الزمرة الثانية

زمرة القلوية الترابية (IIA)

جدول يبين التركيب الإلكتروني وحالات الأكسدة لعناصر الزمرة الثانية

Element	Electronic configuration	Oxidation states
Berlum (Be)	$_{2}[He]2S^{2}$	+2
Magnesium (Mg)	$_{10}[Ne]3S^{2}$	+2
Calicum (Ca)	$_{18}[Ar]4S^{2}$	+2
Strontium (Sr)	$_{36}[Kr]5S^{2}$	+2
Barium (Ba)	$_{54}[Xe]6S^{2}$	+2
Radium (Ra)	$_{86}[Rn]7S^{2}$	+2

سميت بزمرة القلوية الترابية لكون صفات أكاسيدها تقع وسط ما بين الزمرة الأولى (زمرة القلويات) وما بين الزمرة الثالثة (زمرة الترابيات).

وتمتلك عناصر الزمرة الثانية حالة تأكسدية واحدة وهي (+٢) وذلك لصعوبة أو استحالة الانتقال الإلكتروني للأيون في حالة كل عنصر من عناصر الزمرة الثانية بعد فقدان nS^{2} لكون أن الترتيب الإلكتروني أصبح مشابه إلى الترتيب الإلكتروني للغازات النبيلة أي وصولها إلى حالة من الاستقرارية.

صفات عناصر الزمرة الثانية

١. تمتلك عناصر هذه الزمرة نفس ا لترتيب الإلكتروني الخارجي لذلك تتشابه بالخواص الكيميائية مع تزايد حجومها بزيادة العدد الذري.

٢. إن العنصر الأول من الزمرة الثانية (Be) يشابه العنصر الثاني من الزمرة الثالثة (Al) ويعرف هذا التشابه بالعلاقة القطرية بحيث أن العامل الرئيسي لهذه العلاقة القطرية هي الحجم الذري (الحجم الآيوني) للبريليوم يكون أقرب إلى الألمنيوم منه إلى فلزات الأتربة القلوية الباقية مما يجعل كل من Be و Al يتشابهان في تكوين مركبات متشابهة مثل في تكوين هيدريدات شحيحة الإلكترونات وكلوريدات متطايرة

وهيدروكسيدات أمفوتيرية وكاربيدات تحرر غا الميثان عند التحلل المائي لها بينما باقي عناصر الزمرة الثانية تحرر غاز الأستيلين.

٣. تكون فلزات Be و Mg رمادية اللون وهي خاملة من الناحية الحركية باتجاه الأوكسجين والماء وذلك بسبب تكون طبقة من الأوكسيد على سطح الفلز الذي يقاوم النفاذية والتآكل وبذلك يعتبر كل من Be و Mg من أكثر عناصر الزمرة الثانية استقراراً.

$$2M + O_2 \rightarrow 2MO \quad (M = Be, Mg)$$

٤. تتميز عناصر القلوية الترابية بأنها رغوة وبلون أبيض– فضي وذات فعالية عالية بحيث تكون أقل من فعالية Na ولكنها تشابه Na بشكل عام مثلاً بتكوين محاليل زرقاء اللون مع سائل الأمونيا مثل $[Ca(NH_3)_6]^{+2}$.

٥. وعند تسخينها بالهواء تتحول إلى مزيج من الأوكسيد والنتريد كما في المعادلة الآتية:

$$4M + air \rightarrow MO + M_3N_2$$ (M عناصر الزمرة الثانية)

وجود عناصر الزمرة الثانية

يوجد كل من Mg و Ca و Sr و Ba في خامات إضافة إلى وجودها بشكل PO_4^{-3} أو CO_3^{-2} أو SiO_3^{-2} ما عدا Be يكون بشكل خام فقط.

يوجد Be في خام البيزيل بصيغة $Be_2Al_2(SiO_3)_6$.

Mg و Ca في خام الدولومايت (dolomite) بصيغة $CaMg(CO_3)_2$ وخام الكارالايت (carallite) بصيغة $KMgCl_3.6H_2O$.

Ba يتواجد بشكل بارايت (Barite) بصيغة ($BaSO_4$) ومنغنات الباريوم غير النقية $BaO.MnO_2$.

بينما الراديوم (Ra) فيوجد بنسبة ضئيلة جداً بالقياس إلى وجود باقي العناصر، إذ إنه يوجد في خامات اليورانيوم والذي يمكن فصله بوساطة التبلور الجزيئي أو الترسيب المصاحب (المشترك) مع مركبات الباريوم لكون أن Ra عنصر مشع وجميع نظائره نشطة إشعاعياً وأطولها عمراً.

استخدامات عناصر زمرة القلوية الترابية

فلز البريليوم (Be) ومركباته

١. لكثافته الواطئة التي دلت على خفته ودرجة انصهاره العالية في استخدامه حديثاً في السبائك وخاصة في سبائك Be البرونزية مع النحاس وتميزت بصلابتها وقابليتها الكبيرة للشد وم قاومتها للتآكل مع قابليتها على التوصيل الكهربائي لذلك تم استخدامها في العديد من الأجهزة الكهربائية وكذلك سبائك للبريليوم مع Al و Ni و Co التي لها بعض الاستعمالات القليلة في بناء الطائرات.

٢. تكون مركبات البريليوم سامة جداً التي تدخل في صناعة شبابيك وأنابيب الأشعة السينية وذلك لأن امتصاص الأشعة الكهرومغناطيسية من قبل الأجسام تعتمد على الكثافة الإلكترونية لتلك الأجسام حيث أن Be أقل قدرة مانعة لكل وحدة كثافة حجمية بالنسبة لجميع المواد الصلبة المعروفة.

٣. استخدم في صناعة المفاعلات النووية وذلك بسبب ارتفاع درجة انصهاره ومقطعه العرضي الواطئ في قنص النيترونات.

فلز المغنيسيوم (Mg) ومركباته

١. يدخل في تركيب الكلوروفيل الذي يمتص الطاقة الشمسية المستخدمة من قبل النبات في تحويل CO_2 و H_2O إلى مواد سكرية.

٢. يستعمل كمركب مثل ملح أيبسوم بصيغة $MgSO_4.7H_2O$ كملين، لكونه كثير الذوبان بالماء.

٣. يستعمل بشكل كاربونات المغنيسيوم ($MgCO_3$) في المساحيق المستعملة في امتصاص أحماض المعدة لشحة ذوبانه.

٤. يستخدم Mg في السبائك مع Al و Zn و Mn بسبب كثافته الواطئة الذي يجعله خفيف وقوي ليستخدم في بناء هياكل الطائرات.

٥. يستخدم في التحاضير العضوية كتحضير كواشف كرينيارد.

٦. يستعمل بيروكسيد المغنيسيوم (MgO_2) في صناعة معجون الأسنان.

فلز الكالسيوم (Ca) ومركباته

١. يستعمل بشكل كبريتات الكالسيوم $CaSO_4.H_2O$ المعروف باسم (عجينة باريس) ولهذا الملح له القابلية على امتصاص الماء ليصبح $CaSO_4.2H_2O$ مع تصلب العجينة لذلك يستعمل في تجبير الكسور.

٢. يستعمل أوكسيد الكالسيوم (CaO) في تحضير الجير المطفأ في البناء الذي يعد من مكونات السمنت الأساسية وكذلك في التعدين لإزالة الأكاسيد الحامضية وفي عملية استخلاص الفلزات وإنتاج كاربيد الكالسيوم (CaC_2) وكذلك يستخدم $Ca(OH)_2$ لإنتاج $CaCO_3$ بطريقة كوسك وفي معالجة التربة الحامضية وفي إنتاج $Ca(HSO_4)_2$.

٣. يستعمل كلوريد الكالسيوم ($CaCl_2$) مختبرياً كمجفف لبخار الماء الذي يمتص الماء لكونه مادة متميعة متحولاً إلى $CaCl_2.2H_2O$.

٤. يستخدم في تحضير كبريتات الكالسيوم الحامضية $Ca(HSO_4)_2$ من إمرار SO_2 على محلول CaO في الماء إلى حد الإشباع الذي يستعمل بصورة واسعة في إذابة مادة اللكنين الخشبية وفي صناعة الورق وكذلك معقماً في عملية التخمير.

فلز السترونتيوم (Sr) ومركباته

١. يستعمل في الخلايا الكهروضوئية.

٢. يستعمل كمركب بشكل هيدروكسيد السترونتيوم $Sr(OH)_2$ في تنقية السكر.

٣. يستعمل نترات السترونتيوم $Sr(NO_3)_2$ في الألعاب النارية للحصول على اللهب الأحمر.

فلز الباريوم (Ba) ومركباته

١. يستعمل مركب كلوريد الباريوم ($BaCl_2$) وبصورة واسعة في التحليل للكشف عن الكبريتات ولإيجادها.

٢. تستعمل كبريتات الباريوم ($BaSO_4$) في أخذ صور الأشعة السينية للقناة الهضمية وذلك يعود إلى قابلية آيون الباريوم الجيدة على تشتت الأشعة السينية وكذلك في صناعة الأصباغ وخاصة الصبغة البيضاء.

٣. تستعمل نترات الباريوم $Ba(NO_3)_2$ في الألعاب النارية لإعطاء اللهب الأخضر لها.

فلز الراديوم (Ra) ومركباته

١. وهو عنصر مشع وفعال لذلك استخدم في معالجة السرطان غير انه استبدل مؤخراً بنظائر أفضل منه وأهميته من الناحية الكيميائية تكون محدودة.

٢. أملاحه تشبه أملاح الباريوم بحيث يعطي ضوءاً أخضر في الظلام لذلك استعملت في الساعات والبوصلات.

طرائق تحضير فلزات عناصر القلوية الترابية

١. فلز البريليوم (Be)

- يحضر من التحلل الكهربائي لمنصهر كلوريدات البريليوم والصوديوم بشكل ($NaCl\text{-}BeCl_2$)، وقد استعمل NaCl لغرض التوصيل لكون أن $BeCl_2$ غير موصل للكهربائية.
- من اختزال فلوريد البريليوم مع فلز المغنيسيوم كما يلي:

$$BeF_2 + Mg \rightarrow Be + MgF_2$$

٢. فلز المغنيسيوم (Mg)

- من تفكك خام الدولومايت $CaMg(CO_3)_2$ بفعل درجة حرارة عالية إلى مزيج من أكاسيد MgO و CaO والتي يمكن اختزالها بوساطة سلسيد الحديدوز (FeSi) في أوعية من النيكل كما يلي:

$$CaMg(CO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} CaO + MgO + 2CO_2$$

$$2CaO + 2MgO + FeSi \xrightarrow{1200C^\circ} 2Mg + Ca_2SiO_4 + Fe$$

ويجري التفاعل في درجة حرارية أعلى من درجة غليان المغنيسيوم أي أعلى من ١١١٥ °م وبذلك يكون الناتج بشكل غاز المغنيسيوم الذي يترك المتفاعل ويكثف ليعطي الفلز الصلب ذو النقاوة العالية.

- من اختزال أوكسيده بالك اربون (الفحم) عند درجة حرارة ٢٠٠٠ °م كما في المعادلة الآتية:

$$MgO + C \xrightarrow{2000C^{\circ}} Mg + CO\uparrow$$

- طريقة تجارية لتحضير Mg الحر

(١) من ماء البحر من أنواع الحيوانات (النواعم) وتدعى المحار وذلك بتسخين قشور هذه النواعم والتي تحتوي قشورها بالدرجة الأولى من كاربونات الكالسيوم حيث تتحول إلى أوكسيد الكالسيوم (الجير الحي) كما يلي:

$$CaCO_3 + \otimes \rightarrow CaO + CO_2$$

(٢) يضاف CaO إلى ماء البحر الحاوي على نسبة عالية من Mg حوالي ١٢٧٠ غم في الطن الواحد فتتكون أولا هيدروكسيد الكالسيوم الذي يتفاعل مع ملح المغنيسيوم الذائب في ماء البحر مكوناً هيدروكسيد المغنيسيوم غير الذائب (تبادل جذور) حيث يفصل بالترشيح كما في المعادلات الآتية:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2OH^-$$

$$Mg^{+2}_{(sea\ water)} + Ca(OH)_2 \rightarrow Mg(OH)_2 + Ca^{+2}$$

(٣) يضاف حامض الهيدروكلوريك المخفف إلى هيدروكسيد المغنيسيوم محولاً إياه إلى كلوريد المغنيسيوم الذي يجفف ويتحلل كهربائياً معطياً فلز المغنيسيوم بنقاوة ٩٩% كما يلي:

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$
$$MgCl_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2Cl^-$$

$$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + \cancel{2e^-}$$
$$Mg^{+2} + \cancel{2e^-} \rightarrow Mg$$

بالجمع _____

$$2Cl^- + Mg^{+2} \rightarrow Cl_2 + Mg \text{ (مغنيسيوم نقي)}$$

٣. تحضير كل من فلز Ca و Sr و Ba

من اختزال أكاسيدها بوساطة فلز الألمنيوم مثلاً تحضير فلز الكالسيوم باستخدام حجر الكلس النقي والألمنيوم كما يلي:

$$6CaO + 2Al \xrightarrow{1200C^{\circ}} 3Ca + Ca_3Al_2O_6$$

٤. الراديوم (Ra)

بوساطة التحلل الكهربائي باستخدام قطب سالب من الزئبق ويستخلص بعد تقطير الزئبق.

شذوذ عنصر البريليوم عن أفراد زمرة القلوية الترابية

- للبريليوم قوة استقطابية عالية نسبة إلى الشحنة الآيونية الموجبة وصغر حجمه.
- يميل Be لتكوين أواصر تساهمية مثل $BeCl_2$ الذي يكون غير موصل للكهربائية.
- وباقي النقاط تشابه شذوذ الليثيوم.

تفاعلات العناصر القلوية الترابية

١. مع الكاربون لتكوين الكاربيدات (C^{-4})

تتحد عناصر الزمرة الثانية مع الكاربون لتكوين الكاربيدات . ففي حالة Be يكون كاربيد البريليوم عند درجة حرارة عالية والذي بدوره يتحلل مائياً ومحرراً غاز الميثان كما يلي:

$$Be + C \xrightarrow{\Delta} Be_2C$$
$$Be_2C + 4H_2O \rightarrow 2Be(OH)_2 + CH_4$$

بينما مع Mg مكوناً Mg_2C_3 الذي يتحلل مائياً إلى البروباين كما يلي:

$$2Mg + 3C \rightarrow Mg_2C_3$$
$$Mg_2C_3 + 4H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + CH_3{-}C{\equiv}C{-}H$$

ويتحد الكاربون مع بقية عناصر الزمرة الثانية (Ba, Sr, Ca) مكوناً كاربيدات الفلز وعند تفاعلها مع الماء محررة غاز الاستيلين كما يلي:

$$M + C \xrightarrow{\Delta} M_2C \qquad (M = Ca, Sr, Ba)$$
$$M_2C + 2H_2O \rightarrow M(OH)_2 + H{-}C{\equiv}C{-}H$$

٢. مع الهالوجينات لتكوين الهاليدات (X^-)

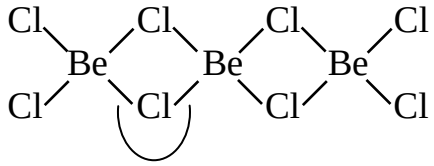
تتحد جميع عناصر الزمرة الثانية مع الهالوجين لتكوين الهاليدات

(جميع عناصر الزمرة = M) $M + X_2 \rightarrow MX_2$

(X = F, Cl, Br, I)

ويمكن تحضير $BeCl_2$ اللامائي الجاف ذو درجة انصهار ٤٠٥ °م من إمرار رباعي كلوريد الكاربون (CCl_4) على أوكسيد البريليوم (BeO) بدرجة حرارية ٨٠٠ °م.

من صفاته يتكون بخار هذا المركب ($BeCl_2$) عند درجة ٧٥٠ °م من جزيئات خطية ذات تهجين من نوع (sp) بينما تركيب الجزيئة الذي يكون بشكل ثنائي الجزيئة (الدايمر) يتكون عند درجة حرارية أوطأ التي تحاط كل ذرة من الفلز بأربع ذرات من الكلور بشكل رباعي السطوح.



(يكون التآصر بشكل (3c-2e) وذلك لسد النقص الإلكتروني لذرة Be)

٣. مع الأوكسجين لتكوين الأكاسيد (O^{-2})

تتحد عناصر الزمرة الثانية مع الأوكسجين لتكوين الأوكسيد ا لأحادي الصلب الأبيض كما يلي:

(عناصر الزمرة الثانية = M) $M + ½O_2 \rightarrow MO$

وتتفاعل هذه الأكاسيد ما عدا (Mg, Be) مباشرة مع الماء أو تمتص CO_2 من الجو لتحويل الأوكسيد إلى الهيدروكسيد والتفاعل باعث للحرارة كما يلي:

$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 \qquad \Delta H = -65\ KJ/mol$

ويحضر بيروكسيد السترونيوم (SrO_2) من الأوكسيد عند درجة حرارة ٣٥٠ °م وضغط ٢٠٠ جو وكذلك CaO_2 و MgO_2 يحضر من التجفيف الحذر للمركب المائي من هيدروكسيد وبيروكسيد الهيدروجين . ويتفاعل BeO مع الأوكسجين عند درجة ٦٠٠ °م ليكون بيروكسيد الباريوم (BaO_2).

٤. مع الكبريت لتكوين الكبريتيدات (S^{-2})

تتفاعل مركبات عناصر الزمرة الثانية مع الكبريت لتكوين الكبريتيدات كما يلي:

$$M^{+2} + S^{-2} \rightarrow MS \qquad (M = \text{عناصر الزمرة الثانية})$$

٥. مع النتروجين لتكوين النتريدات (N^{-3})

تتفاعل مركبات عناصر الزمرة الثانية عند تسخينها مع النتروجين لتكوين النتريديات كما يلي:

$$3M^{+2} + N_2 \xrightarrow{\Delta} M_3N_2$$

٦. مع الهيدروجين لتكوين الهيدريدات (H^-)

تزداد فعالية فلزات المجموعة القلوية الترابية في تكوين الهيدريدات كلما نزلنا إلى أسفل الزمرة الثانية لذلك فإن البريليوم لا يتفاعل مع اله يدروجين مباشرة ولكن يمكن أن يكّون هيدريتاً تساهمياً عند اختزال كلوريد البريليوم أو ثنائي مثيل البريليوم مع المركب رباعي هيدريد الليثيوم الألمنيوم ($LiAlH_4$) في محلول أثيلي كما في المعادلة الآتية:

$$2BeCl_2 + LiAlH_4 \xrightarrow{\text{ethoxyethane}} 2BeH_2 + LiCl + AlCl_3$$

ومن صفاته يكون BeH_2 مادة صلبة بيضاء تحتوي على شوائب من الإيثر والمواد المتفاعلة ويتفكك بدرجة ١٢٥ °م ويتحلل مائياً مكوناً هيدروكسيد البريليوم ومحرراً غاز الهيدروجين كما يلي:

$$BeH_2 + 2H_2O \rightarrow Be(OH)_2 + H_2\uparrow$$

ويكون هيدريد البريليوم ذات صفات تساهمية سائدة.

بينما بقية هيدريدات عناصر الزمرة الثانية تتكون من الاتحاد المباشر تحت ظروف معتدلة

$$M + H_2 \xrightarrow{(150-250)\,C^\circ} MH_2$$ (كل عناصر الزمرة الثانية ما عدا M = Be)

وتمتاز هيدريدات Ba, Sr, Ca بأنها تمتلك صفة آيونية أساسية وكذلك كل الهيدريدات لفلزات الزمرة الثانية تمثل عوامل مختزلة وقادرة على تحرر الهيدروجين من الماء تحت الظروف الاعتيادية وهي أقل قوة من هيدريدات الفلزات القلوية.

$$MH_2 + 2H_2O \rightarrow M(OH)_2 + 2H_2\uparrow$$

(كل عناصر الزمرة الثانية = M)

٧. تكوين المركبات العضوية الفلزية

تعد المركبات العضوية لكل من Ba, Sr, Ca مركبات آيونية ذات فاعلية كبيرة وشبيهة بمركبات الصوديوم والبوتاسيوم من هذا النوع إلا أنها أقل أهمية.

يمكن الحصول على ألكيلات البريليوم كما يلي:

$$Hg(CH_3)_2 + Be \xrightarrow{110C^\circ} Be(CH_3)_2 + Hg$$

وكذلك مع أريلات البريليوم من تفاعل أريل الليثيوم مع كلوريد البريليوم في مذيب كما يلي:

$$2LiPh + BeCl_2 \xrightarrow{ether} Be(Ph)_2 + 2LiCl$$

وتعد هاليدات المغنيسيوم الألكيلية والآريلية (كواشف كرينيارد) معروفة بشكل جيد بسبب استخدامها الواسع في الكيمياء العضوية التحضيرية.

وتحضر من تفاعل المغنيسيوم مع الهاليدات العضوية بوجود الإيثر الجاف كما يلي:

$$RX + Mg \xrightarrow[\text{جاف}]{ether} RMgX$$

٨. مع الحوامض

تتفاعل كل عناصر الزمرة الثانية (ما عدا Be) مع الحوامض محررة غاز الهيدروجين كما يلي:

$$M + 2H^+ \rightarrow M^{+2} + H_2\uparrow \Rightarrow M + 2HCl\ \ MCl_2 + H_2\uparrow$$
$$\text{or } M + H_2SO_4 \rightarrow MSO_4 + H_2\uparrow$$

(كل عناصر الزمرة الثانية ما عدا M = Be)

وكذلك كل عناصر الزمرة الثانية تتفاعل مع حامض النتريك المركز (ما عدا Be) محررة أوكسيد النتروجين (NO) كما في المعادلة الآتية:

$$3M + 8H+ + 2NO_3^- \rightarrow 3M^{+2} + 2NO + 4H_2O$$

وإن عدم تفاعل Be مع حامض النتريك المركز لكون حجم الأوكسيد الناتج هو أكبر من حجم الفلز الذي ينتج عنه وبذلك سيغطي سطح الفلز وطبقة الأوكسيد بحيث تمنع من مهاجمة الفلز مرة ثانية وبذلك يكون فلز البريليوم خاملاً تجاه حامض النتريك المركز بينما بتخفيف الحوامض مثل HNO_3 و H_2SO_4 و HCl ستتفاعل مع فلز Be وذلك كون أن طبقة الأوكسيد تذوب بالماء.

٩. الأكاسيد والهيدروكسيدات

يتفاعل كل من Ca و Sr و Ba و Ra مع الماء البارد لتكوين الهيدروكسيد (كل عناصر الزمرة الثانية ما عدا M = Be, Mg)

$$M + 2H_2O \rightarrow M(OH)_2 + H_2$$

وتتفكك الهيدروكسيدات إلى الأوكسيد كما يلي:

$$M(OH)_2 \xrightarrow{\text{تفكك}} MO + H_2O$$

بينما أوكسيد البريليوم (BeO) من حرق الفلز أو احد مركباته في الأوكسجين أو بتفاعل كل من Be و Mg يكونان الأكاسيد مع بخار الماء كما في المعادلة الآتية:

$$M + H_2O_{V.} \rightarrow MO + H_2 \qquad (M = Be, Mg)$$

ومن صفات BeO بأنه مادة صلبة بيضاء اللون غير قابلة للذوبان ولها درجة انصهار ٢٥٧ °م وكذلك يكون خاملاً تجاه الماء بسبب امتلاكه الصفة التساهمية لصغر حجمه وتركيز الشحنة الموجبة عليه لذلك فمن الصعوبة كسر الآصرة التساهمية.

أما بالنسبة إلى MgO فإن تحويله إلى $Mg(OH)_2$ يكون ببطء شديد أي يحتاج إلى ماء ساخن لرفع الدرجة الحرارية لكون MgO يمتلك بعض الصفة التساهمية لصغر حجمه وتركيز الشحنة الموجبة عليه لذلك يحتاج إلى ماء ساخن لكسر الآصرة التساهمية وله درجة انصهار عالية جداً حوالي ٢٨٠٠ °م لذلك يستعمل في الأفران العالية.

وبذلك تزداد قابلية ذوبان هيدروكسيدات فلزات الزمرة الثانية باز دياد العدد الذري لعناصر هذه الزمرة أي تزداد الاستقرارية الحرارية.

وإن قاعدية هذه الأكاسيد تزداد بزيادة العدد الذري (زيادة الصفة الفلزية) كلما نزلنا إلى أسفل الزمرة الثانية لذلك فإن BeO يسلك سلوك أمفوتيري.

وبذلك يمكن تمييز البريليوم عن بقية أكاسيد زمرته من حيث خواصه أو سلوكه الأمفوتيري فيمكن ترسيب أملاح البريليوم من محاليله المائية بشكل هيدروكسيد البريليوم من خلال الإذابة البطيئة له في الحوامض المركزة جداً لإعطاء محاليل آيونات متميئة ذات صيغة $[Be(H_2O)_4]^{+2}$ وكذلك يتفاعل مع القواعد القوية مثل KOH و NaOH بحيث يد خل المحلول كآيون سالب بصيغة $[Be(OH)_4]^{-2}$ وهذا الآيون السالب يسمى بآيون البيرلات (Beryllate) وتعزى هذه الطبيعة الأمفوتيرية إلى صغر حجم البريليوم وكثافة الشحنة العالية له.

١٠. مع الأمونيا

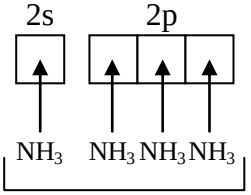
تذوب كل من آيونات عناصر الزمرة الثانية (Ba^{+2}, Sr^{+2}, Ca^{+2}, Mg^{+2}) في سائل الأمونيا مكونة محاليل زرقاء داكنة كما يمتلك الراسب بعد عملية الترسيب مظهراً ذهبياً أو نحاسياً وتكون بشكل معقدات ذات تناسق سداسي كما في المعادلة الآتية:

$M^{+2} + 6NH_3 \rightarrow [M(NH_3)_6]^{+2}$ (M = Be ما عدا كل عناصر الزمرة الثانية)

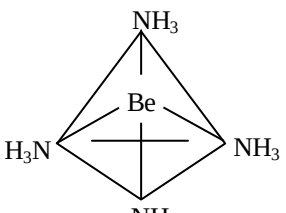
ويلاحظ أن آيون البريليوم يختلف عن بـاقي عناصر الزمرة الثانية الذي يكون معقد رباعي التناسق بدلاً من سداسي التناسق وهذا يعود إلى صغر حجمه إضافة إلى ذلك بأنه لا يحتوي على أوربيتالات d فارغة مقارنة مع المغنيسيوم أي لا يستطيع أن يوسع من عدده التناسقي لذلك يكون رباعي التناسق بصيغة $[Be(NH_3)_4]^{+2}$.

ولتوضيح الصيغة البنائية لكل من المعقدين $[Be(NH_3)_4]^{+2}$ و $[Mg(NH_3)_6]^{+2}$ كما يلي:

$_4Be = 1s^2\ 2s^2\ 2p^0 \rightarrow Be^{+2} = 1s^2\ 2s^0\ 2p^0$

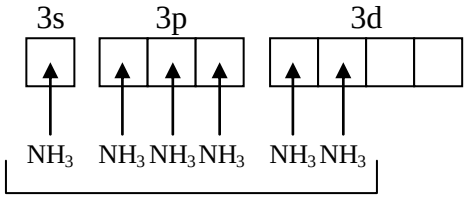


نوع التهجين (sp^3) والشكل الهندسي (رباعي السطوح)

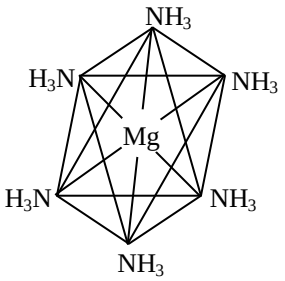


(الصيغة التركيبية للمعقد)

$_{12}Mg = {}_{10}[Ne]\ 3s^2\ 3p^0 \rightarrow {}_{12}Mg^{+2} = {}_{10}[Ne]\ 3s^0\ 3p^0\ 3d^0$



نوع التهجين (sp^3d^2) والشكل
الهندسي (ثماني السطوح)



(الصيغة التركيبية للمعقد)

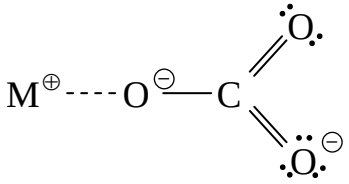
١١. الكاربونات والكبريتات

تتفكك كاربونات عناصر الزمرة الثانية إلى أوكسيد وغا ز ثاني أوكسيد الكاربون في درجات الحرارة الآتية:

تزداد درجة التفكك
بزيادة درجة الحرارة
بازدياد العدد الذري

$$BeCO_3 \xrightarrow{100C^\circ} BeO + CO_2$$
$$MgCO_3 \xrightarrow{450C^\circ} MgO + CO_2$$
$$CaCO_3 \xrightarrow{960C^\circ} CaO + CO_2$$
$$SrCO_3 \xrightarrow{1190C^\circ} SrO + CO_2$$
$$BaCO_3 \xrightarrow{1360C^\circ} BaO + CO_2$$

ويعود الاختلاف في درجة حرارة التفكك لكاربونات الزمرة الثانية إلى أن تركيب الكاربونات الموضح ادناه:



يلاحظ أن الآيون الفلزي (M^{+2}) يتصل بوساطة آصرة آيونية مع أقرب ذرة أوكسجين تحمل شحنة سالبة في آيون الكاربونات ولتكن رقم (١)، ففي حالة Be^{+2} فإن صغر حجم الأيون الفلزي مع ثبات الشحنة فسوف تزداد قوة التجاذب الإلكتروستاتيكي بين

الأوكسجين رقم (١) والآيون الفلزي (M^{+2}) بسبب قوة استقطاب الأيون الفلزي من حيث صغر حجمه وتركيز الشحنة الموجبة عليه وبذلك تزداد الصفة التساهمية للآصرة (M–O) ويضعف في نفس الوقت للآصرة (O–C) ولذلك يميل المركب إلى التفكك في درجة حرارة واطئة إلى MO و CO_2 في حالة Be^{+2} بينما مع الأيونات الأخرى لباقي عناصر الزمرة الثانية فيكبر حجم الأيون الفلزي يقلل من قوة التجاذب الإلكتروستاتيكي بين الأوكسجين رقم (١) والأيون الفلزي بسبب ضعف قوة الاستقطاب لكبر حجمه وقلة الشحنة الموجبة عليه لذلك تزداد الصفة الآيونية بين (M–O) أي تحتاج إلى درجات حرارة عالية للتفكك إلى MO و CO_2.

إن كبريتات وكاربونات عناصر الزمرة الثانية تقل قابلية ذوبانها في الماء بزيادة حجم الأيون الموجب (M^{+2}) (بزيادة العدد الذري) بسبب ازدياد الصفة الآيونية وبالتالي قلة عدد جزيئات ماء التبلور لنقصان طاقة التميه كما في المركبات الآتية:

تقل قابلية ذوبانها بالماء بزيادة حجم الأيون الفلزي M^{+2} أي بزيادة العدد الذري لعناصر الزمرة الثانية ↓

$MgSO_4.7H_2O$
$CaSO_4.H_2O$
$SrSO_4$
$BaSO_4$
$RaSO_4$