1-3: تكون الأيون

الرابطة الكيميائية

- **الرابطة الكيميائية**: قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر من خلال **فقد** الذرة للإلكترونات أو **اكتسابها** أو المساهمة فيها بالاشتراك مع ذرة أو ذرات أخرى.

تكوين الأيون الموجب

- يتكون **الأيون الموجب** عندما **تفقد** الذرة إلكترون أو إلكترونات التكافؤ لتصل إلى التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل. و يسمى الأيون الموجب **بالكاتيون**.

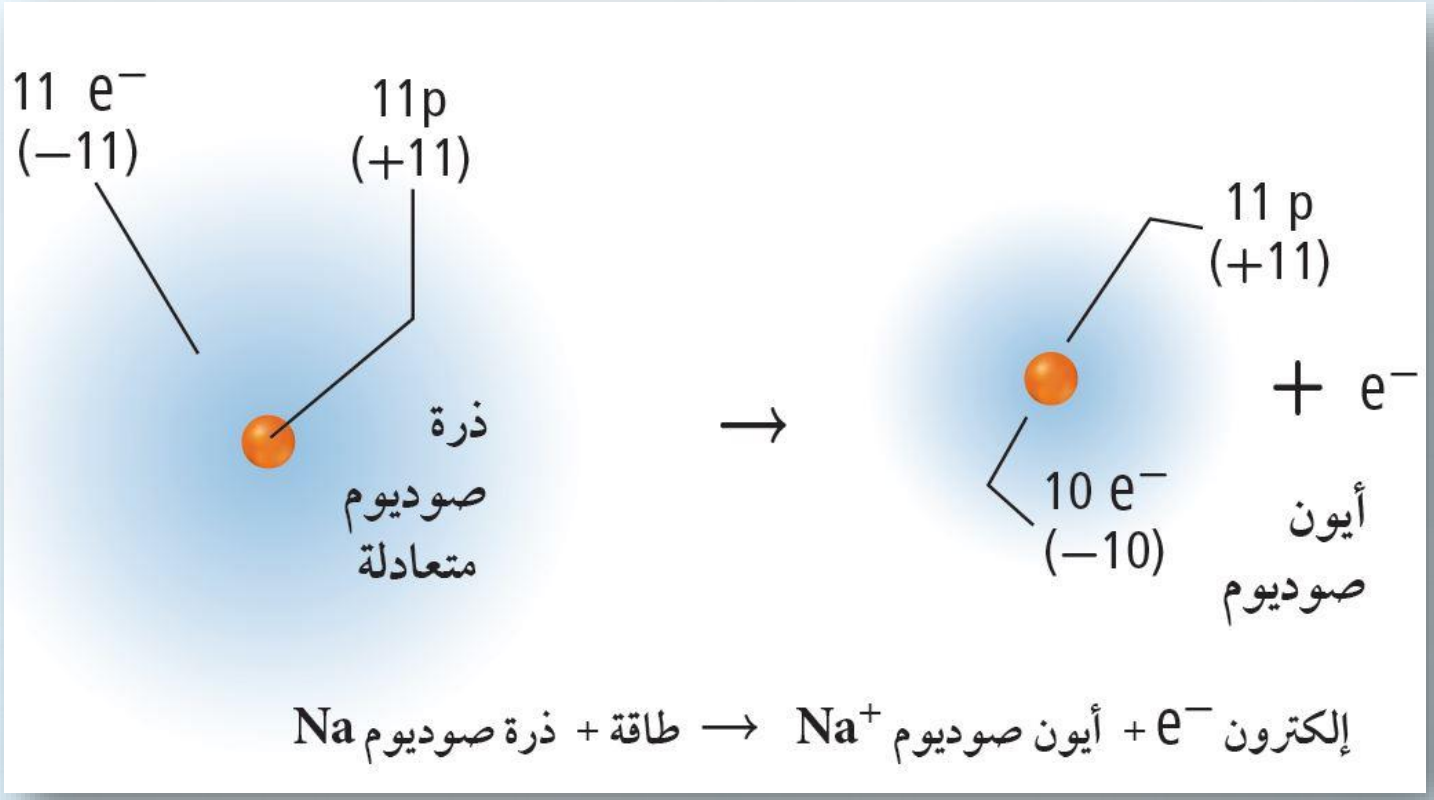
$Ne : 1s^2 2s^2 2p^6$ (ذرة نيون–غاز نبيل)

$Na : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (ذرة صوديوم)

$Na^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$ (أيون صوديوم–كاتيون)

تابع تكوين الأيون الموجب

❖ عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترونا فإنها تتحول إلى أيون الصوديوم الموجب و ليس إلى ذرة نيون و إن تشابها في التوزيع الإلكتروني لأن عدد البروتونات في نواة الصوديوم (العدد الذري) يبقي كما هو (11) الذي يميز ذرة الصوديوم.



أيونات الفلزات

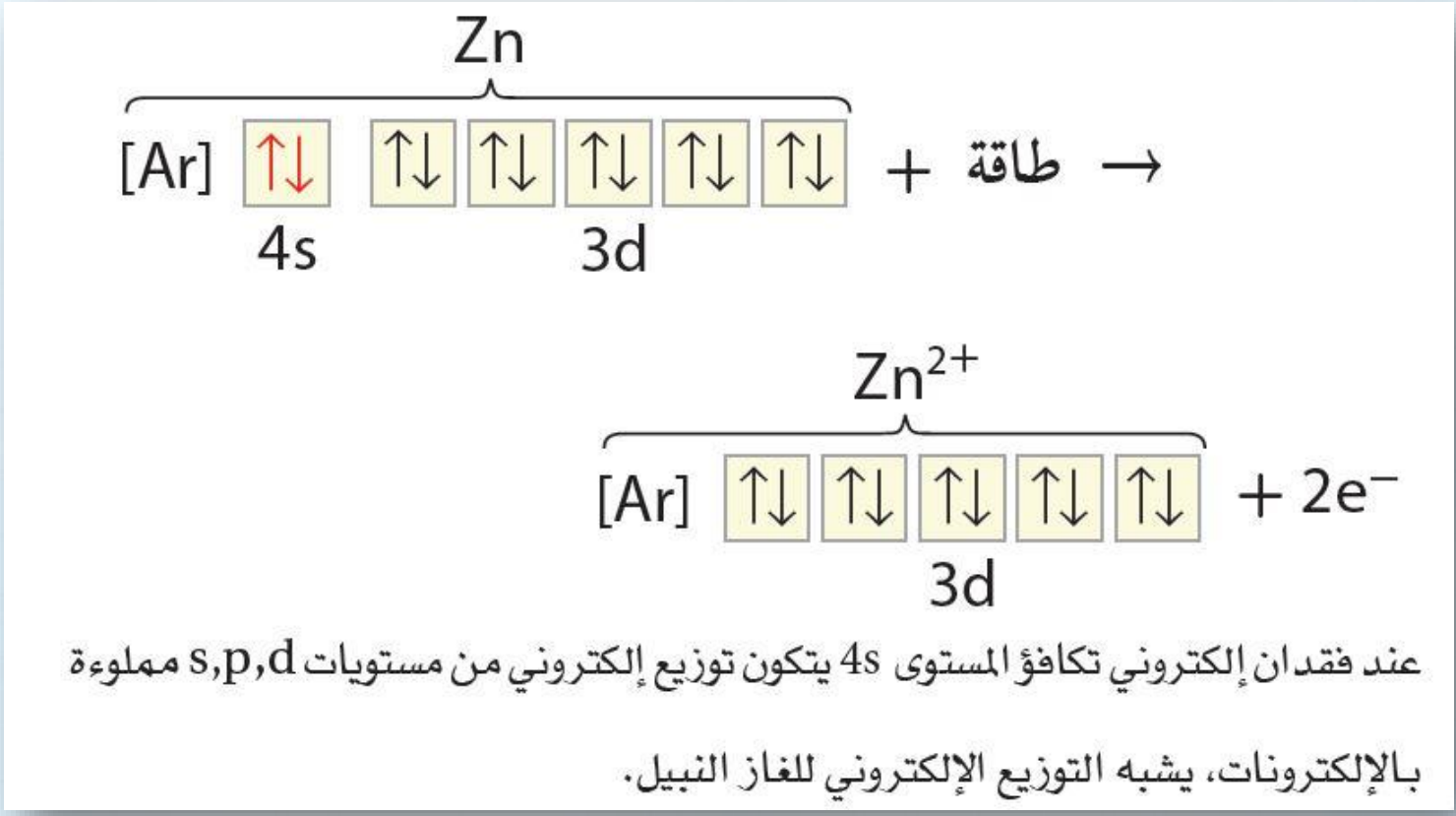
- ذرات الفلزات نشيطة كيميائيا لأنها تفقد إلكترونات تكافئها بسهولة.
- فلزات المجموعتين الأولى و الثانية الأكثر نشاطا في الجدول الدوري.
- فلزات المجموعة الأولى تكون أيونات موجبة أحادية الشحنة (+1) و فلزات المجموعة الثانية تكون أيونات موجبة ثنائية الشحنة (+2) و بعض عناصر المجموعة الثالثة عشر تكون أيونات موجبة ثلاثية الشحنة (+3).

الجدول 1-3 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 الإنتقالية

- عادة ما تفقد الفلزات الإنتقالية إلكترونين من إلكترونات التكافؤ فيتكون أيونات موجبة ثنائية الشحنة (+2) .
- يمكن للفلزات الانتقالية أن تفقد أيضا إلكترونات من المستوى d .



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

المستوى 2 مقررات
المستوى 3 فصلي

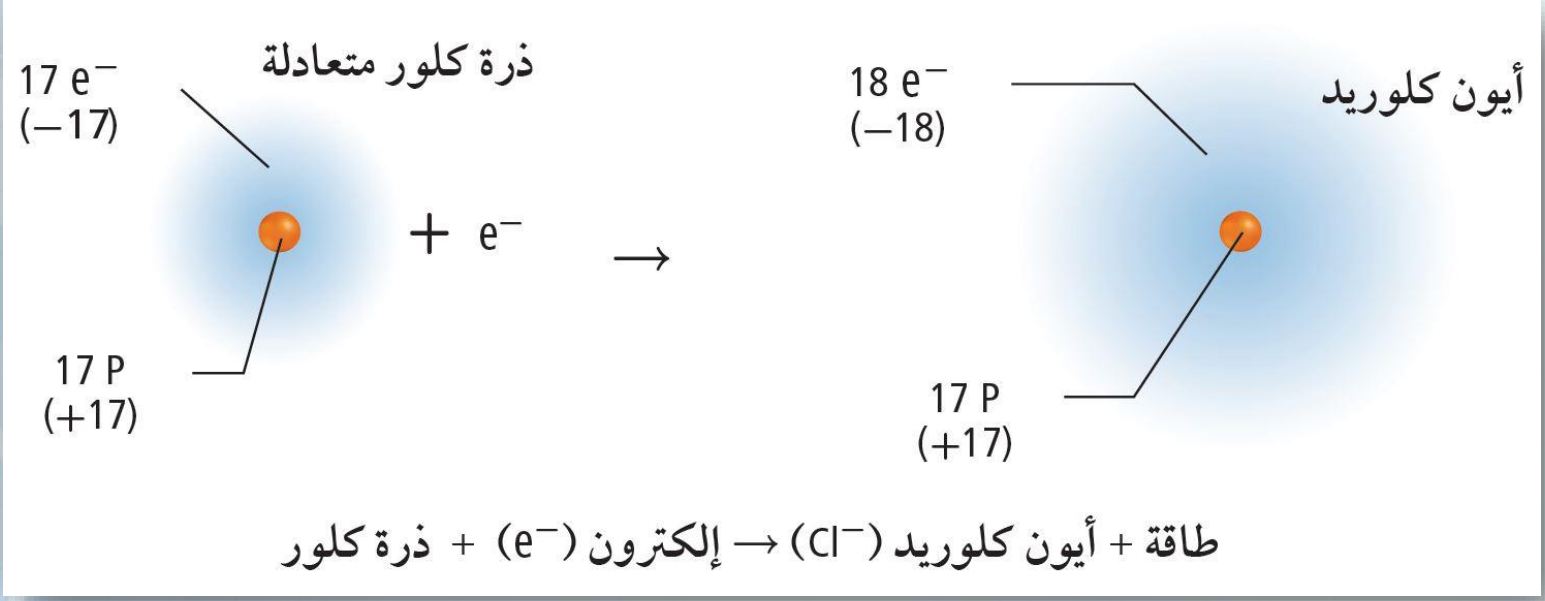
تكون الأيون السالب

- تميل عناصر اللافلزات إلى اكتساب الإلكترونات بسهولة فيتكون أيون سالب يعرف باسم الأنيون.
- فمثلا يميل الكلور إلى اكتساب إلكترون ليصل إلى توزيع أقرب غاز نبيل له و هو الأرجون .

$Ar : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (ذرة أرجون–غاز نبيل)

$Cl : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (ذرة كلور)

$Cl^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (أيون كلوريد–أنيون)



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

أيونات اللافلزات

❖ تميل عناصر اللافلزات إلى اكتساب الإلكترونات لتصل إلى توزيع أقرب غاز نبيل لها.

Ar : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (ذرة أرجون–غاز نبيل)

P : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ (ذرة الفوسفور)

P^-: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (أيون الفوسفيد–أنيون)

❖ يمكن لبعض عناصر اللافلزات أن تفقد الإلكترونات للوصول إلى أقرب غاز نبيل .فمثلا يمكن للفوسفور أيضا أن يفقد خمسة إلكترونات للوصول إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل النيون.

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

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

2-3: الروابط الأيونية و المركبات الأيونية

تكوين الروابط الأيونية

- الرابطة الأيونية: رابطة تنشأ نتيجة لقوة كهروستاتيكية تعمل على جذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية.
- المركبات الأيونية: مركبات تحتوي على روابط أيونية.

المركبات الأيونية الثنائية

- هي مركبات تتكون من عنصرين مختلفين على أبين بكون أحدهما أيون فلزي و الآخر أيون لافلزي مثل كلوريد الصوديوم NaCl و أكسيد المغنيسيوم MgO .

الشحنات و تكوين المركبات الأيونية

- تلعب الشحنات دورا هاما في تكوين المركبات الأيونية.
- ينتج المركب فلوريد الكالسيوم CaF_2 نتيجة اتحاد ذرة كالسيوم مع ذرتي فلور برابطة أيونية.
- يفقد الكالسيوم إلكترونين فيكون أيون ثنائي الشحنة (2+) للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المستقر لذرة الأرجون
- في حالة الفلور فإنه يجب عليه أن يكتسب إلكترون للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المستقر لذرة النيون فيكون أيون موجب الشحنة $(_{+1})$
- لكي يصبح المركب CaF_2 متعادلا أي أن الشحنة الكلية للمركب تساوي صفرا، فإننا نحتاج إلى ذرتي فلور لتكسبا الإلكترونين اللذين فقدتهما ذرة الكالسيوم.

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

الجدول 3-3 تكوين كلوريد الصوديوم

المعادلة الكيميائية

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

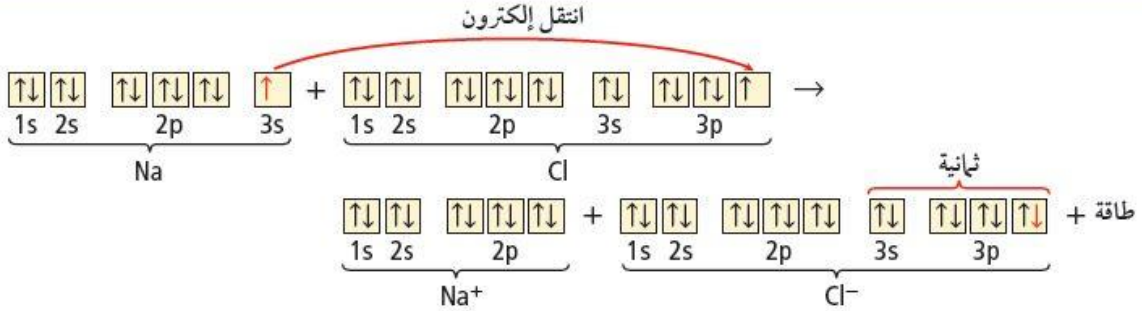
التوزيع الإلكتروني

انتقل إلكترون

$$[Ne]3s^1 + [Ne]3s^23p^5 \rightarrow [Ne] + [Ar] + \text{طاقة}$$

Na Cl Na^+ Cl^-

التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات المستويات

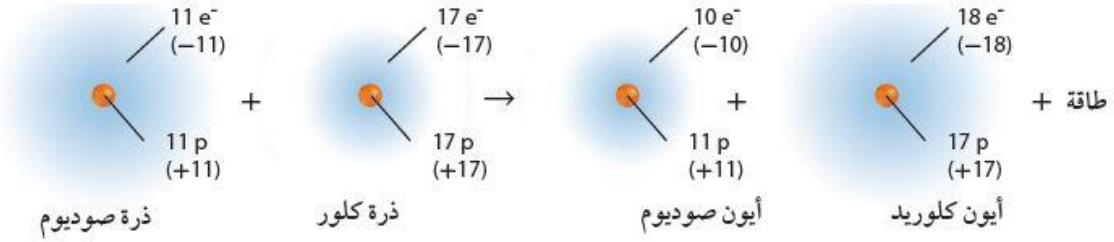


التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

انتقل إلكترون

$$Na\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow [Na]^+ + [:\ddot{Cl}:]^- + \text{طاقة}$$

النماذج الذرية



تابع الشحنات و تكوين المركبات الأيونية

❖ يتطلب تكوين أكسيد الألومنيوم ما يلي:

١- فقدان كل ذرة ألومنيوم ثلاثة إلكترونات

٢ - اكتساب كل ذرة أكسجين إلكترونين

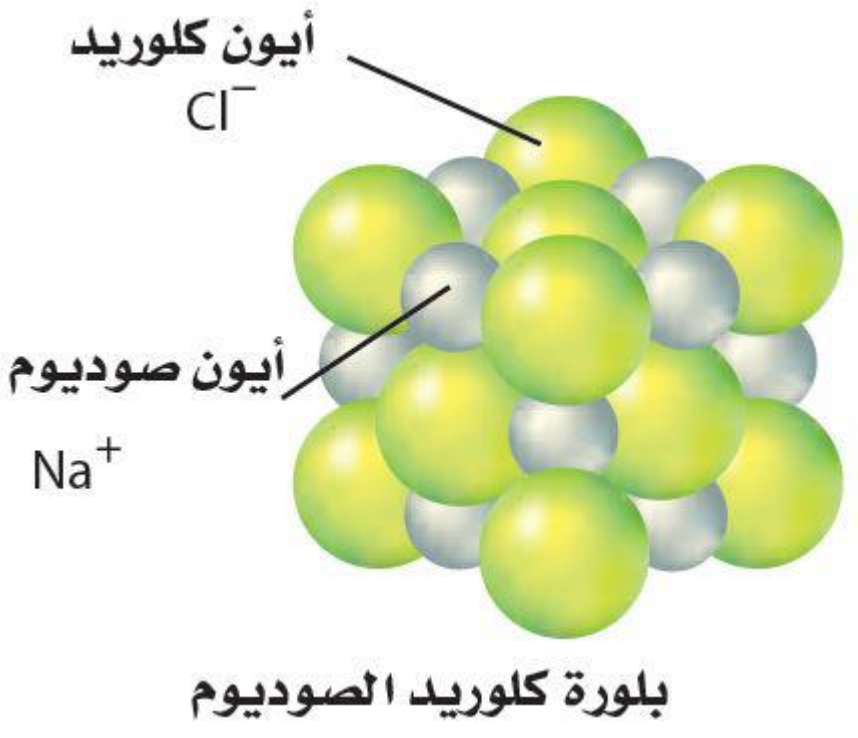
٣ - نحتاج إلى ثلاث ذرات من الأكسجين لتكسب 6 إلكترونات تُفقد من ذرتي ألومنيوم لإنتاج مركب أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 المتعادل كهربائيًّا.

خواص المركبات الأيونية

تُكون الروابط الأيونية بناءات فيزيائية فريدة للمركبات الأيونية لا تشبه المركبات الأخرى. ويساهم البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية في تحديد خصائصها الفيزيائية التي استخدمت في استعمالات متعددة

البناء الفيزيائي

- لكل مركب أيوني بناء فيزيائي محدد و منتظم يعرف بالشبكة البلورية.
- تترتب الأيونات في المـــركب الأيوني بنمط متكرر يحفظ التوازن بين قوى التجاذب و التنافر بينها.



بلورة كلوريد الصوديوم

- الشـــبكة البلوريـــة: ترتيـــب هندســـي ثلاثـــي الأبعـــاد للجسيمات، يحاط فيها الأيون الموجب بالأيونات السالبة، كما يحاط الايون السالب بالأيونات الموجبة.
- تختلف الأيونات البلورية الأيونية بسبب حجم الايونات و اعدادها المترابطة.
- تكون السيليكات SiO_3^{2-} ثلث المعادن المعروفة.
- ينتج أيون السيليكات من اتحاد السيليكون مع الأكسجين برابطة أيونية.

الخواص الفيزيائية

❖ تتميز المـركبات الأيونية بأن لها درجات انصهار و غليان عالية لأن البلورات الأيونية تحتاج إلى كم هائل من الطاقة لتفكيكها.

الجدول 4-3 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	3600

تابع الخواص الفيزيائية

- المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي يسمى: الإلكتروليت.
- محاليلها أو مصاهيرها قادرة على التوصيل الكهربائي بسبب توافر جسيمات مشحونة حرة الحركة.
- تمتاز البلورات الأيونية بالقوة و الصلابة و الهشاشة أيضا بسبب قوة التجاذب التي تثبت الأيونات في أماكنها.

الطاقة و الروابط الكيميائية

- إذا امتُصَّت الطاقة في أثناء التفاعل وُصف التفاعل بأنه ماص للطاقة.
- إذا انطلقت الطاقة في أثناء التفاعل يوصف بأنه طارد للطاقة.
- تكوُّن المركبات الأيونية من الأيونات الموجبة والسالبة يوصف دائما بأنه طارد للطاقة.

طاقة الشبكة البلورية

- طاقة الشبكة البلورية: مقدار الطاقة اللازمة لفصل أيونات مول واحد من المـركب الأيوني، أو الطاقة المنبعثة عند اتحاد أيونات مول واحد من المركب الأيوني.
- العوامل المؤثرة على طاقة الشبكية:

أ – شحنة الأيون: الطاقة الشبكية للمـركب الأيوني المكون من أيونات كبيرة الشحنة أكبر من تلك للمركب المكون من أيونات منخفضة الشحنة.

ب – حجوم الأيونات: الطاقة الشبكية للمركب المكون من أيونات صغيرة الحجم أكبر من تلك للمركب المكون من أيونات كبيرة الحجم.

تابع طاقة الشبكة البلورية

الجدول 5-3 طاقات الشبكات البلورية لبعض المركبات الأيونية

المركب	طاقة الشبكة البلورية kJ/mol	المركب	طاقة الشبكة البلورية kJ/mol
KI	632	KF	808
KBr	671	AgCl	910
RbF	774	NaF	910
NaI	682	LiF	1030
NaBr	732	$SrCl_2$	2142
NaCl	769	MgO	3795

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

3-3: صيغ المركبات الأيونية و أسماؤها

صيغ المركبات الأيونية

❖ تسمى الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني وحدة الصيغة الكيميائية وهي تمثل أبسط نسبة للأيونات في المركب وهي وحدة واحدة فقط من الشبكة البلورية.

الأيونات الأحادية الذرة

❖ هي الايونات المكونة من ذرة واحدة مشحونة، و هي إما أن تكون أيونات سالبة أحادية الذرة أو أيونات موجبة أحادية الذرة.

الجدول 6-3	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

المستوى 2 مقررات
المستوى 3 فصلي

أعداد التأكسد

- عدد التاكسد أو حالة التأكسد: شحنة الأيون الأحادي الذرة.
- أغلب الفلزات الإنتقالية و المجموعتين 13 و 14 لها أعداد تأكسد مختلفة، و الجدول المجاور يظهر أعداد الاكسد الأكثر شيوعا لها.

الجدول 3-7 أيونات فلزية أحادية الذرة

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

- عدد التاكسد لأي عنصر في المركب الأيوني يساوي عد الإلكترونات التي تفقدها أو تكسبها أو تشارك بها الذرة أثناء التفاعل الكيميائي. فمثلا عدد التأكسد للصوديوم 1+ لانه فقد إلكترون.

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية

- جمع حاصل ضرب أعداد التأكسد لكل أيون في عدد أيوناته الموجودة في وحدة الصيغة الكيميائية، يجب أن يكون الناتج صفرًا.
- لكتابة الصيغة الكيميائية للمركب فلوريد الكالسيوم نقوم بما يلي:

نكتب رمز الأيون الموجب		Ca
نكتب رمز الأيون السالب	F	
مع جمعهما نحصل على:	F	Ca
نكتب أعداد التأكسد لكلا الأيونين (بدون إشارة)	1	2
نقوم بالضرب التبادلي فنحصل على:	Ca_1F_2	
يحذف رقم واحد (مفهوم ضمنيا) فنحصل على الصيغة النهائية	CaF_2	

مثال 3–1

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

1 تحليل المسألة

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

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

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

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

2 حساب المطلوب

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

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية للمركب تساوي صفرًا.

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

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

مثال 2–3

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

1 تحليل المسألة

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

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

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

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

2 حساب المطلوب

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

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية لهذا المركب تساوي صفرًا.

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

المستوى 2 مقررات
المستوى 3 فصلي

صيغ المركبات الأيونية عديدة الذرات

- الايون عديد الذرات هو الأيون الذي يتكون من أكثر من ذرة واحدة.
- يجب التعامل مع الأيون متعدد الذرات ككيان واحد أي أنه يجب عدم تجزئته أو التغيير من إشارته.
- وإذا دعت الحاجة إلى وجود أكثر من أيون متعدد الذرات، نضع رمز الأيون داخل قوسي، ثم نشري إلى العدد المطلوب بوضع الرقم أسفل يمين القوس من الخارج.

الجدول 8-3 الأيونات العديدة الذرات

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-}

مثال 3–3

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

1 تحليل المسألة

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

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

$$Ca_3 \quad (PO_4)_2$$

2 حساب المطلوب

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

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية في وحدة الصيغة لفوسفات الكالسيوم تساوي صفرًا.

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

أسماء الأيونات و المركبات الأيونية

تسمية الأيون الأكسجيني السالب

❖ الأيون الأكسجيني السالب: أيون عديد الذرات، يتكون غالبًا من عنصر لافلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين، وبعض اللافلزات لها أكثر من أيون أكسجيني، ومنها النيتروجين والكبريت. وتسمى هذه الأيونات باستخدام القواعد المبينة في الجدول التالي:

الجدول 9-3 تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنيتروجين

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

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

تابع تسمية الأيون الأكسجيني السالب

❖ يكوِّن الكلور أربعة أيونات أكسجينية سالبة يمكن تسميتها حسب عدد ذرات الأكسجين في كل منها. ويمكن تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة التي تكونها الهالوجينات الأخرى بالطريقة نفسها المستخدمة في تسمية أيونات الكلور.

الجدول 3–10	طرائق تسمية الأيونات الأكسجينية التي يكوِّنها الكلور
يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بري) عند بداية الاسم، وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز. ClO_4^- بيركلورات	
يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرَّة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز. ClO_3^- كلورات	
يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز. ClO_2^- كلوريت	
يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل من ثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز. ClO^- هيبوكلوريت	

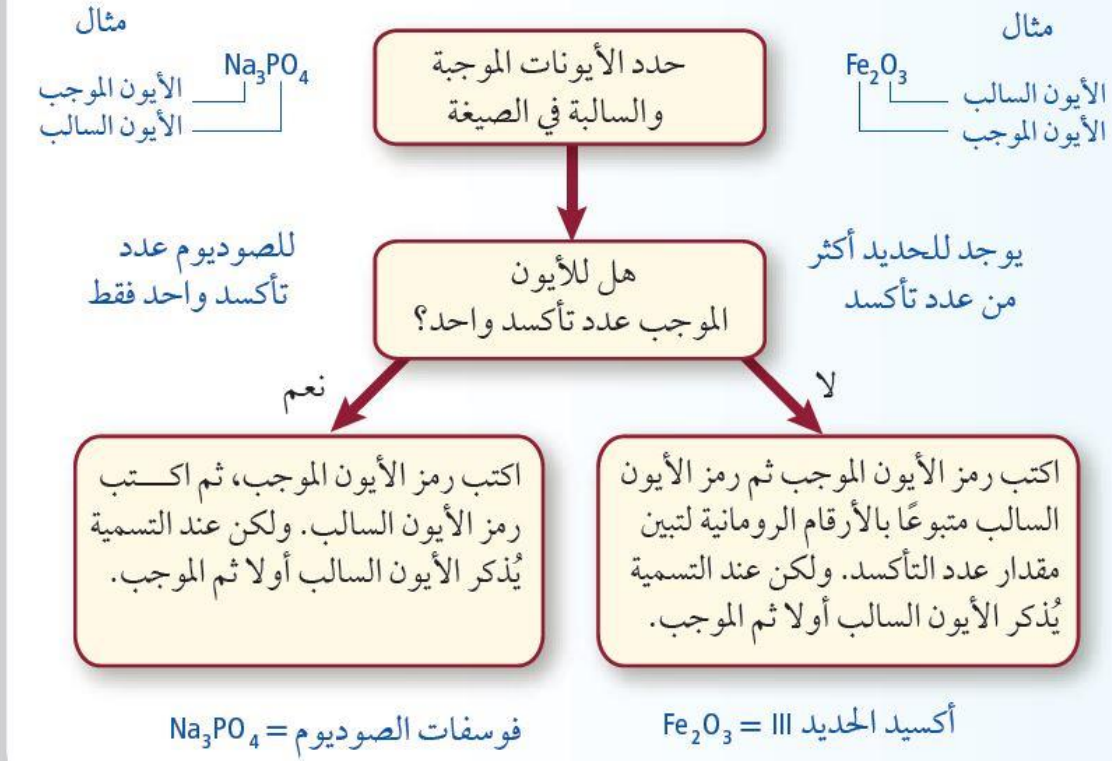
استراتيجيات حل المسألة

تسمية المركبات الأيونية

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

طبق الاستراتيجية

سمِّ المركبين KOH و Ag_2CrO_4 باستخدام المخطط.



4-3: الروابط الفلزية و خواص الفلزات

الروابط الفلزية

- على الرغم من أن الفلزات ليست مركبات أيونية إلاَّ أنها تشترك مع المركبات الأيونية في عدة خواص :

أ – تعتمد على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المختلفة.

ب – تكوِّن الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة شبيهة بالشبكة البلورية الأيونية .

بحر من الإلكترونات

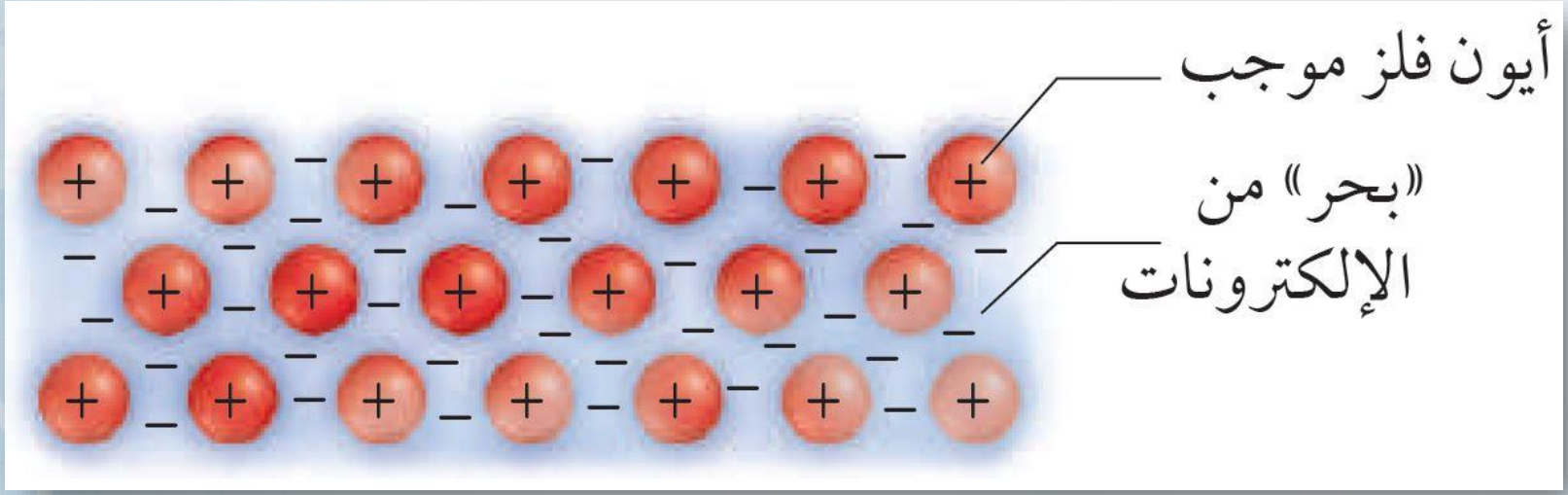
- لا تشترك الفلزات في إلكترونات التكافؤ مع الذرات المجاورة، ولا تفقدها.
- في الفلزات تتداخل مستويات الطاقة الخارجية بعضها في بعض. ويعرف هذا التداخل بنموذج بحر الإلكترونات.

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

تابع بحر من الإلكترونات

- يفترض نموذج بحر الإلكترونات أن ذرات الفلزات جميعها في الحالة الصلبة تساهم في تكوين بحر الإلكترونات الذي يحيط بأيونات الفلز الموجبة في الشبكة الفلزية.
- لا ترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية في الذرات الفلزية بأي ذرة محددة، ويمكنها الانتقال بسهولة من ذرة إلى أخرى.
- تعرف هذه الإلكترونات الحرة الحركة بالإلكترونات الحرة.



- الرابطة الفلزية هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.

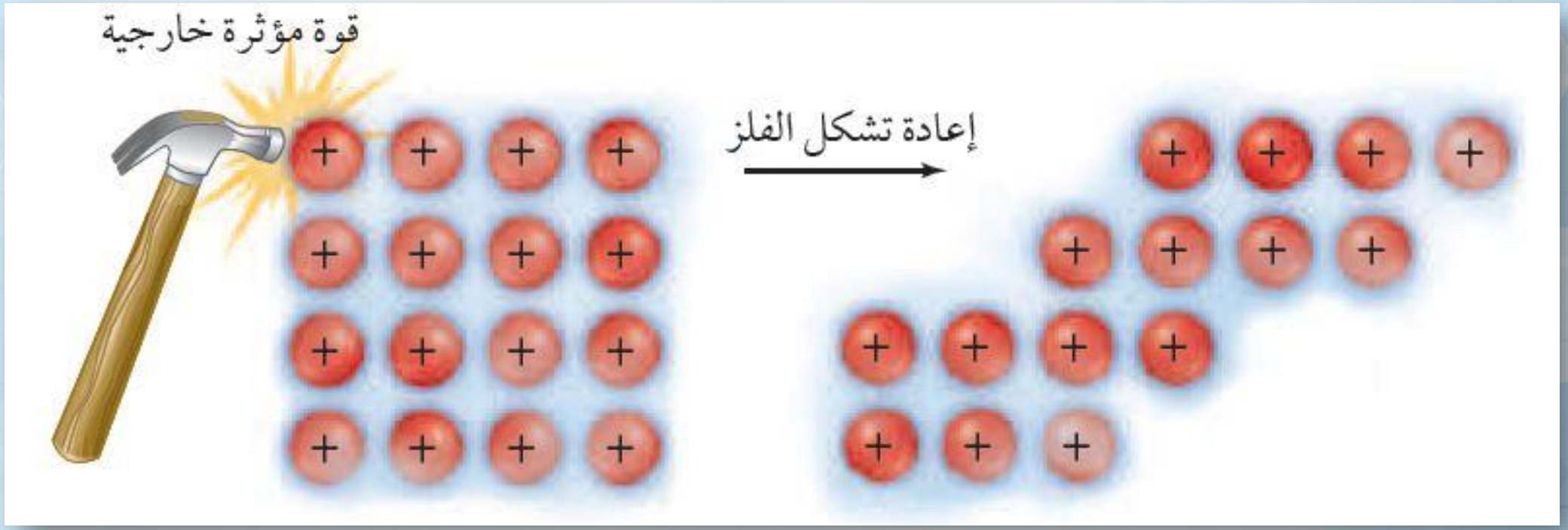
خواص الفلزات

درجتا الغليان و الإنصهار

- تختلف درجات انصهار الفلزات على نحو كبير.
- الزئبق سائل عند درجة حرارة الغرفة، مما يجعله يستخدم في بعض الأجهزة العلمية، ومنها مقاييس درجات الحرارة وأجهزة قياس الضغط الجوي.
- درجة انصهار التنجستن W هي 3422 درجة سيليزية ولذلك يُصنع منه فتيل المصباح الكهربائي، وبعض أجزاء السفن الفضائية.
- عادة تكون درجات انصهار وغليان الفلزات عالية
- درجات الانصهار ليست مرتفعة جدًّا كدرجات الغليان؛ لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الحركة في الفلز ليست بحاجة إلى طاقة كبيرة جدًّا لجعلها تتحرك بعضها فوق بعض.
- أثناء الغليان يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الأخرى، مما يتطلب طاقة كبيرة جدًّا.

قابلة السحب و الطرق

- الفلزات قابلة للسحب أي يمكن تحويلها إلى أسلاك و قابلة للطرق أي أنها قابلة لأن تتحول إلى صفائح عند طرقها ، حيث عند تأثير قوة خارجية فإنه يؤدي ذلك إلى جعل الأيونات تتحرك عبر الإلكترونات الحرة مما يجعل الفلز قابلا للطرق و السحب.



توصيل الحرارة

- نتيجة لحركة الإلكترونات حول أيونات الفلزات الموجبة، فإن الفلزاتِ موصلاتٍ جيدةً للحرارة والكهرباء؛ حيث تقوم الإلكترونات الحرة بنقل الحرارة من مكان إلى آخر بسرعة أكبر من توصيل المواد التي لا تحتوي على إلكترونات حرة.

الصلابة و القوة

- تتميز الفلزات بالصلابة و القوة و هذه الصفة تختلف من فلز لآخر، فكلما زادت أعداد الإلكترونات الحرة الحركة زاد خواص الصلابة و القوة.
- الروابط الفلزية تكون قوية في الفلزات الانتقالية ، ومنها الكروم والحديد و النيكل لان حركة الإلكترونات الحرة يشمل بالإضافة إلى إلكترونات المستوى **s** ، المستوى **d** أيضا ، بينما أن الفلزات القلوية لينة؛ لأن لها إلكترونًا واحدًا حر الحركة في المستوى ns^1 .

السبائك الفلزية

- نظرًا إلى طبيعة الرابطة الفلزية، يصبح من السهل إدخال عناصر مختلفة إلى الشبكة الفلزية لتكوين السبيكة.
- السبيكة خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة
- الفولاذ والبرونز والحديد الزهر من السبائك الكثيرة المفيدة.
- تستعمل سبيكة التيتانيوم والفناديوم لبناء هياكل الدراجات الهوائية.

الجدول 3-12 السبائك التجارية

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