



## الباب الثامن عشر

### الفلزات

#### Metals

لقد ورد في الباب السابع تفصيلاً للتوزيع العام للعناصر في الجدول الدوري الحديث وذلك بترتيبها في مجموعات مختلفة بحيث تتشابه عناصر كل مجموعة في صفاتها الكيميائية والفيزيائية بل وفي التوزيع الإلكتروني الخارجي . لقد وضعنا أن العناصر تنقسم إلى جزأين رئيسيين إما فلزات أو غير فلزات . وفي هذا الباب سنتعرض للعناصر الفلزية التي تشتمل على عناصر المجموعتين الأولى والثانية والعناصر الثقيلة في المجموعات الثالثة والرابعة والخامسة وكذلك العناصر الانتقالية التي تشتمل على اللانثانيدات والأكتانيدات .

#### 8-1 طرق عامة لتنقية الفلزات:

تتواجد الفلزات في الطبيعة على هيئة متراكبات، ومثالاً على ذلك تتواجد عناصر الكالسيوم والماغنيزيوم على هيئة كربونات الكالسيوم (Calcium carbonate) أو كربونات الماغنيزيوم (magnesium carbonate) وذلك في صخور الدولومايت (Dolomite) كما يتواجد الحديد والألومنيوم على هيئة أكاسيد (ferric oxide) و (aluminium oxide) في أنواع أخرى من الصخور .

وعليه فمن الضروري إيجاد طرق مبسطة لاستخلاص أو تنقية العناصر من مركباتها الطبيعية، وذلك للاستفادة منها على هيئتها النقية . فالطرق العامة والمتبعة هي :

### 1- الاختزال بالتسخين الحراري:

بعض مركبات العناصر يمكن اختزالها للعنصر نفسه بالتسخين المباشر، ومثالاً لذلك مركب أكسيد الزئبق (mercuric oxide) والذي يتحول بسهولة إلى عنصر الزئبق النقي بمجرد تسخينه:



### 2- الاختزال بعنصر الكربون:

يستخدم الكربون في اختزال كثير من مركبات العناصر الأكسيدية مما ينتج عنه تكوين العنصر النقي نفسه، فمثلاً لذلك أكسيد القصدير (tin oxide) الذي يختزل بالكربون لعنصر القصدير النقي كما يلي:



### 3- الاختزال بالهيدروجين:

يختزل الهيدروجين أكاسيد الكثير من العناصر وينتج عن ذلك تكوين لعنصر النقي، ومثالاً لذلك اختزال أكسيد الرصاص (lead oxide) إلى الرصاص الخالص كما في المعادلة التالية:



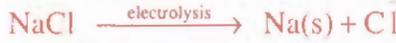
### 4- الاختزال بالتبادل الأيوني:

تستخدم بعض الفلزات النشطة في اختزال بعض مركبات الفلزات، وعلى سبيل المثال فقد استخدم عنصر الخارصين لاختزال كبريتات النحاس إلى عنصر انحاس النقي، وذلك لأن الخارصين أكثر نشاطاً من النحاس كما في المعادلة التالية:



## 5- الاختزال الكهربى:

تستخدم الطرق الكهربائية لاختزال بعض العناصر من مركباتها كـمركبات عناصر المجموعات الأولى والثانية والثالثة والمعادلة التالية توضح هذه العملية:



## 2-18 فلزات عناصر المجموعتين الأولى والثانية:

تسمى عناصر المجموعة الأولى بالفلزات القاعدية (Alkali metals) وذلك لأن أكاسيدها سهلة الذوبان في الماء مكونة بذلك محاليل قاعدية. أما عناصر المجموعة الثانية فتسمى بفلزات الأرض القاعدية (Alkaline earth metals) وذلك لأن أكاسيدها قاعدية وصعبة الذوبان في الماء فتتواجد في قشرة الأرض.

وبالرغم من أن عناصر هاتين المجموعتين لا تماثل الفلزات الأخرى تماماً في خواصها الفيزيائية إلا أنها تشبهها في الخواص الكيميائية تماماً حيث إن لها قدرة عالية في تكوين لمركبات الأيونية مع اللافلزات كما أنها أيضاً تتفاعل بشدة مع الماء أو الأحماض مثلها مثل الفلزات الأخرى.

ففلزات عناصر المجموعة الأولى تتميز بأن للعنصر إلكترونات خارجياً واحداً سهل الانتزاع فإذا نزع هذا الإلكترون يعطي أيوناً ذا شحنة موجبة واحدة (+1) فكل عناصر هذه المجموعة تتواجد في هذه الحالة التأكسدية، بالإضافة للحالة التأكسدية الصفرية ومن هنا جاء التشابه في الصفات الكيميائية لكل العناصر في هذه المجموعة.

أما فلزات عناصر المجموعة الثانية فيتميز العنصر فيها بأن له إلكترونين في المدار الخارجى ولذلك تتواجد أيونات هذه العناصر في الحالة التأكسدية الموجبة بشحنتين (+2).

## 18-2-1 تواجد فلزات عناصر المجموعتين الأولى والثانية:

تتواجد هذه الفلزات على الهيئة الأيونية الذائبة في الماء وكلوريد الصوديوم (NaCl) وكلوريد البوتاسيوم (KCl) وكلوريد الماغنيزيوم ( $MgCl_2$ ) هي الأكثر انتشاراً. فللصوديوم والبوتاسيوم أهمية بيولوجية عظيمة في جسم الإنسان وحيوان، إذ إن التغيير في تركيز هذه الأيونات والاتزان بينهما يؤثر في ضغط الدم داخل الجسم وفي كثير من وظائف الجسم الأخرى.

يتواجد الكالسيوم على هيئة كربونات الكالسيوم ( $CaCO_3$ ) في صخور الحجر الجيري (Lime stone) والرخام (Marble).

أما الليثيوم والروبيديوم والسييزيوم فتتواجد بقلّة في القشرة الأرضية. أما الفرانسيوم فيعدّ عنصراً مشعاً خطراً وتواجده قليل أيضاً.

أما البيريليوم فيتواجد في معادن البيراييل ( $Be_3Al_2(SiO_3)_6$  - (Beryl)

أما الأسترنشيوم والباريوم فيتواجدان على هيئة كبريتات وكربونات.

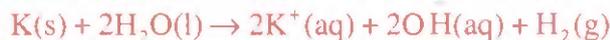
أما الراديوم فهو عنصر نادر ومثع ويستخلص عادة مع اليورانيوم أو نتيجة انشطار ذرة عنصر ثقيل كالرادون أو اليورانيوم.

## 18-2-2 الصفات الكيميائية لفلزات عناصر المجموعتين الأولى والثانية

تعدّ عناصر هاتين المجموعتين من العناصر شديدة التفاعل وقوية الاختزال فتحول بذلك ذرات الفلز إلى أيونات الفلز، وذلك بتفاعلاتها مع الماء والهيدروجين والهالوجينات والأكسجين والنتروجين فيما يلي:

## - التفاعلات مع الماء:

تفاعل هذه العناصر مع الماء البارد بشدة فينتقل غاز الهيدروجين وينتج هيدروكسيد الفلز كما في تفاعل البوتاسيوم التالي:



ويجدر بالذكر هنا أن هذا التفاعل يطلق حرارة عالية تصل إلى 400 كيلوجول / مول وبالمثل يتفاعل الماغنيزيوم من المجموعة الثانية ويطلق الكمية نفسها من الحرارة تقريباً كما يلي:



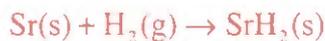
## 2- التفاعلات مع الهيدروجين:

تفاعل فلزات عناصر هاتين المجموعتين مع الهيدروجين فينتج عن ذلك تكوين الهيدريدات الأيونية (ionic hydrides) كما يلي:



ويحدث هذا التفاعل لكل فلزات عناصر المجموعة الأولى.

أما بالنسبة لعناصر المجموعة الثانية فيحدث التفاعل مع الكالسيوم والسترنشيوم والباريوم فقط كما يلي:



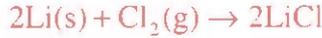
ومن مميزات هذه الهيدريدات سهولة تفاعلها مع الماء مطلقة غاز الهيدروجين كما هي مبين فيما يلي:



### 3- التفاعلات مع الهالوجينات:

تتفاعل فلزات عناصر المجموعتين الأولى والثانية مع الهالوجينات مكونة بذلك

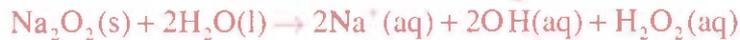
الهاليد الثنائي (binary Halide) كما يلي :



### 4- التفاعلات مع الأكسجين:

يحدث هذا النوع من التفاعل بالتأثير المباشر للأكسجين على هذه الفلزات فتنتقل عدة أكاسيد للفلز الواحد على حسب كمية الأكسجين المتفاعلة أو قابلية المادة للأكسدة المتتالية وعليه فقد عرفت الأكاسيد كأكسيد الصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ) على التوالي من المجموعة الأولى وأكاسيد البريليوم والمغنيزيوم والكالسيوم والسترنشيوم ( $\text{BeO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SrO}$ ).

وكذلك عرفت بروكسيدات هذه الفلزات وأهمها بروكسيدات الصوديوم والباريوم ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ) والتي تتفاعل مع الماء لتعطي بروكسيد الهيدروجين ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) كما يلي :



وعرفت أيضاً فوق أكاسيد هذه الفلزات وأهمها فوق أكسيد البوتاسيوم ( $KO_2$ )  
السهم التحضير وذلك بإمرار الهواء على فلز البوتاسيوم:



٤- التفاعلات مع النيتروجين:

يتفاعل عنصر الليثيوم من المجموعة الأولى وكل عناصر المجموعة الثانية مع  
النيتروجين في درجة حرارة عالية فينتج بذلك نيتريد الفلز كما في المثالي التاليين:



تتفاعل هذه النيتريدات مع الماء معطية غاز الأمونيا وهيدروكسيد الفلز:



18-3-1 فلزات المجموعات الثالثة والرابعة والخامسة:

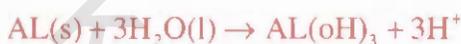
كما جاء سابقاً فإن المجموعة الرابعة تحتوى على فلزات الألومنيوم (Al) والكالسيوم  
(Ca) والاندسيوم (In) والتلوريوم (Tl) والمجموعة الرابعة تحتوى على فلزي القصدير  
(Sn) والرصاص (Pb) أما المجموعة الخامسة فتضم فلزاً واحداً فقط وهو البزموت (Bi).

18-3-1 فلزات المجموعة الثالثة:

إن التركيب الإلكتروني الخارجي لهذه العناصر عبارة عن ( $nS^2nP^1$ ) وبفقدان  
الثلاث إلكترونات الخارجية يعطي العنصر شحنة موجبة ثلاثية ( $+3$ ) وإذا فقد  
إلكترون واحد فقط من المدار (P) فيمكن أن يكون العنصر في شحنة موجبة أحادية  
( $+1$ ). هذا فإن الحالة التأكسدية الدنيا للعنصر تكون أكثر استقراراً من هذه المجموعة

كلما زاد العدد الذري للعنصر وعليه فإن الحالة التأكسدية الثلاثية للألومنيوم ( $Al^{3+}$ ) أكثر استقراراً من الحالة التأكسدية الدنيا ( $Al^{1+}$ ) أما بالنسبة لفلز التلوريوم فإن الحالة التأكسدية الأحادية ( $Tl^{+}$ ) أكثر استقراراً من الحالة التأكسدية الثلاثية ( $Tl^{3+}$ ). والسبب في ذلك يكون منطقياً لأنه كلما نزلنا أسفل المجموعة يصبح العنصر أكبر حجماً ومن السهل انتزاع إلكترون واحد فقط وتكون الطاقة كبيرة لانتزاع إلكترونين اثنين من المدار (S) ويصبح من الصعب انتزاع إلكتروناتها الداخلية.

يُعدّ الألومنيوم من الفلزات نشط التفاعلات وعامل مختزل قوي جداً فيصل جهد أكسدته إلى  $-1.67$  فولت ولذا يتفاعل مع الماء ليعطي الهيدروجين



يُعدّ الألومنيوم أمفوتورياً حيث يسهل إذابته في الأحماض المخففة والقلويات



ولا يتفاعل ألبتة مع حمض النيتريك المركز وذلك لتكون أكسيد الألومنيوم

الذي يمنع التفاعلات الأخرى.

تتفاعل أملاح الألومنيوم في الماء منتجة أيون الهيدروجين فيصبح الوسط

حمضياً كما يلي:



أما أملاح الألومنيوم في الوسط القاعدي فتتفاعل معطية الهيدروكسيد

الجيلاتيني كراسب أبيض شفاف:



وبي وفرة من القاعدة يذوب هيدروكسيد الألومنيوم معطياً ما يسمى بالألوميت الذائب (Aluminate) .



## 18-3-2 فلزات المجموعة الرابعة؛

ومجموعة الرابعة التي تبدأ بعنصر الكربون تضم فلزين فقط وهما القصدير (Sn) والرصاص (Pb). والتركيب الإلكتروني الخارجي لهذين الفلزين عبارة عن  $5s^2 5p^2$  للقصدير و  $6s^2 6p^2$  للرصاص ويفقدان إلكترونين في كل مرة فمرة من المدار (p) والمرة الأخرى من المدار (s) وعليه يتواجدان في الحالتين التأكسديتين الرابعة (+4) والثانية (+2).

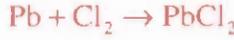
يعتمد استقرار الحالة التأكسدية على نوع المادة المتفاعلة مع الفلز وعلى سبيل المثال تكون الحالة التأكسدية الثانية أكثر استقراراً للقصدير من الحالة الرابعة في حالة تفاعل القصدير مع حمض غير مؤكسد كحمض الهيدروكلوريك :



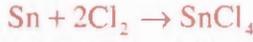
بينما تكون الحالة التأكسدية الرابعة هي الأكثر استقراراً في حالة تفاعله مع حمض مؤكسد كحمض النيتريك :



أما بالنسبة للرصاص فلم تُعرف له غير حالة تأكسدية واحدة وهي الثنائية (+2) فيتفاعل مع الكلور كما يلي :



بينما يتفاعل القصدير مع الكلور ليعطي القصدير الرباعي كما يلي :

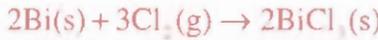


### 18-3-3 فلزات المجموعة الرابعة:

تبدأ المجموعة الرابعة بعنصر النيتروجين (N) وتنتهي بعنصر البزموت (B-). وهو الفلز الوحيد من بين خمسة العناصر غير الفلزية (النيتروجين (N) والفسفور (P) وشبه الفلزية - metalloid - (الخاصين (As) والإنتومون (Sb)) والتركيب الإلكتروني الخارجي لفلز البزموت عبارة عن  $(6s^2 6p^3)$ . حيث يفقد ثلاث إلكترونات من المدار (p) في المرحلة الأولى ثم إلكترونين آخرين من المدار (p) في المرحلة الثانية وعيه يتواجد هذا الفلز في حالتين تأكسديتين الثلاثية (+3) والخماسية (+5). حيث إن الحالة التأكسدية الدنيا (+3) هي الأكثر استقراراً من الخماسية (+5) وعليه يتفاعل مع الأكسجين لينتج أكسيد البزموت الثلاثي :



ومع الكلورين ليعطي كلورين البزموت الثلاثي أيضاً :



### 18-4 الفلزات الانتقالية:

فكما ورد آنفاً فهذه هي مجموعة العناصر الوسطية التي تبدأ إلكتروناتها بتلاء المدار (d) وتنتهي بملكه عند العنصر العاشر. وتتميز هذه العناصر بالصفات الفيزيائية والكيميائية التامة للفلز ونجد أن لكل عنصر أكثر من حالة تأكسدية واحدة كالحديد

الذي يتواجد في الحالتين الثنائية ( $Fe^{2+}$ ) والثلاثية ( $Fe^{3+}$ ) وفي بعض الأحيان يصل العنصر لأكثر من حالتين تأكسديتين كالمانجانيز (Mn) الذي يمكن أن يتواجد في الحالة الثنائية ( $Mn^{2+}$ ) والثلاثية ( $Mn^{3+}$ ) والرابعة ( $Mn^{4+}$ ) وحتى السباعية ( $Mn^{7+}$ ) وكذلك الحال بالنسبة للفلزات V والكروم (Cr) والعناصر الأخرى .

من مميزات هذه العناصر أيضاً الانتقال المستمر للإلكترونات بين المدارات في العنصر مما ينتج عنه تغيير في لون الفلز بحسب نوع المتصلة المترابطة مع الفلز والمتراكبات التالية عرفت بألوانها المختلفة كما في الجدول (18-1) .

المتراكب	اللون
$KMnO_4$	بنفسجي
$Fe(OH)_3$	أحمر
$CoCl_2 \cdot 6H_2O$	وردي
$NiCl_2 \cdot 6H_2O$	أخضر
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	أزرق
$K_2CrO_4$	أحمر
$KCrO_4$	أصفر - برتقالي
$Cr(OH)_2$	أزرق خفيف

جدول (18-1)

جدول يبين ألوان مختلف المتراكبات لبعض الفلزات الانتقالية

من مميزات مركبات هذه الفلزات أنها تستخدم كعوامل مؤكسدة في كثير من التفاعلات حيث يستفاد من تغيير لون المركب الفلزي في معرفة نقطة النهاية في

المعايرة دون استخدام دليل خارجي وأيضاً يستفاد من تغيير اللون في تتبع معدل التفاعل في كثير من الأحيان .

## 18-5 فلزات اللانثانيدات: (Lanthanides)

تبدأ مجموعة اللانثانيدات (Lanthanides) بعنصر اللانثانم (La) حيث يبدأ المدار (F) في ملء إلكتروناته وتنتهي بعنصر اليتربيوم (Yb) كما تبدأ مجموعة الاكتانيدات (Actinides) بعنصر الأكتينيوم (Ac) وتنتهي بعنصر النوبليوم (Np) وتسمى هاتان المجموعتان بفلزات الأرض النادرة (Rare earth).

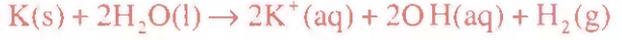
لقد بدأ اكتشاف هذه المجموعة المسماة بالفلزات النادرة منذ عام 1788م بواسطة العالم كارل أكزل أرهينيس (Karl Axel Arrhrnius) في مدينة يتربي (Ytte-by) بالسويد، الذي اكتشف وجود عنصر كالفحم سماه يتربايت (Ytterbite) والذي اكتشف سره من بعده العالم جوهان قادولين (Johan Gadolin) في عام 1794م والذي أسماه (Ytterbia) واختصر ديتريم (Yuriam) - Y - .

وبالرغم من ندرة هذه الفلزات إلا أن البعض منها يكبر تركيزه في القشرة الأرضية عن الرصاص والزئبق والذهب والفضة. تتواجد هذه الفلزات أيضاً في الشمس وبعض النجوم والقمر وهذا ما يتعارض أيضاً في كونها فلزات أرضية فقط .

هذا وفي عام 1827م اكتشف موزاندر (Mosander) الطريقة الأولى لاستخلاص السيريوم كفلز من كلوريد السيريوم وخلص بذلك بأن نواذر الأرض عبارة عن فلزات. هذا وقد وجد العلماء صعوبة كبيرة في استخلاص هذه الفلزات حتى القرن العشرين حيث اكتشفت طريقة التبلور التجزيئي (Fractional crystallisation) فأصبحت الطريقة الوحيدة لتنقية هذه الفلزات، وفي بعض الأحيان يحتاج العنصر

### تفاعلات مع الماء:

اعل هذه العناصر مع الماء البارد بشدة فينطلق غاز الهيدروجين وينتج  
يد الفلز كما في تفاعل البوتاسيوم التالي:

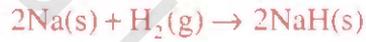


در بالذكر هنا أن هذا التفاعل يطلق حرارة عالية تصل إلى 400  
/مول وبالمثل يتفاعل الماغنيزيوم من المجموعة الثانية ويطلق الكمية نفسها  
تقريباً كما يلي:



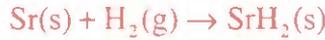
### تفاعلات مع الهيدروجين:

اعل فلزات عناصر هاتين المجموعتين مع الهيدروجين فينتج عن ذلك تكوين  
ت الأيونية (ionic hydrides) كما يلي:



ت هذا التفاعل لكل فلزات عناصر المجموعة الأولى.

لنسبة لعناصر المجموعة الثانية فيحدث التفاعل مع الكالسيوم والاسترنشيوم  
قط كما يلي:



مميزات هذه الهيدريدات سهولة تفاعلها مع الماء مطلقة غاز الهيدروجين  
ين فيما يلي:

## أسئلة وتمارين

١- اكتب الناتج عند تفاعل الكالسيوم (Ca) مع كل من:

أ - الأكسجين ( $O_2$ )

ب - النيتروجين ( $N_2$ )

ج- الماء ( $H_2O$ )

( الإجابة )

أ -  $CaO$

ب -  $Ca_3N_2$

ج-  $Ca(OH)_2$

٢- اكتب معادلة التفاعل:

أ - إضافة أكسيد الباريوم للماء .

ب - تعرض هيدروكسيد الكالسيوم لثاني أكسيد الكربون .

( الإجابة )

أ -  $BaO(s) + H_2O \rightarrow Ba^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

ب -  $Ca(OH)_2(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s) + H_2O(l)$

٣- احسب حرارة تكوين 1.00 جرام أكسيد الباريوم من عناصرها علماً بأن حرارة

تكوينها هي  $-558.1$  كيلو جول /مول .

( الإجابة :  $-3.64$  كيلو جول )

٤- تعرضت 3.05 جم من الصوديوم إلى الهواء فتحولت إلى بيروكساييد . اكتب

معادلة للتفاعل ثم احسب الحجم اللازم من الأكسجين ليتفاعل عند درجة

$18c^\circ$  وضغط 751 مم زئبق .

(الإجابة)



الحجم اللازم = 1.60 لتر

٥- اكتب الترتيب الإلكتروني المختصر لكل من:

أ - السيريوم Ce

ب - اليورينيوم U

(الإجابة)

