلك لأن الجسيمات تتحرك بواسطة الشد أو الدفع مع التأكيد على أن الترابط قوي جداً بين الأيونات الموجبة وبحر الإلكترونات مما يجعل غالبية الفلزات متينة للغاية.

Mohamed Ahmed Abdelbari

توصيل الحرارة والكهرباء

بسبب حرية حركة الإلكترونات تكون الفلزات موصلة جيدة للحرارة والكهرباء، وليس هذا وفقط بل إنها السبب الرئيسي للمعان بعض المعادن وبريقها.

الصلابة والقوة

كلما زادت عدد الشحنات الموجبة والسالبة في الشبكة الفلزية كان الفلز أقوى، إن الفلزات الانتقالية لا تُشارك في الشبكة بإلكترونات المستوى الفرعي s فقط بل وكذلك بعض إلكترونات d وهذا ما يجعلها أقوى وأصلب.

لماذا يكون الحديد والنيكل أقوى وأصلب من الليثيوم والصوديوم؟

الليثيوم والصوديوم معادن لينة وكذلك كافة الفلزات القلوية (فلزات المجموعة الأولى) وذلك لأنها تُشارك في الشبكة الفلزية بإلكترون وحيد. وفي المقابل تُشارك عناصر الحديد والنيكل بإلكترونات المستوى الفرعي s و بعض إلكترونات d وهذا ما يجعلها أقوى وأصلب.

السبائك الفلزية

السبيكة: خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة. مثل الفولاذ والبرونز.

خواص السبائك

تختلف خواص السبائك عن العناصر المكونة لها بالرغم من أنها خليط وليست مركب. فالفولاذ مثلاً مصنوع من الحديد مخلوط بعناصر منها الكربون إلا أنه أكثر قوة.

Mohamed Ahmed Abdelbari