

الباب الثالث المجموعة الثانية

الباب الثالث

" المجموعة الثانية "

عناصر المجموعة الثانية

الباريوم	الاسترانثيوم	الكالسيوم	المغنسيوم	البريليوم	
Ba	Sr	Ca	Mg	Be	الرمز
6s ²	5s ²	4s ²	3s ²	2s ²	المدار الخارجي
+2	+2	+2	+2	+2	حالة التأكسد
0.198	0.191	0.174	0.136	0.089	نصف قطر الذرة (nm)
0.135	0.113	0.099	0.065	0.031	نصف قطر الأيون (nm)
3.51	2.62	1.54	1.74	1.85	الكثافة جم / سم ³
+508	+554	+596	+742	+906	طاقة التأين الأول
+1000	+1060	+1150	+1450	+1760	طاقة التأين الثاني
-1360	-1480	-1650	-1920	-2450	انتالبي التميؤ (M ⁺²)
714	768	850	650	1280	درجة الانصهار
1640	1380	1487	1110	2477	درجة الغليان
0.9	1.0	1.0	1.2	1.5	السالبية الكهربائية

الخواص العامة :

المجموعة الثانية ، أو العناصر القلوية الأرضية ، لها التركيب الإلكتروني الخارجي ns^2 ، وهي تظهر حالة التأكسد +2. وبسبب تزايد شحنة النواة، فنراتها أصغر من ذرات الفلزات القلوية التي سبقتها بصورة ملحوظة وكنتيجة لذلك يكون لها كثافات أعلى. وتأثير الحماية الضعيف نسبياً للـ d إلكترونات d يسهل انجذاب الالكترونات الخارجية نحو النواة ويجعلها أقوى ارتباطاً .

وهذا يؤدي إلى أن تكون لعنصري الباريوم والراديوم كثافات أعلى مما لعناصر البريليوم والمغنيسيوم والكلسيوم التي لا يحتوي أي منها على الالكترونات d . والعنصر الأخير في المجموعة، الراديوم، أكثر شهرة، بسبب صفاته الإشعاعية وأكثر النظائر استقراراً للـ ^{226}Ra .

كما إن الحجم الأصغر والكهروسالبية الأكبر للبريليوم تمكنه من تكوين مركبات ذات صفة تساهمية أكبر مما لبقية العناصر في المجموعة. وكهروسالبية الماغنسيوم هي أيضاً تكفي لأن تظهر أغلب مركباته على الأقل بعض درجة من الطبيعة التساهمية. ومثل الفلزات القلوية، فإن كيمياء الكلسيوم والسترونتيوم والباريوم هي كيمياء أيوناتها أساساً، والأيون في هذه الحالة ثنائي الشحنة الموجبة M^{+2} .

وكنتيجة للحجم الأصغر للذرات وتزايد شحنة النواة، فإن طاقات التأين الأول لعناصر المجموعة II أعلى مما لعناصر المجموعة I . وواضح أن طاقات التأين الثاني أعلى من طاقات التأين الأول، ولكن عند تكوين المركبات تعادل هذه الطاقة الإضافية بواسطة عوامل أخرى .

وفي حالة المركبات بحالتها الصلبة، فإن العامل الرئيسي هو ازدياد انثالبي الشبكة (للمركب $MgCl_2$ ، $\Delta H_{lat} = 2493Kjmol^{-1}$ مقارنة مع القيمة $+902Kjmol^{-1}$ للمركب $(NaCl)$ ، والعامل في المركبات في محاليلها المائية هو ازدياد انثالبي التميؤ للأيونات (للأيون Mg^{+2} $\Delta H_{hyd} = -1920Kjmol^{-1}$ مقارنة مع القيمة $-406Kjmol^{-1}$ للأيون Na^+) .

كما إن الحجم الأصغر وازدياد الشحنة على أيونات عناصر المجموعة II سبب أن يكون لها انثالبي تميؤ أعلى من مثيلاتها عناصر المجموعة I . ويتضح هذا من حقيقة أنها تكون عددًا أكبر من المركبات الصلبة البلورية المتميئة مثل $MgCl_2.6H_2O$ و $CaCl_2.6H_2O$ و $BaCl_2.2H_2O$ و..... الخ

والمغنيسيوم والكالسيوم هما العنصران الأكثر شيوعًا واستخدامًا من بقية عناصر هذه المجموعة ، رغم أن مركبات الباريوم وإلى مدى أقل مركبات الإسترانشيوم هي ذات استعمالات يومية. وإن جميع الأيونات M^{+2} دايامغناطيسية ، وإن المركبات المحتوية على الأيونات السالبة البسيطة هي مركبات بيضاء نموذجية أو عديمة اللون .

ومثل الفلزات القلوية ، فإن العناصر الأكثر كهروموجبية لهذه المجموعة ، وعلى الأخص الكالسيوم والإسترانشيوم والباريوم تعطي كسوف لهب مميزة فالكالسيوم أحمر طوبي والإسترانشيوم أحمر قرمزي والباريوم أخضر تقاخي .

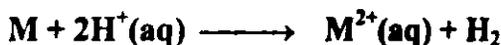
وعند توفر إلكترونين لتكوين رابطة معدنية يجعل الذرات لها القدرة أن تكون أشد ارتباطاً مما يجعل العناصر أشد صلابة وذات درجات انصهار وجليان

أعلى من الفلزات القلوية الأخرى. والأنماط غير المنتظمة لدرجات الانصهار والفلجان يرجع سببها إلى التراكيب الفلزية البلورية المختلفة لهذه العناصر ، وبينما نجد الفلزات القلوية تتفاعل بعنف أو بشدة على البارد، فإن القلويات تسلك في هذا المجال بدرجات أكثر اعتدالاً كما يلي :

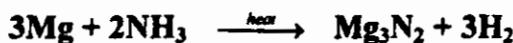


والبريليوم لا يتفاعل أي مدى معقول حتى مع البخار، وإن أي كمية صغيرة من ناتج يتكون من هذا التفاعل هو الأوكسيد، BeO ، وليس الهيدروكسيد والمغنسيوم يتفاعل ببطء مع الماء ولكن بسهولة مع البخار، مكوناً الأوكسيد. أما الكالسيوم والباريوم فتتفاعل مع الماء البارد بسهولة كبيرة، مكونة الهيدروكسيد .

وجميع العناصر تتفاعل مع الأحماض المخففة مما يؤدي إلى تصاعد الهيدروجين، وسهولة هذه الفعالية تتزايد بازدياد الطبيعة الفلزية من Be إلى Ba والبريليوم يتفاعل ببطء فقط كما يلي .

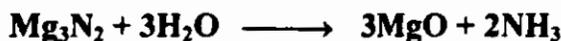


ويشار إلى الطبيعة الأمفوتيرية للبريليوم بقابليته على التفاعل مع هيدروكسيدي الصوديوم والبوتاسيوم ليكون أملاحاً. وتكون أيونات الفلزات في هذه المجموعة نسبياً معقدات قليلة، والبريليوم هو الأكثر فاعلية في هذا المجال مكوناً، مثلاً، الأيون $[\text{BeF}_4]^{2-}$. والمغنسيوم يتفاعل مع كلا النيتروجين والأمونيا ليكون النتريد كما يلي :



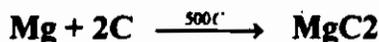
ونتريد المغنسيوم مادة صلبة ذات لون أصفر شاحب تتفاعل مع الماء

وتتطلق الأمونيا كما يلي :



ووجد أن الفلزات أو أكسيداتها تتفاعل مباشرة مع الكربون في فرن

كهربائي، لتكون الكريبيدات الأيونية، $\text{M}^{+2}(\text{C} \equiv \text{C})^{-2}$ ، مثل ما يلي :



والبريليوم يكون Be_2C مع الكربون، رغم أن المركب BeC_2 يمكن أن

نحصل عليه بواسطة تفاعل العنصر مع الاستيلين . ومن هذه الكريبيدات يعتبر

ثنائي كربيد الكالسيوم أفضل كربيد معروف وذلك بسبب استعماله في إنتاج الأثيلين

عند التفاعل مع الماء أو حامض مخفف كما يلي :



طرق التحضير :

يتم تحضير فلزات هذه المجموعة باستخدام عامل مختزل قوي لمركبات

العنصر في رقم التأكسد +2 ويتم الاختزال الكهربائي مستخدماً مصهور الملح وهذا

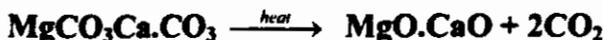
يعتبر من أنجح الطرق لتحضير الفلزات القلوية الأرضية . ونجد أن كلوريدات

البريليوم والمغنسيوم رديئة التوصيل الكهربائي. ولذلك يضاف NaCl عادة للمصهور

لزيادة التوصيل الكهربائي. وعند التحليل الكهربائي للمخلوط تحت جهد كهربائي محدد

نحصل على الفلز بسهولة عند المهبط حيث يحدث اختزال لفلزات المجموعة II قبل اختزال أيون الصوديوم Na^+ أما بالنسبة لبقية فلزات المجموعة يمكن الحصول عليها بالاختزال الكيميائي تحت ظروف مناسبة .

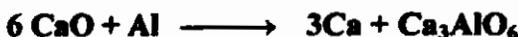
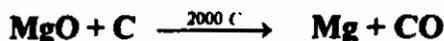
وكذلك الماغنسيوم يمكن الحصول عليه من خاماته (الدولوميت الكالسيومي) كما يلي :



وذلك بالتسخين ثم اختزال الناتج بواسطة السيلكون في صورة حديد وسيلكون مثل ما يلي :

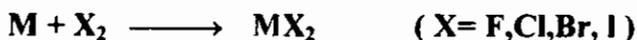
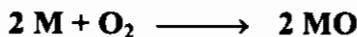


وكذلك باختزال أكاسيد فلزات المجموعة بالكربون كما في حالة الماغنسيوم أو الألمونيوم وبالاختزال الكيميائي لباقي فلزات المجموعة كما يلي :



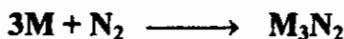
الخواص الكيميائية :

الخواص الكيميائية لعنصر البريليوم Be وهو العنصر الأول في سلسلة عناصر الفلزات الأرضية القلوية تختلف اختلافاً جوهرياً عن بقية عناصر المجموعة على نفس المنوال في مجموعة عناصر الأقلء . فعناصر الفلزات الأرضية القلوية تتفاعل بسرعة مع الغازات المؤكسدة مكونة مركبات ثنائية العناصر رقم تأكسدها +2 .



ومثل هذه التفاعلات تحدث مع العناصر الأثقل في السلسلة أو مع العوامل المؤكسدة القوية، على سبيل المثال Be لا يتفاعل مع Cl_2 أو Br_2 أو I_2 على البارد بينما يتفاعل بعنف عند تسخين التفاعل .

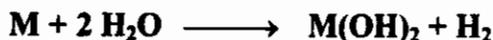
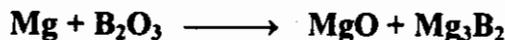
أما بالنسبة للمغنسيوم Mg يتفاعل بسرعة مع غازي الفلور أو الكلور عند درجة حرارة الغرفة ، بينما أبخرة اليود تتفاعل معه ببطء ويلزم التسخين حتى درجة 600 م وغاز النتروجين يتفاعل مع كل عناصر المجموعة لتكوين النتريدات المقابلة .



ولكن البريليوم لا يتفاعل مع النتروجين إلا عند درجة 1000. وغاز الهيدروجين يتفاعل مع كل عناصر المجموعة ما عدا البريليوم وتتكون الهيدريدات المقابلة التي تشبه الأملاح في مظهرها كما يلي :



وكل عناصر المجموعة ما عدا البريليوم تعتبر عوامل مختزلة قوية وتتفاعل مع العديد من المركبات الأكسوجينية معطية الأكاسيد كما تتفاعل مع الماء معطية الهيدروجين والهيدروكسيد المقابل .



ويتفاعل الماغنسيوم مع الماء وهذا التفاعل يتم ببطء شديد ويرجع ذلك إلى تكون طبقة من MgO على سطح فلز الماغنسيوم ، وعلى هذا فإن مملغم الفلز يمنع تكون طبقة الأكسيد وتجعله خاملاً وبذلك يحدث التفاعل بعنف مع الماء. والكحولات أيضاً تتفاعل مع عناصر المجموعة بنفس الطريقة كما يلي :



وفي حالة الماغنسيوم يحتاج التفاعل إلى تنشيط إما بالحرارة العالية أو بواسطة اليود حتى تزداد سرعة التفاعل .

وبالرغم من أن الماء ليس له تأثير يذكر على البريليوم نجد أن الأحماض المخففة أو هيدروكسيد الصوديوم المركز يذيب الفلز معطياً الهيدروجين كما يلي :



ونجد أن المحاليل المائية لأملاح البريليوم يحدث لها تحلل مائي. حيث أن معظم أملاح البريليوم يمكن تحضيرها في صورة ثابتة بها ماء تبلمر $(BX_2 \cdot 4H_2O)$ ولها الصيغة العامة $[Be(H_2O)_4]X_2$ ومن خواصها أن $4H_2O$. $Be(ClO_4)_4$ لا يفقد ماء تبلمر إلا في درجة الحرارة التي يبدأ عندها الملح في التحلل تماماً .

كما أن كلوريد البريليوم يذوب بسرعة في الماء مع تصاعد حرارة. مركب $(BeCl_2 \cdot 4H_2O)$ الذي يمكن فصله بسهولة ولا يفقد الماء حتى ولو ترك عدة شهور معرضاً لخامس أكسيد الفوسفور P_2O_5 عند ضغطاً منخفضة جداً. ونجد أن خواص محاليل أملاح البريليوم مثل اللزوجة العالية ، الحركة البطيئة للكاتيون والنقص الشديد في درجة التجميد ، كل هذه الخواص يمكن تفسيرها على أساس أن

أيون البريليوم يكون مرتبطاً بشدة بماء التبلر أكثر من باقي أيونات المجموعة الأثقل من البريليوم التي تكون أقل ارتباطاً بماء التبلر أي أنها يمكن أن تفقد ماء التبلر دون تحلل، مثال على ذلك $Mg(ClO_4)_2 \cdot 4H_2O$ إذا سخن إلى درجة 250 فإنه يفقد ماء التبلر ويتحول إلى ملح لا مائي $Mg(ClO_4)_2$.

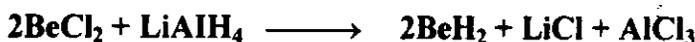
وتبين أن الاختلافات الكبيرة بين Be^{2+} وبقية أيونات المجموعة يمكن أن يرجع إلى الفارق الكبير بينهما في كثافة الشحنة على الأيون وعلى هذا فسرعة حركة أيونات المجموعة في محاليلها كالاتي: ($Be = 30$ ، $Mg = 55.5$ ، Sr ، $Ca = 59.8$ ، $Ba = 64.2$) عند درجة 25 م وهذا يعطي مؤشر مباشر على طبيعة أيونات المجموعة في المحاليل المائية. وعلى درجة ارتباط هذه الأيونات بماء التبلر .

مركبات عناصر المجموعة الثانية:

1- الهيدريدات :

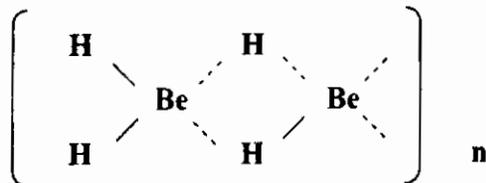
إن فعالية فلزات المجموعة الثانية مع الهيدروجين لتكوين الهيدريدات تزداد عند النزول في المجموعة. والبريليوم لا يتفاعل مع الهيدروجين مباشرة ولكن يكون هيدريد تساهمياً عند اختزال كلوريد البريليوم مع محلول أيثري للمركب ليثيوم المنيوم هيدريد كما في التفاعل الثاني :

ايونومي ايثان



وبقية فلزات هذه المجموعة، تكون جميعها هيدريدات بالاتحاد المباشر عند ظروف معتدلة ، هيدريدات البريليوم والمغنسيوم ذات صفات تساهمية سائدة وذات

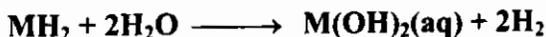
تراكيب جسرية شبيهة بالبوليمر ، وهي تمثل انتقالاً بين الهيدريدات التساهمية والأيونية وأحد التراكيب المقترحة موضح في الشكل التالي :



وهيدريدات الكالسيوم والإسترانثيوم والباريوم ذات صفة أيونية أساسية ، ومدى هذه الصفة يزداد بازدياد الصفة الفلزية للفلز القلوي الأرضي ، وهيدريدات الكالسيوم والإسترانثيوم والباريوم قادرة على التفاعل مع هاليداتهما عند درجات حرارة تقدر بحوالي 900 مئوية لتعطي MXH ، تمثل X ذرة هالوجين كما في التفاعل التالي :



وجميع هيدريدات فلزات المجموعة الثانية هي عوامل مختزلة وقادرة على تحرير الهيدروجين من الماء تحت الظروف العادية كما يلي :

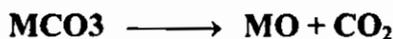


2- الأوكسيدات :

جميع العناصر تحترق في الأوكسجين لتكون أحادي الأوكسيد $\text{M}^{+2}\text{O}^{-2}$ الصلب الأبيض كما في التفاعل التالي :

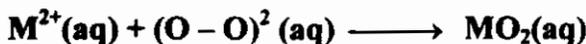


ورغم أن هذه المركبات نحصل عليها عادة بتأثير الحرارة على الكربونات أو النترات كما يلي :



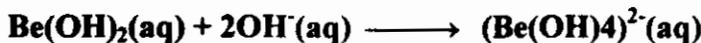
ونلاحظ أن أوكسيد البريليوم ، BeO ، أمفوتيري ، لكن بقية الأوكسيدات قاعدية ، وتزداد قوة قاعديتها من MgO إلى BaO أي بازدياد الصفة الفلزية للفلز القلوي الأرضي بينما أوكسيد المغنسيوم خامل نسبياً ، يذوب قليلاً جداً في الماء لتكوين الهيدروكسيد $\text{Mg}(\text{OH})_2$. وبقية الأوكسيدات تطفأ (Slake) بعملية طاردة للحرارة عند تفاعلها مع الماء. وكمية الحرارة المنطلقة تزداد ابتداء من CaO إلى BaO .

والعناصر من Ca إلى Ba جميعها تكون البيروكسيدات MO_2 وذلك بمعاملة محاليل مائية مركزة من أملاحها مع بيروكسيد الهيدروجين كما يلي :



3- الهيدروكسيدات :-

تبين أن هيدروكسيد البريليوم، $\text{Be}(\text{OH})_2$ ، أمفوتيري في طبيعته ويكون سلسلة من أملاح تحتوي على أيون البريلات السالب ، $[\text{Be}(\text{OH})_4]^-$. كما يلي :



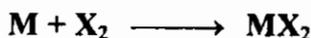
أما هيدروكسيد المغنسيوم أي حليب المغنيسيا هو غير قابل للذوبان في الماء ولهذا فهو قادر على إعطاء تركيز قليل فقط من أيون الهيدروكسيل . وهيدروكسيدات بقية فلزات المجموعة الثانية قواعد قوية معقولة رغم أنها تميل لأن تكون قليلة الذوبان في الماء فقط .

والمحاليل المائية المخففة التي يكونها هيدروكسيد الكالسيوم أي ماء الجير ،
 وهيدروكسيد الباريوم تستعمل أحياناً للاستدلال على ثنائي أوكسيد الكربون
 كما يلي :

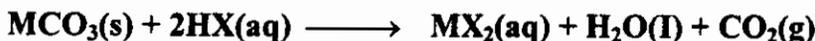


4- الهاليدات :

وهذه يمكن تكوينها جميعاً عند درجة حرارة مناسبة بالاتحاد المباشر لنقلز
 القلوي الأرضي مع الهالوجين المناسب كما يلي .



أو بواسطة معاملة الكربونات مع الحامض الهالوجيني المناسب كما يلي :



وهاليدات البريليوم ، BeX_2 ذات صفة تساهمية وتلتهب في الهواء بسبب
 تحللها المائي. وجميع الهاليدات الأخرى ماصة للماء وتكون الأملاح المائية، مثل
 $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ و $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ و $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ والتي تتميع عند تعرضها
 لفترة أطول في الجو. ويستعمل كلوريد الكالسيوم اللامائي عادة كمادة مجففة .

وباستثناء الفلوريدات غير القابلة للذوبان في الماء، فإن الهاليدات الأخرى
 جميعها قابلة للذوبان إلى درجة معقولة . وتتناقص قابلية الذوبان نزولاً في
 المجموعة، أي من BeX_2 إلى BaX_2 . وبصورة عامة فإن هاليدات الفلزات القلوية
 الأرضية أقل ذوباناً في الماء من هاليدات الفلزات القلوية. ويمكن أن يعزي هذا إلى
 انثالي شبيكتها الأكبر والذي يحدث كنتيجة للشحنة الأكبر على أيون الفلز، M^{+2} ،
 وبالتالي لحجمه الأصغر .

وتزداد درجات انصهار الكلوريدات بازدياد الصفة الكهروموجبية لعناصر المجموعة الثانية ، متفقة ، في هذه الحالة، مع درجة الصفات الأيونية الأكبر للروابط ولهاليدات أي عنصر معين، تزداد القوة الأيونية بنقصان قطر الأيون X^- ومع كهروسالبية الأعلى. وهذه الخاصة تنعكس في درجات انصهار هاليدات الكلسيوم .

5- الكربونات :

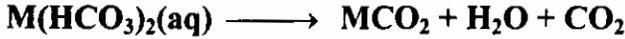
ووجد أنه بعكس كربونات الفلزات القلوية باستثناء كربونات الليثيوم فإن كربونات فلزات المجموعة الثانية تتجزأ بالتسخين وهي غير قابلة للذوبان في الماء. والزيادة المطردة في الاستقرار الحراري للكربونات من $BeCO_3$ إلى $BaCO_3$ هي دليل على ازدياد الصفة الكهروموجبية للفلز نزولاً في المجموعة فكربونات البريليوم غير مستقرة ويمكن حفظها في محيط من ثاني أوكسيد الكربون فقط .

وتتبع قابلية ذوبان الكربونات نمطاً متشابهاً، أي تزداد من $BeCO_3$ إلى $BaCO_3$ ، رغم أن أفضلهما قابلية للذوبان وهو مركب كبريتات الباريوم لا يذوب إلى درجة كبيرة .

وتبين أن كربونات الكلسيوم توجد بهيئتين بلوريتين. والأكثر استقراراً هي هيئة الكالساييت (Calcite) ذات الشكل السداسي الوجوه وتوجد بشكل حجر الكلس والطباشير والرخام و.....الخ. أما الهيئة أرجونايت (Argonite) فهي شبه مستقرة ولها تركيب معيني. وهي توجد في الأصداف والمرجان. تنتمي كربونات المغنسيوم إلى تركيب هيئة الكالساييت ذي الشكل السداسي الوجوه، بينما تنتمي كربونات الإسترانثيوم والباريوم إلى تركيب هيئة أرجونايت .

6- الكربونات الحامضية :-

وهذه لا توجد في الحالة الصلبة، غير أنها مستقرة كفاية بحيث يمكن حفظها في محلول مائي. والكربونات الحامضية للمغنسيوم والكلسيوم هي سبب العسرة المؤقتة في الماء العسر. وعند تسخين المحلول، تتجزأ الكربونات الحامضية إلى الكربونات كما يلي :



7- النترات :

بعكس نترات أكثر الفلزات كهروموجبية وهي الفلزات القلوية باستثناء الليثيوم ، والتي تتجزأ عند التسخين إلى مستوى النترت فقط ، فإن جميع نترات الفلزات القلوية الأرضية تتجزأ إلى مستوى الأوكسيد كما بالمعادلة :



ونترات المغنسيوم والكالسيوم والإستراتشيوم تتبلور من المحلول المائي بشكل الأملاح المائية $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ و $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ و $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ، بينما تنفصل نترات الباريوم بهيئة لا مائية .

8- الكبريتات :

الكبريتات ذات أهمية خاصة بالنسبة للتميو. توجد كبريتات البريليوم المائية بهيئتين وهما $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ التي هي مستقرة دون درجة حرارة 89 مئوية و $\text{BeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ التي هي مستقرة فوق هذه الدرجة الحرارية. ولكبريتات المغنسيوم عدد من المركبات المائية تتفق مع 1 أو $1\frac{1}{4}$ و $1\frac{1}{2}$ و 4 و 5 و 6 و 7 من جزيئات

ماء التبلور . يوجد المركب $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ بهيئتين تأصليتين ، معينة وأحادية الميل .

والجبس ، $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ يعاني إزالة ماء جزئية بسهولة عند درجة حرارة 125 مئوية إلى المركب $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$ أو $CaSO_4 \cdot \frac{1}{2}H_2O$ أي جبس باريس والذي بدوره يتحول إلى هيئة لا مائية بين درجتى حرارة 140-200 مئوية علماً بأن كبريتات الإسترانثيوم والباريوم يوجدان بهيئة لا مائية فقط كما بالمعادلة :



وتتناقص قابلية ذوبان هذه المركبات بصورة واضحة نزولاً في المجموعة ، إذ أن كبريتات البريليوم والمغنسيوم جيدتا الذوبان في الماء، على حين أن كبريتات الإسترانثيوم والباريوم قليلتا الذوبان جداً في الماء. وكبريتات المغنسيوم والكلسيوم هي سبب العسرة الدائمة في الماء .

" الأسئلة "

- 1- تكلم عن عناصر المجموعة الثانية من حيث :
 - أ- المقارنة بين قيم نصف قطر الذرة .
 - ب- المقارنة بين قيم نصف قطر الأيون .
 - ج- المقارنة بين قيم درجات الانصهار .
 - د- المقارنة بين قيم درجات الغليان .
 - هـ- المقارنة بين قيم السالبية الكهربية .
- 2- تكلم باختصار عن الخواص العامة للفلزات القلوية الأرضية .
- 3- اذكر طرق تحضيرات فلزات المجموعة الثانية .
- 4- اشرح بالتفصيل الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الثانية .
- 5- بين أنواع الهيدريدات المختلفة للفلزات القلوية الأرضية .
- 6- اشرح بالمعادلات مركبات الأكاسيد لفلزات المجموعة الثانية .
- 7- تكلم عن هيدروكسيدات المجموعة الثانية .
- 8- بين بالتفصيل كيفية تكوين هاليدات الفلزات القلوية الأرضية .
- 9- أكتب ما تعرفه عن :
 - أ- كربونات المجموعة الثانية .
 - ب- الكربونات الحامضية للمجموعة الثانية .
 - ج- النترات للمجموعة الثانية .
 - د- الكبريتات للفلزات القلوية الأرضية .