

## آشنایی با عناصر گروه اول

### سزیم

سزیم (سزیم) عنصر شیمیایی است که در جدول تناوبی با نشان **Cs** و عدد اتمی **55** مشخص می باشد. این عنصر نرم و نقره فام از فلزات قلیایی بوده و یکی از سه فلزی است که در حرارت اطاق به حالت مایع می باشند. قابل توجه ترین کاربرد این عنصر در ساعت‌های اتمی است. سزیم بخصوص در "انگلیسی آمریکایی" گاهی به شکل **cesium** (با تلفظ سزیم) نوشته می شود ، اما بر اساس نظر **IUPAC** نام رسمی این عنصر ، **caesium** (سزیم) است ، گرچه از سال **1993** نوع نوشتاری **cesium** هم رسمیت یافته است.

### خصوصیات قابل توجه

طیف الکترومغناطیس سزیم دارای دو خط روشن در ناحیه آبی طیف و چندین خط دیگر در نواحی قرمز ، زرد و سبز می باشد. این عنصر به رنگ طلایی مایل به نقره ای بوده ، و هر دو ویژگی نرمی و چکش خواری را دارد. سزیم الکتروپوزیتیو ترین و قلیایی ترین عنصر شیمیایی است و همچنین دارای کمترین پتانسیل یونیزاسیون در بین عناصر می باشد. فراوانی سزیم از پنج فلز قلیایی غیر رادیواکتیو دیگر کمتر است. (از نظر فنی ، فرانسیم ، پائینترین فلز قلیایی در جدول می باشد ، اما چون بسیار رادیواکتیو بوده ، و در یک زمان کمتر از یک گرم در کل زمین وجود دارد ، فراوانی این عنصر را می توان عملاً "صفر در نظر گرفت.)

سزیم به همراه گالیم و جیوه تنها فلزاتی هستند که در دمای اطاق به حالت مایع می باشند. سزیم در آب سرد بصورت انفجاری واکنش می کند و در حرارت‌های بالای منهای **116** درجه سلسیوس با یخ نیز واکنش دارد. هیدروکسید سزیم (**CsOH**) قوی ترین قلیای شناخته شده است و شیشه را مورد حمله قرار می دهد.

### کاربردها

چشمگیر ترین کاربرد سزیم در ساعت‌های اتمی است که دقت آنها **5** ثانیه در **300** سال است.

• **Cs-134** در آب شناسی ، بعنوان معیار سنجش خروجی سزیم توسط صنعت نیروی

اتمی به کار می رود. از این ایزوتوپ به این علت استفاده می گردد که کمتر از **Cs-**

**133** یا **Cs-137** متداول است ، ایزوتوپ ( **Cs-134** ) را می توان به تنهایی با واکنشهای اتمی تولید کرد . **Cs-135** نیز در مورد فوق کاربرد دارد.

- سیزیم مانند سایر عناصر گروه **1** میل ترکیبی زیادی با اکسیژن دارد و بعنوان "گیرنده" در لامپهای الکترون به کار می رود.

این عنصر همچنین در باطریهای - نوری کاربرد دارد.

- علاوه بر اینها سزیم بعنوان کاتالیزور در هیدروژنه کردن ترکیبات آلی خاصی مورد استفاده قرار می گیرد.

اخیراً از این عنصر در سیستم رانش یونی استفاده شده است.

## تاریخچه

سیزیم ( واژه لاتین *caesius* به معنی آبی آسمانی) در سال **1860** بوسیله **Gustav و Bunsen Robert** و **Kirchhoff** در آب معدنی **Durkheim** و بصورت طیف نمایی کشف شد. هویت آن بر اساس خط آبی درخشان در طیف آن بود و اولین عنصری است که بوسیله تحلیل طیف کشف گردید. اولین فلز سزیم در سال **1881** تولید شد. از سال **1967** سیستم بین المللی اوزان و مقیاس ( **SI** ) ، ثانیه را بعنوان چرخه های **9,192,631,770**، **9** تشعشع تعیین کرد که مطابق با جابجایی بین دو سطح انرژی حالت پایه اتم **Caesium-133** است. از نظر تاریخی مهم ترین کاربرد سزیم در تحقیق و توسعه و اساساً در کاربردهای شیمیایی و الکتریکی بوده است.

## پیدایش

فلز قلیایی سزیم در لیدولیت ، پلوسیت ( هیدرات سیلیکات آلومینیوم و سزیم ) و منابع دیگری یافت می شود. یکی از مهمترین و غنی ترین منابع این فلز در دریاچه **Bernic** واقع در **Manitoba** می باشد. در این مکان **300000** تن پلوسیت با میانگین **20** % سزیم برآورد شده است.

این عنصر را می توان با الکترولیز سیانید گداخته و چند روش دیگر جدا کرد. بوسیله تجزیه حرارتی آزید سزیم میتوان بصورت استثنائی سزیم خالص و بدون گاز تهیه نمود. عمده ترین ترکیبات سزیم کلرید و نیترات آن است. قیمت هر گرم سزیم در سال **1997** تقریباً **30** دلار آمریکا بود.

## ایزوتوپها

سزیم دارای 32 ایزوتوپ شناخته شده است که از تمامی عناصر دیگر بیشتر می باشد. جرم اتمی این ایزوتوپها بین 114 تا 145 می باشد. اگرچه این عنصر بیشترین تعداد ایزوتوپها را دارا می باشد، تنها یک ایزوتوپ پایدار طبیعی (Cs-133) دارد. ایزوتوپ پرتوزا Cs-137 در مطالعات آب شناسی همانند کاربرد H-3 مورد استفاده است. Cs-137 از انفجار سلاحهای اتمی و برون پاشیهای نیروگاههای اتمی تولید می گردد. سزیم 137 در سال 1954 با آغاز آزمایشات اتمی وارد اتمسفر شد و سریعاً در آن بصورت محلول در آمد. هرگاه Cs-137 وارد آبهای زیرزمینی شود در سطوح خاک به جا مانده و عمدتاً بوسیله جابجائی ذرات از محوطه خارج می شود. نتیجه اینکه فعالیت درونی این ایزوتوپها را می توان مانند عملکرد زمان برآورد نمود.

### اثرات سزیم بر روی سلامتی

سزیم از راه تنفس، نوشیدن یا خوردن وارد بدن می شود. معمولاً میزان سزیم موجود در هوا کم است اما در آبهای سطحی و بسیاری از غذاها، سزیم رادیواکتیو وجود دارد. مقدار سزیم موجود در غذا و نوشیدنی ها، بستگی به مقدار سزیم رادیواکتیوی دارد که در اثر حادثه از دستگاههای هسته ای خارج می شود. افرادی که در نیروگاههای هسته ای کار می کنند در معرض سزیم بیشتری هستند اما برای جلوگیری عوارض ناشی از آن، باید مراقب بود. بسیاری از عوارض مستقیماً مربوط به سزیم نیست. در اثر تماس با سزیم رادیواکتیو، که بسیار به ندرت رخ می دهد، در اثر تابش ذرات سزیم، به سلولها آسیب می رسد. به همین علت، اثراتی مانند حالت تهوع، استفراغ، اسهال و خونریزی رخ می دهد. تماس طولانی مدت با سزیم، باعث بیهوشی می شود و به دنبال آن کما و مرگ رخ می دهد. شدت عوارض بستگی به مقاومت شخص، مدت زمان تماس و غلظت سزیم بستگی دارد.

موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)

تاریخ: یکشنبه پنجم اسفند 1386 | 18:31 | نویسنده: هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)

[رویدیوم](#)

رویدیوم یکی از عناصر شیمیایی جدول تناوبی است که نماد آن Rb و عدد اتمی آن 37 میباشد. رویدیوم یکی از عناصر فلزی نرم به رنگ سفید مایل به نقره ای است که از گروه فلزات قلیایی میباشد. ایزوتوپ Rb-87 که به صورت طبیعی به وجود می آید کمی رادیواکتیو است. رویدیوم مانند دیگر عناصر گروه اول بسیار واکنش پذیر میباشد مثلاً در آزمایشهای مربوط به هوا فوراً آتش میگیرد.

## خصوصیات قابل توجه

روبییدیوم دومین عنصر از عناصر قلیایی است که الکترون مثبت دارد و در دمای اطاق به صورت مایع میباشد. مانند دیگر عناصر گروه اول به سرعت در آزمایش‌های مربوط به هوا آتش میگیرد و با شدت بسیار زیاد در آب واکنش نشان داده و هیدروژنهای آتشین از خود آزاد میکند. مانند دیگر فلزات قلیایی با مس ترکیب شده و **Amalgam** به وجود می‌آورد. همچنین با طلا و سزیم و سودیوم و پتاسیوم آلیاژ میشود. این عنصر در هنگام مجاورت با آتش شعله بنفش رنگی به وجود می‌آورد.

## کاربردها

روبییدیوم به راحتی یونیزه میشود و از این رو در موتورهای ینی (در وسایل نقلیه فضایی) استفاده میشود. ولی سزیم و گزنون بیشتر در این موارد مورد استفاده قرار میگیرند. دیگر کاربردهای این عنصر عبارتند از:

- به عنوان ماده سیال در توربینهای بخار.
- به عنوان دریافت کننده در لوله های خلاء
- به عنوان اجزاء فتوسل
- در ساخت شیشه های مخصوص
- **RbAg4I5** خاصیت رسانایی بالایی در کریستالهای ینی دارد. این ویژگی میتواند در باتریهای فیلمهای نازک و دیگر موارد استفاده شود.
- این عنصر همچنین در **Magnetohydrodynamic** که در آن ینهای روبیدیوم با افزایش دما شکل میگیرند و به **Magnetic Field** فرستاده میشوند کاربرد دارد و در ژنراتورهای ترمومتریک استفاده میشود. این اتصال الکتریکی که مانند یک آرمیچر عمل میکند میتواند جریان الکتریسیته تولید کند.

## تاریخچه

**Rubidium** در سال **1861** توسط **Robert Bunsen** و **kirchhoff Gustav** در معدن **Lepidolite** توسط **Spectroscope** کشف شد. با این وجود این عنصر تا دهه **1920** مصرف صنعتی زیادی نداشت. قبلا مهمترین کاربرد روبیدیوم استفاده آن در مطالعات و تحقیقات بود و امروزه بیشترین کاربرد آن در شیمی و الکترونیک میباشد.

## پیدایش

این عنصر شانزدهمین عنصر از نظر فراوانی در سطح پوسته زمین میباشد. که به صورت طبیعی در معادن **Leucite** و **pollucite** و **Zinnwaldite** به وجود می آید که حدوداً یک در صد آن اکسید میباشد. **Lepidolite** حدوداً 1.5 درصد روبیدیوم دارد و منبع تجاری این عنصر به شمار میرود. برخی از کانی های پتاسیم و کلریدهای پتاسیم نیز حاوی مقدار زیادی از این عنصر میباشد. یکی از منابع قابل توجه این عنصر ذخایر **Pollucite** در **Bernic Lake** میباشد. فلز روبیدیوم از طریق کم کردن کلرید روبیدیوم با کلسیم به دست می آید. روبیدیوم حداقل شش اکسید به وجود می آورد. در سال 1997 هزینه این فلز در مقیاس کم هر گرم 25 دلار بود.

## ایزوتوپها

24 ایزوتوپ روبیدیوم شناخته شده است. روبیدیومی که به صورت طبیعی به وجود می آید در دو ایزوتوپ **Rb-85 (72%)** و **Rb-87(27.8%)** رادیواکتیو وجود دارد. مخلوط معمولی روبیدیوم به قدری رادیو اکتیو است که میتواند فیلم عکاسی را در حدوداً 30 تا 60 روز ظاهر کند.

روبییدیوم 87 نمیه عمری معادل  $48 \times 10^9$  دارد که به راحتی جانشین پتاسیم در کانی ها میشود و به همین دلیل در همه جا گسترده شده است. **Rb** در انداز گیری عمر سنگها موثر است **Rb-87** توسط عمل حذف ذرات بتا به **Strontium 87** پایدار تبدیل میشود. در طی تبلور **Fractional** در **Plagioclase** غلیظ شده و روبیدیوم را در مایع آزاد میکند. بنابراین میزان **Rb/Sr** در ماگما در طی زمان افزایش میابد که باعث به وجود آمدن سنگهایی میشود که میزان تفکیک پذیری و **Rb/Sr** آنها افزایش میابد. میزان بالاتر آن (بیشتر از 10) در **Pegmatites** به وجود می آید. اگر مقدار اولیه **Sr** مشخص باشد عمر آن میتواند با اندازه گیری تمرکز **Rb** و **Sr** و میزان **Sr-87/Sr-86** تعیین شود. تنها زمانی این تاریخها سن واقعی کانی را مشخص نشان میدهد که سنگها متعاقباً دگرگون شوند. برای اطلاعات بیشتر ملاحظه کنید: **Rubidium-Strontium dating**

## اثرات روبیدیوم بر روی سلامتی

در آب فعال است. نسبتاً سمی است. اگر روبیدیوم مشتعل شود، سوختگی ایجاد می کند. روبیدیوم به آسانی با رطوبت پوست واکنش داده و هیدروکسید روبیدیوم تشکیل می دهد که باعث سوختگی شیمیایی چشم و پوست می شود. علائم و نشانه های مسمومیت: پوست و چشم می سوزد. جلوگیری از افزایش وزن، بی

نظمی، حساسیت بیش از اندازه، زخم شدن پوست و عصبیت بیش از اندازه. آسیب قلبی، عدم توازن پتاسیم.

کمکهای اولیه: بلافاصله برای مدت **15** دقیقه در شرایطی که پلک را باز نگه می دارید، چشم را بشوید. فوریتهای پزشکی را بلافاصله اجرا کنید. پوست: ماده را از روی پوست بردارید و پوست را با آب و صابون بشوید. لباسهای آلوده را درآورید. کمکهای پزشکی را فوراً اجرا کنید. خوردن: باعث استفراغ نشوید. بلافاصله کمکهای اولیه را اجرا کنید.

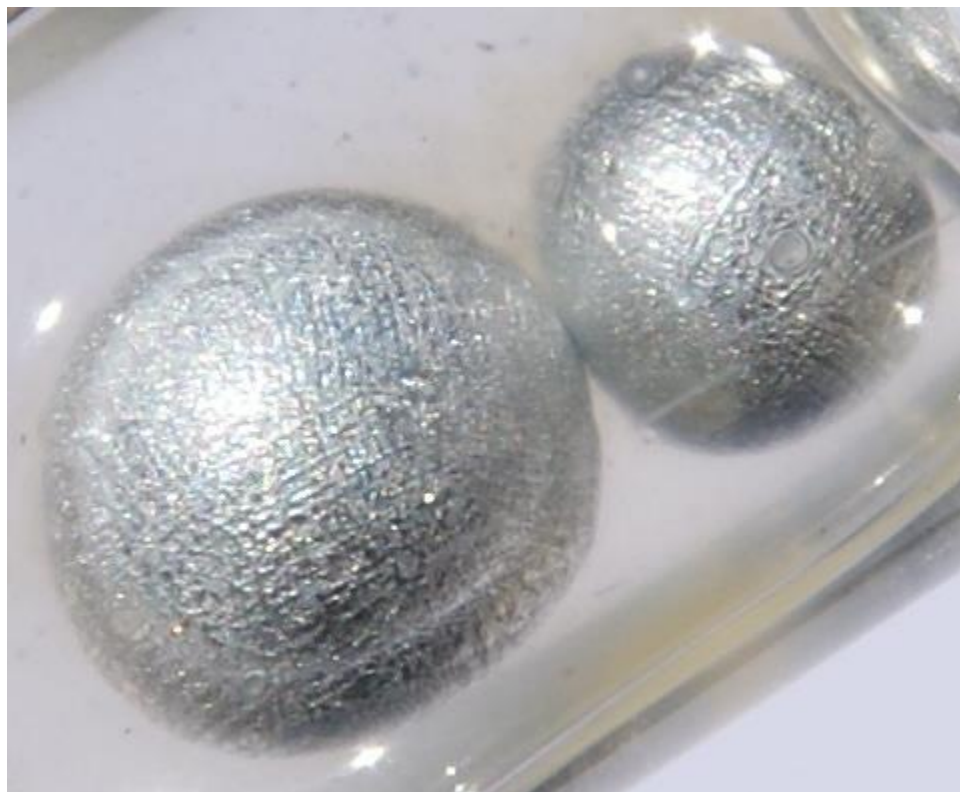
موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)

تاریخ: یکشنبه پنجم اسفند 1386 | 18:28 | نویسنده: هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)

[پتاسیم](#)

**پتاسیم:**

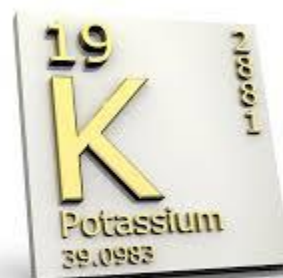
پتاسیم یکی از عناصر شیمیایی جدول تناوبی است که نماد آن K و عدد اتمی آن 19 میباشد. پتاسیم فلز قلیایی سفید مایل به نقره ای است، که به طور طبیعی به صورت ترکیبی با عناصر دیگر در آب دریا و دیگر کاننها یافت میشود. این عنصر به سرعت در آزمایشهای مربوط به هوا اکسید شده و بسیار واکنش پذیر است (مخصوصاً در آب). و از نظر شیمیایی همانند سدیم میباشد.



### خصوصیات قابل توجه :

پتاسیم که دومین فلز سبک میباشد در میان فلزات واکنش پذیر ترین و الکترو پوزیتیو ترین می باشد. این فلز بسیار نرم بوده و با چاقو به راحتی برش میخورد و در سطوح صاف به رنگ نقره ای میباشد. از آنجا که به در آزمایش های مربوط به هوا به سرعت اکسید میشود باید زیر روغن معدنی یا نفت نگهداری شود.

پتاسیم مانند دیگر فلزات قلیایی در آب تجزیه شده و هیدروژن آزاد میکند. در آب فوراً آتش میگیرد و نمک آن هنگامی که در معرض یک شعله قرار بگیرد رنگ بنفش از خود ساطع میکند.



## کاربردها :

اکسید پتاسیم که با نام پتاس شناخته شده است در تولید کود به کار میرود.

نیترات پتاسیم در ساخت باروت کاربرد دارد.

در ساخت شیشه استفاده میشود.

از NaK که آلیاژ سدیم و پتاسیم است به عنوان رسانه انتقال گرما استفاده میشود.

پتاسیم ماده بنیانی برای رشد گیاهان بوده و در انواع گوناگون خاک یافت میشود.

پتاسیم در سلولهای حیوانی موادی حیاتی برای زنده نگه داشتن سلولها میباشد (پمپ Na-K را ببینید).

کلرید پتاسیم یک جانشین برای نمک طعام بوده و برای ایست قلب در اعدامهای توسط تزریق کشنده استفاده میشود.

بیشتر نمکهای پتاسیم بسیار مهم بوده و شامل برمید پتاسیم ، کربنات پتاسیم ، کلرات پتاسیم ، کلرید پتاسیم ، کرومات پتاسیم ، سیانید پتاسیم ، دی کرومات پتاسیم ، هیدروکسید پتاسیم ، یدید پتاسیم ، نیترات پتاسیم و سولفات پتاسیم می باشند.

## تاریخچه :

پتاسیم ( انگلیسی ، potash ، لاتین ، kalium ) در سال 1807 توسط Sir Huphry Davy که آن را از پتاس سوز آور ( K OH ) بدست آورد کشف شد. این فلز قلیایی تنها فلزی بود که توسط عمل الکترولیز از هم جدا شده بود.

## پیدایش :

این عنصر حدودا 2.4% از وزن پوسته زمین را تشکیل میدهد و از نظر فراوانی هفتمین عنصر در آن میباشد. بدست آوردن پتاسیم از کانیها بدلیل خاصیت نامحلولی و ماندگاری آن بسیار دشوار است.

با این وجود مواد معدنی دیگر مانند Carnallite, Langbeinite, Polyhalite, و Sylvite در بستر دریاها یا دریاچه های قدیمی یافت میشوند. مواد معدنی بسیار زیاد ته نشین شده در این برکه ها عمل استخراج پتاسیم و نمک آن را اقتصادی تر میکند. منابع مهم پتاسیم و پتاس منابعی در کالیفرنیا ، آلمان ، نیومکزیکو ، یوتا و دیگر نقاط زمین میباشد. در عمق 3000 فوتی زیر بستر



Saskatchewan مقادیر عظیمی از پتاس وجود دارد که میتواند به عنوان یک منبع مهم برای این عنصر در آینده در نظر گرفته شود.

اقیانوسها نیز منابع دیگری برای پتاسیم میباشند اما در مقایسه با سدیم مقدار پتاسیم موجود در یک حجم معین از آب دریا بسیار کم میباشد.

پتاسیم در صورت عمل الکترولیز میتواند به اجزای هیدرو کسیدش تجزیه شود. از روشهای حرارتی نیز برای تولید پتاسیم استفاده میشود. پتاسیم هرگز به صورت رها شده در طبیعت یافت نمیشود. با این وجود ینهای +K در آرگانیسهای زنده برای فیزیولوژی سلولهای تحریکی بسیار مهم میباشند.

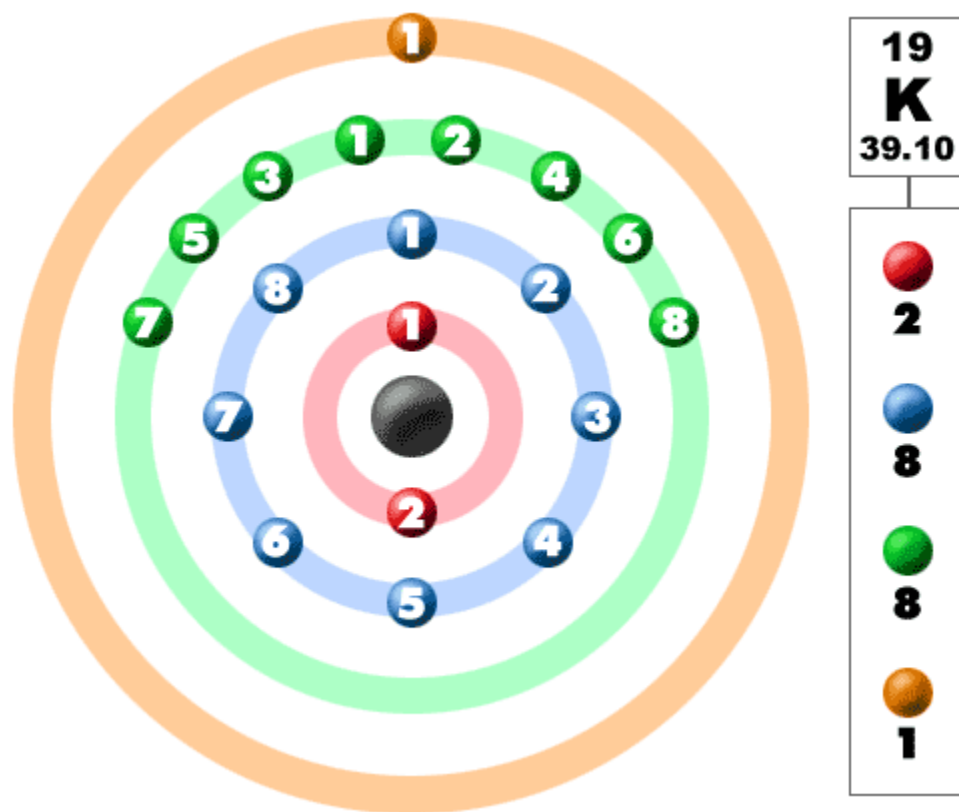


### ایزوتوپها :

تا کنون 17 ایزوتوپ پتاسیم شناخته شده اند شکل غیر ترکیبی پتاسیم از سه ایزوتوپ تشکیل شده است  
توسط عمل الکترون گیری یا حذف پوزیترون به  $Ar-40$  پایدار تبدیل شده و با خروج نگاترون به  $Ca-$  (88.8% ) 40 پایدار تبدیل میشود.  $k_{40}$  نیمه عمری 1.250 109 ساله دارد.

فروپاشی K-40 به Ar-40 معمولا در روش تاریخ گذاری بر روی سنگها استفاده میشوند. شیوه تاریخگذاری K-Ar بستگی دارد به این فرضیه که سنگها در زمان تشکیل هیچ آرگونی نداشته و تمام آرگون ایجاد شده توسط تشعشعات مانند آرگون 40 در یک سیستم بسته نگهداری شده اند. کانیها توسط میزان تمرکز پتاسیم و مقدار آرگون ایجاد شده توسط تشعشعات که در آن جمع شده اند تاریخ گذاری میشوند. بهترین مواد معدنی که برای انجام عمل تاریخگذاری مناسب هستند عبارتند از Biotite, Muscovite, و Plutonic, hornblende و Feldspar آتشفشانی. تمام نمونه سنگهای آتشفشانی نیز در صورتی که تغییر نکرده باشند، به همین گونه تاریخ گذاری میشوند.

به غیر از تاریخگذاری ایزوتوپیهای پتاسیم در مبحث آزمایشهای مربوط به هوا شناسی نیز کاربرد وسیعی دارند. ایزوتوپیهای پتاسیم همچنین در چرخه تغذیه مطالعه میشوند چراکه پتاسیم یک ماده غذایی لازم برای زندگی است.



### پتاسیم در بدن :

پتاسیم یک یون مهم در بدن است، و از آنجائی که تغییرات جزئی می توانند potentials action را مختل کند، که در نتیجه مشکلات عصبی و قلبی ایجاد می شود، تجمع آن در خون به دقت تنظیم میشود. بسیاری از آنتی بیوتیکها، از جمله آن که توسط باکتری Bacillus brevis تولید می شود، کار سلولها

را با نشستن بر روی دروازه های یون مثبت مختل می کنند . در نتیجه یونهای  $K^+$  و  $Na^+$  اجازه پیدا می کنند از غشا سلولی عبور کنند، و بنابر این **action potential** به طور غیر مجاز از غشاء سلول عبور می کند.

پتاسیم در پلاسماي خون نسبتاً در سطح پائینی قرار دارد (معملاً 3.5 تا 5.0 mmol/L)، ولی درون سلولها تمرکز زیادی دارد (در حدود 100 mmol/L). سطوح پائین آن در خون **hypokalemia** و سطوح بالای آن **hyperkalemia** نام دارند. هر دو سطح پائین و بالا برای قلب خطرناکند.

### هشدارها :

پتاسیم با آب بسیار واکنش پذیر است و از این رو باید در زیر روغنهای معدنی مانند پارافین قرار گیرد.

### شناخت محیط رشد پتاسیم :

ترکیبات این عنصر در اغلب خاکها به اندازه کافی یافت می شود. با وجود اهمیت زیادی که پتاسیم دارد هنوز نقش اصلی آن در گیاه، کاملاً مشخص نیست و هنوز دقیقاً نمی دانیم در فتوسنتز و تهیه قند و فعال ساختن آنزیم ها چه نقشی ایفا می کند. در گیاه، این عنصر همانند ازت و فسفر قابل انتقال بوده و بنابر این کمبود آن ابتدا در برگ های پیر مشاهده می شود. از علائم کمبود پتاسیم سوختگی کنار برگ ها می باشد. از کودهای پتاسیم می توان کلرورپتاسیم، سولفات پتاسیم و نیترات پتاسیم را نام برد.

### اثرات پتاسیم بر سلامتی انسان :

پتاسیم در سبزیجات، میوه، سیب زمینی، گوشت، نان، شیر و آجیل وجود دارد. پتاسیم نقش مهمی در سیستم مایعات فیزیکی بدن انسان دارد و به سیستم عصبی بدن کمک میکند. اگر مقدار پتاسیم در بدن افزایش یابد، ممکن است باعث از کار افتادگی کلیه ها شود. همچنین مقدار زیاد پتاسیم بر ضربان قلب اثر میگذارد.

پتاسیم بر تنفس انسان اثر میگذارد. غبار پتاسیم باعث تحریک چشمها، گوش، گلو، ششها شده، سبب عطسه، سرفه و گلو درد میشود. مقدار زیاد پتاسیم باعث آب آوردگی ریه ها شده و ممکن است منجر به مرگ شود. بر اثر تماس پتاسیم با پوست و چشم، سوختگی شدید اتفاق می افتد و آسیب دائمی را سبب میشود.

موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)

برچسبها: [پتاسیم](#) , [بیدایش پتاسیم](#) , [کاربرد پتاسیم](#) , [تاریخچه پتاسیم](#) , [ایزوتوپ های پتاسیم](#)

تاریخ : پنجشنبه دوم اسفند 1386 | 19:17 | نویسنده : هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)

## سدیم

### **سدیم:**

سدیم یک عنصر شیمیایی جدول تناوبی است که نماد آن Na و عدد اتمی آن 11 میباشد. سدیم یک فلز واکنش دهنده نرم و مومی شکل است که به گروه فلزات قلیایی که از نظر ترکیبات طبیعی فراوان هستند (خصوصاً آب نمک و هالیدها) تعلق دارد. این عنصر بسیار واکنش دهنده میباشد و با شعله زرد رنگی میسوزد در آزمایش‌های مربوط به هوا اکسید میشود و به شدت با آب واکنش میدهد از این رو باید همیشه در زیر نفت یا روغن نگهداری شود.



### **خصوصیات قابل توجه:**

سدیم مانند دیگر فلزات قلیایی نرم سبک وزن سفید مایل به نقره ای و واکنش دهنده میباشد و از این جهت هرگز به صورت آزاد در طبیعت یافت نمیشود. سدیم در آب غوطه ور شده و آن را تجزیه کرده هیدروژن آزاد میکند و هیدرواکسید می سازد. سدیم در آب فوراً آتش میگیرد ولی در آزمایش‌های مربوط به هوای معمولی در دمای زیر 388 کلوین آتش نمیگیرد.

### **کاربردها:**

سدیم در حالت فلزی عنصر لازم برای ساختن استرها و ترکیبات آلی میباشد. این عنصر قلیایی بوجود آورنده کلرید سدیم NaCl که برای زندگی حیاتی است نیز میباشد. کاربردهای دیگر عبارتند از:

استفاده در برخی از آلیاژها برای بهبودی ساختارشان  
استفاده در ساخت صابون و ترکیبش با اسیدهای چرب

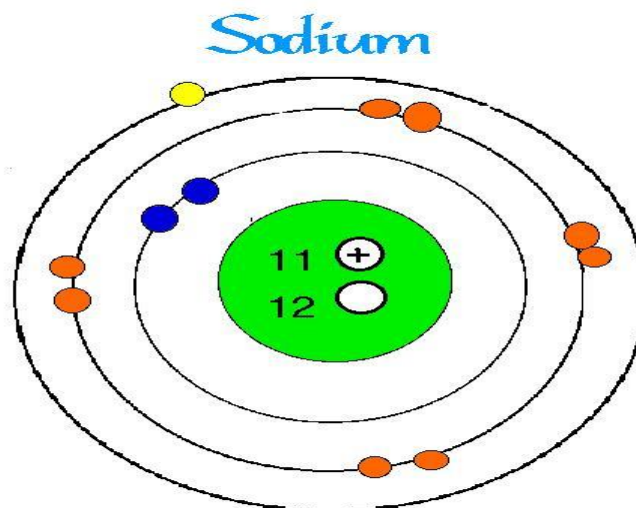
NaK آلیاژ سدیم و پتاسیم یک ماده مهم منتقل کننده حرارت است.

## تاریخچه:

مدت زمان زیادی است که سدیم (soda) بصورت ترکیبی شناخته شده است. این عنصر در سال 1807 توسط Sir Humphry Davy از طریق عمل الکترولیز هیدروکسید سدیم جدا شد. در اروپای قرون وسطی ترکیبی از سدیم با نام لاتین Sodanum برای تسکین سردرد استفاده میشد. نماد جدید سدیم Na از لاتین جدید Natrium که در زبان یونانی که نوعی نمک طبیعی است می آید گرفته شده است.

## پیدایش:

سدیم در ستارگان فراوان است و این فراوانی در خطوط طیفی D در نور ستارگان مشهود تر میباشد. سدیم حدودا 2.6% از پوسته زمین را به خود اختصاص داده است که چهارمین عنصر از نظر فراوانی در پوسته زمین و فروانترین فلز قلیایی میباشد. این عنصر هم اکنون به صورت اقتصادی از عمل الکترولیز کلرید سدیم تولید میشود. این روش ارزان تر از روش الکترولیز هیدرواکسید سدیم میباشد. قیمت هر پوند سدیم فلزی حدودا 15 تا 20 سنت (در سال 1997) میباشد. ولی هر پوند سدیم ACS آزمایشگاهی حدودا 35 دلار قیمت دارد که از نظر حجمی ارزان ترین فلز میباشد.

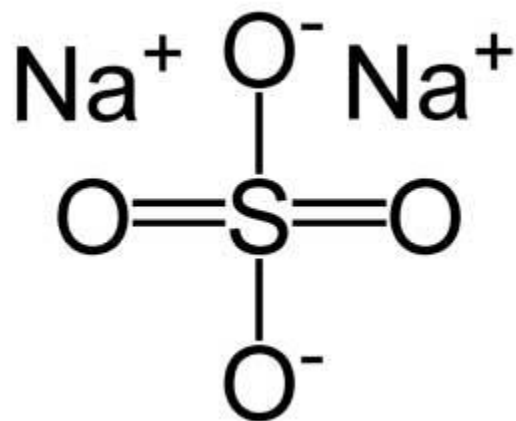


## ترکیبات:

نمک طعام یا کلرید سدیم معمول ترین ترکیب سدیم میباشد. اما سدیم در کانی های بسیار دیگری از قبیل

آمفیبول کریولیت, هالیت, soda niter, زئولیت و ... بوجود می آید. ترکیبات سدیم برای صنایع شمیایی شیشه سازی فلزی ساخت کاغذ صنعت نفت ساخت صابون و نساجی کاربرد دارد. صابون معمولاً یک نمک سدیم از اسیدهای چرب میباشد.

ترکیبات سدیم که برای صنایع گوناگون بسیار مهم میباشند عبارتند از (NaCl), soda ash (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), baking soda (NaHCO<sub>3</sub>), caustic soda (NaOH), Chile saltpeter (NaNO<sub>3</sub>), di- and tri-sodium phosphates, sodium thiosulfate (hypo, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> \* 5H<sub>2</sub>O), and borax (Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> \* 10H<sub>2</sub>O).



### ایزوتوپها:

برای این عنصر 13 ایزوتوپ شناسایی شده است که تنها ایزوتوپ پایدار آن Na-23 میباشد. سدیم همچنین دو ایزوتوپ رادیو اکتیو نیز دارد که عبارتند از Na22: با نیمه عمر 2.605 سال و Na24 با نیمه عمر 15 ساعت.

### هشدارها:

سدیم در حالت پودر در آب خاصیت انفجاری خواهد داشت و با عناصر دیگر به راحتی تجزیه و ترکیب میشود. همیشه باید با آن عنصر با مراقبت کامل کار کرد

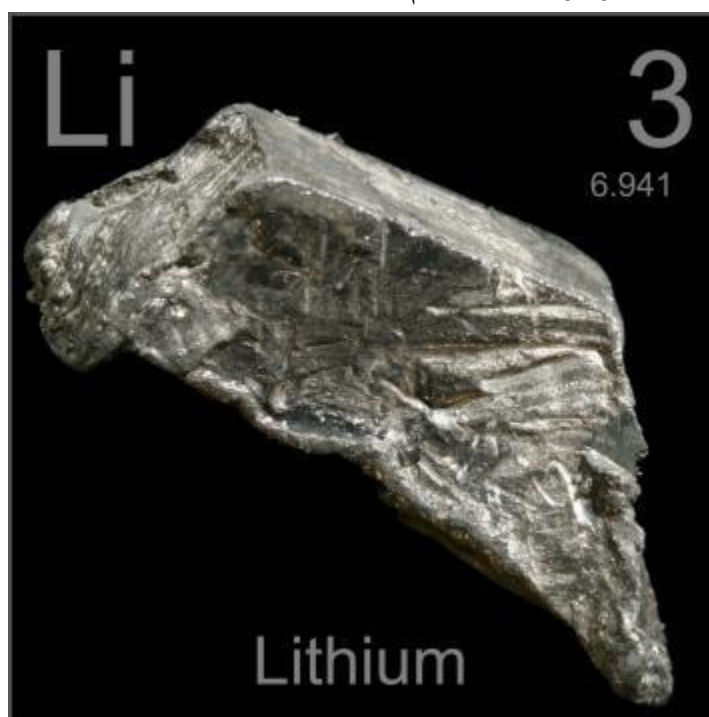
موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)

برچسبها: [سدیم](#), [کاربرد سدیم](#), [پیدایش سدیم](#), [ایزوتوپ سدیم](#), [تاریخچه سدیم](#)

تاریخ : پنجشنبه دوم اسفند 1386 | نویسنده : هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)  
[لیتیم](#)

## تاریخچه:

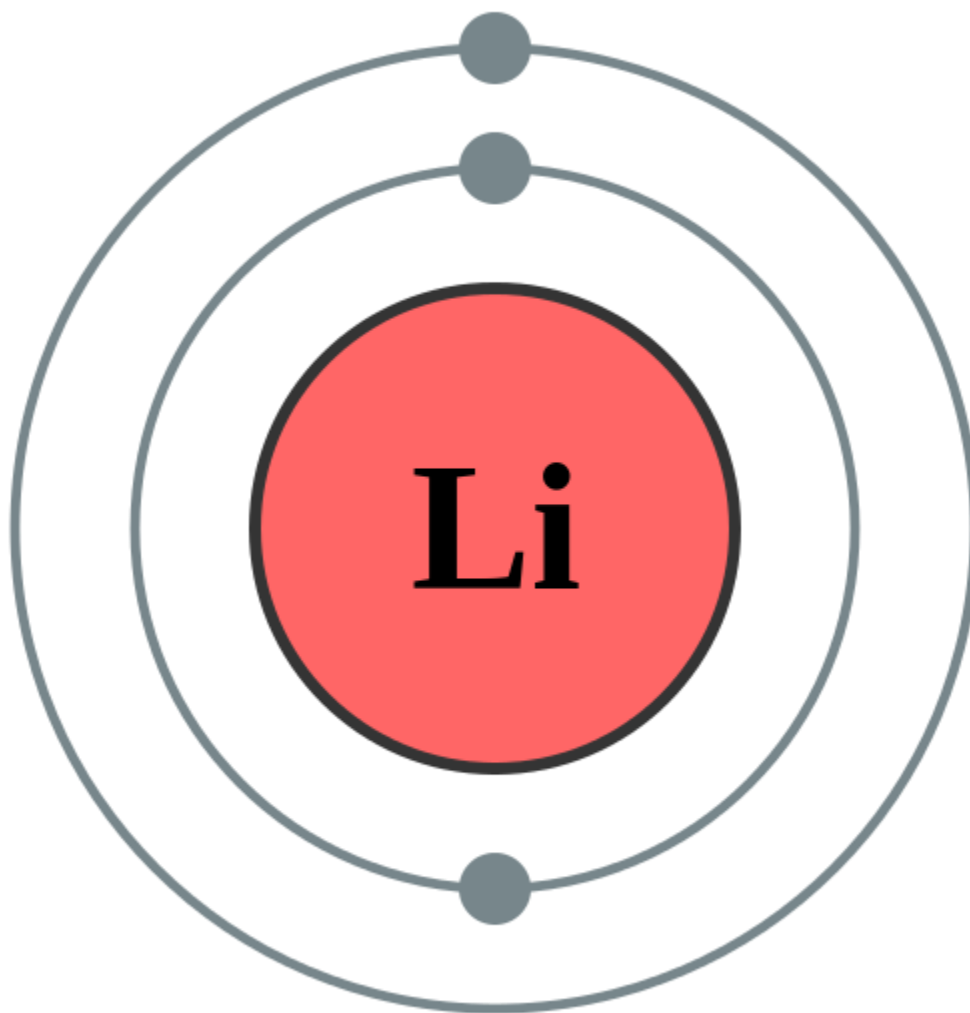
لیتیم را (واژه یونانی lithos به معنی سنگ ) ، "Johann Arfvedson" در سال 1817 کشف کرد .  
"Arfvedson" این عنصر جدید را هنگامیکه در سوئد مشغول تجزیه و تحلیل بود، با مواد معدنی  
اسپادومین و لپدولیت در یک کانی پتالیت کشف نمود "Christian Gmelin" . در سال 1818 ، اولین  
کسی بود که شاهد قرمز رنگ شدن نمک لیتیم در شعله آتش بود. اما هر دوی این افراد ، در جداسازی  
این عنصر از نمکش ناکام ماندند.



این عنصر را برای اولین بار "W.T. Brande" و "Humphrey Davy" با استفاده از الکترولیز  
اکسید لیتیم جدا کردند. تولید تجاری فلز لیتیم در سال 1923 بوسیله شرکت آلمانی  
Metallgesellschaft AG و با استفاده از الکترولیز کلرید لیتیم و کلرید پتاسیم مذاب محقق گشت.  
ظاهراً نام لیتیم به این علت انتخاب شد که این عنصر در یک ماده معدنی کشف شد، در حالیکه سایر  
فلزات قلیایی اولین بار در بافتهای گیاهی دیده شده‌اند.

## اطلاعات کلی:

لیتیم ، عنصر شیمیایی است، با نشان Li و عدد اتمی 3 که در جدول تناوبی به همراه فلزات قلیایی در گروه 1 قرار دارد. این عنصر در حالت خالص ، فلزی نرم و به رنگ سفید خاکستری می باشد که به سرعت در معرض آب و هوا اکسید شده ، کدر می گردد. لیتیم ، سبکترین عنصر جامد بوده ، عمدتاً در آلیاژهای انتقال حرارت ، در باتری ها بکار رفته ، در بعضی از تثبیت کننده های حالت mood stabilizers مورد استفاده قرار می گیرد.



### خصوصیات قابل توجه:

لیتیم ، سبکترین فلزات و دارای چگالی به اندازه نصف چگالی آب است. این عنصر همانند همه فلزات



قلیایی به راحتی در آب واکنش داده ، به سبب فعالیتش هرگز در طبیعت بصورت آزاد یافت نمی‌شود. با این وجود ، هنوز هم واکنش‌پذیری آن از سدیم کمتر است. وقتی لیتیم روی شعله قرار گیرد، رنگ زرشکی جالبی تولید می‌کند، اما اگر به شدت بسوزد، شعله‌هایی سفید درخشان ایجاد می‌کند. همچنین لیتیم ، عنصری تک‌ظرفیتی است .

## کاربردها:

لیتیم ، به علت گرمای ویژه اش ( بالاتر از تمامی جامدات) در انتقال حرارت مورد استفاده قرار می‌گیرد. به علت خاصیت electrochemical ، ماده مهمی در آند باتریها محسوب می‌شود. سایر کاربردها:

نمکهای لیتیم ، مثل کربنات لیتیم (  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  ) و سیترات لیتیم ، تثبیت‌کننده‌های حالت هستند که در درمان بیماریهای متضاد نقش دارند.

لیتیم کلرید و لیتیم برمید ، به شدت رطوبت را جذب می‌کنند، لذا در خشک کننده‌ها به کرات کاربرد دارند.

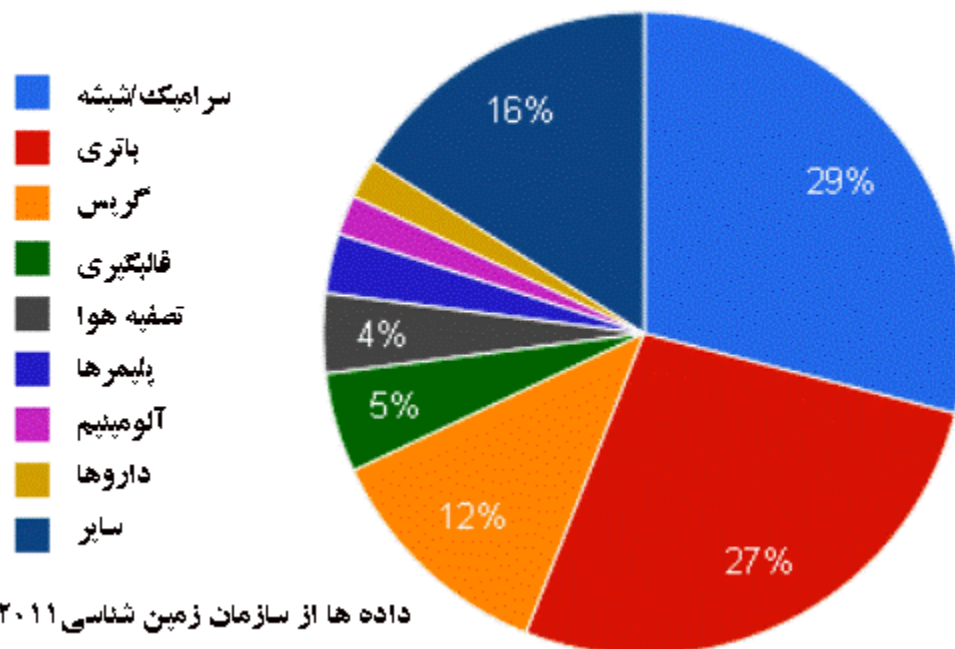
استارات لیتیم ، یک ماده لیز کننده کلی در دمای بالا و برای تمامی مقاصد به شمار می‌رود. لیتیم ، عاملی آلیاژ ساز است که در تولید ترکیبات آلی مورد استفاده قرار گرفته ، نیز دارای کاربردهای اتمی می‌باشد.

گاهی اوقات از لیتیم در ساخت شیشه و سرامیک استفاده می‌گردد، مانند شیشه‌های 200 اینچی تلسکوپ در Mt. Palomat

در فضاپیماها و زیردریائی ، برای خارج کردن دی‌اکسید کربن از هوا از هیدروکسید لیتیم استفاده می‌شود.

از آلیاژ این فلز با آلومینیوم ، کادمیم ، مس و منگنز در ساخت قطعات هواپیماهای بلند پرواز استفاده می‌گردد.

## کاربردهای لیتیم

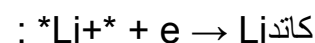


### پیدایش:

لیتیم بسیار پراکنده است، اما به علت واکنش پذیری زیادی که دارد، در طبیعت بصورت آزاد وجود ندارد و همیشه بصورت ترکیب با یک یا چند عنصر یا ترکیب دیگر دیده می شود. این فلز بخش کوچکی از کلیه سنگهای آذرین را تشکیل داده ، نیز در بسیاری از شورابه های طبیعی وجود دارد.

تولید لیتیم از پایان جنگ جهانی دوم به شدت افزایش یافت. این فلز در سنگهای آذرین از سایر عناصر جدا می شود و از آب چشمه های معدنی هم بدست می آید. لیدولیت ، اسپادومین ، پتالیت و امبلی گونیت ، مهمترین مواد معدنی حاوی لیتیم هستند.

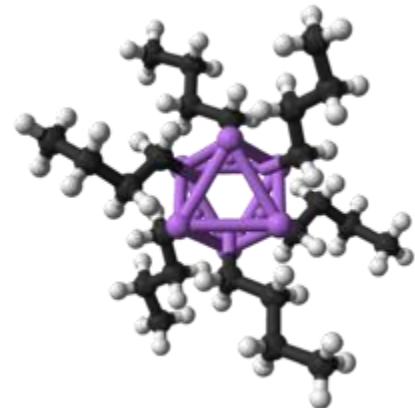
در آمریکا ، لیتیم را از شورابه های واقع در Searles Lake خشکیده در کالیفرنیا ، مناطقی از Nevada و نقاط دیگر بازیافت می کنند. این فلز که همانند سدیم ، پتاسیم و سایر اعضاء گروه فلزات قلیایی ، ظاهری سیمگون دارد، با روش الکترولیز از یک مخلوط لیتیم و کلرید پتاسیم گداخته تولید می شود. قیمت هر پوند لیتیم در سال 1997 ، 300 دلار آمریکا بود. جداسازی آن بصورت زیر است:



## ایزوتوپها:

لیتیم ، بطور طبیعی متشکل از 2 ایزوتوپ پایدار Li-7 و Li-6 است که Li-7 فراوانتر است ( وفور طبیعی 92/5%). 6 رادیوایزوتوپ هم برای آن وجود دارد که پایدارترین آنها ، Li-8 با نیمه عمر 838 هزارم ثانیه و Li-9 با نیمه عمر 178/3 هزارم ثانیه می باشد. مابقی ایزوتوپهای رادیواکتیو ، نیمه عمرهایی کمتر از 8,5 هزارم ثانیه داشته یا ناشناخته اند.

ایزوتوپهای لیتیم طی یک سری فرآیندهای طبیعی مختلف از جمله تشکیل مواد معدنی ( رسوب شیمیایی) ، متابولیسم ،(جابجائی یونی ،(در برخی از خاکهای معدنی که Li-6 به Li-7 ترجیح داده شده است در مکانهای octahedral ، لیتیم جایگزین منیزیم و آهن می شود ،) ، hyperfiltration و دگرگونی صخره ها ، بطور اساسی شکسته می شوند.



## هشدارها:

لیتیم همانند فلزات قلیایی دیگر در حالت خالص ، شدیداً آتش زا و در معرض هوا و مخصوصاً آب تا حدی انفجاری است. این فلز همچنین خورنده بوده ، لذا باید توجه خاص داشت و از تماس آن با پوست بدن اجتناب کرد. در صورت ذخیره ، باید آنرا در هیدروکربن مایع قابل اشتعالی مانند نفت نگهداری نمود. لیتیم ، هیچگونه نقش بیولوژیکی نداشته ، تا حدی سمی محسوب می شود.

## اثرات لیتیم در سلامتی انسان:

لیتیم قابل اشتعال و آتش سوزی است. لیتیم میتواند باعث آتش سوزی و انفجار شود. بخارهای سمی یا

محرک حاصل از آتش بیرون رانده میشود. خطر آتش و انفجار لیتیم در تماس با مواد قابل اشتعال و آب زیاد است. اگر لیتیم تنفس شود عوارضی از قبیل احساس سوختگی، سرفه، سختی در تنفس، کوتاهی تنفس، ایجاد زخم در گلو. علائم این عوارض به تدریج کاهش می یابد. تاثیر لیتیم بر روی پوست به گونه ای است که باعث قرمز شدن، سوختگی، درد و تاول میشود. لیتیم سبب سرخی چشم و درد آن میشود. سوختگی های شدید و عمیق در بدن ایجاد میشود. مشکلاتی در بلع رخ میدهد، گرفتگی شکم و درد شکم، احساس سوختگی، تهوع، شوک، استفراغ و ضعف در افراد دیده میشود.

لیتیم ممکن است به صورت ذرات ریز تنفس شود و یا بلع گردد. خطر تنفس: تبخیر لیتیم در دمای 20 درجه سانتیگراد ناچیز است، در این حالت ذرات لیتیم به صورت ذرات هوایی با غلظت بالا میتوانند پراکنده شوند. این ماده میتواند در چشم، پوست و تارهای صوتی و سیستم گوارش تجزیه شود. تنفس ماده سبب ورم شش میشود. علائم ورم شش معمولاً تا چند ساعت بروز نمیکند و باید با استفاده از فعالیتهای فیزیکی باعث خروج این ماده از ششها شد. پس از کمکهای اولیه استراحت و مراقبتهای پزشکی مورد نیاز است

موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)

برچسبها: [لیتیم](#), [تاریخچه لیتیم](#), [ایزوتوپها لیتیم](#), [بیدایش لیتیم](#), [کاربردها لیتیم](#)

تاریخ: پنجشنبه دوم اسفند 1386 | 19:8 | نویسنده: هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)

[هیدروژن](#)

### خصوصیات قابل توجه:

هیدروژن سبک ترین عنصر شیمیایی بوده با معمول ترین ایزوتوپ آن که شامل تنها یک پروتون و الکترون است. در شرایط فشار و دمای استاندارد هیدروژن یک گاز،  $H_2$ ، دو اتمی با نقطه جوش  $20.27\text{ K}$  و نقطه ذوب  $14.02\text{ K}$  را میسازد. در صورتیکه این گاز تحت فشار فوق العاده بالایی، مانند شرایطی که در مرکز غولهای گازی وجود دارد، قرار گیرد مولکولها ماهیت خود را از دست داده و هیدروژن بصورت فلزی مایع در می آید. (رجوع شود به هیدروژن فلزی). اما در فشارهای بسیار پایین مانند شرایطی که در فضا یافت می شود، به این علت که هیچ راهی برای ترکیب اتمهایش وجود ندارد، هیدروژن تمایل دارد تا بصورت اتم های مجزا در آمده؛ ابرهای

(  $H_2$  هیدروژنی) تشکیل

می شود که به شکل گیری ستارگان نیز مرتبط می باشد



این عنصر نقش بسیار حیاتی در تامین انرژی جهان از طریق واکنش پروتون-پروتون و چرخه کربن-نیتروژن به عهده دارد(اینها فرآیندهای هم جوشی هستهای هستند که با ترکیب دو اتم هیدروژن به یک اتم هلیم، مقدار بسیار عظیمی از انرژی آزاد می کنند).

### کاربردها :

به مقدار بسیار زیادی هیدروژن در فرآیند هابر (Haber Process) صنعت نیاز می باشد، مقدار قابل توجهی در برای تولید آمونیاک، هیدروژنه کردن چربیها و روغنها، و تولید متانول. سایر مواردی که نیازمند هیدروژن است عبارتند از:

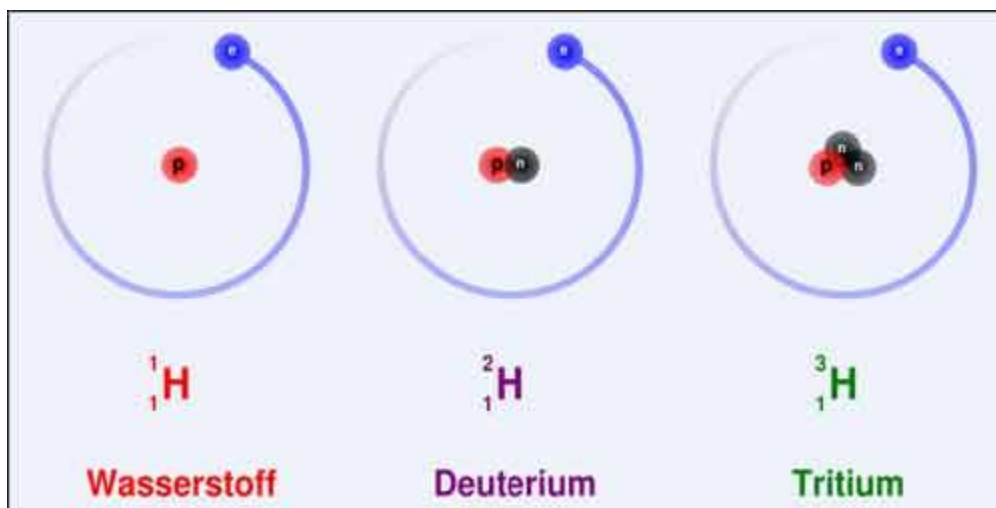
هیدرودیالکیلاسیون (hydrodealkylation) ، هیدرودیسولفوریزاسیون (hydrodesulfurization) و هیدروکریکنک (hydrocracking) تولید اسید هیدروکلریک، جوشکاری، سوختهای موشک و احیاء سنگ معدن فلزی هیدروژن مایع در تحقیقات سرما شناسی مانند مطالعات ابررسانایی بکار می رود. تریتیوم که در راکتورهای اتمی تولید می شود در ساخت بمبهای هیدروژنی مورد استفاده قرار می گیرد.

هیدروژن چهارده و نیم بار از هوا سبکتر است و سابقا بعنوان عامل بالا برنده در بالونها و کشتیهای هوایی مورد استفاده قرار می گرفت تا وقتی که فاجعه هیندنبورگ ثابت کرد که استفاده از این گاز برای این منظور بسیار خطرناک است.

دوتریوم بعنوان یک کند کننده جهت کاهش حرکت نوترونها در فعالیت های هسته ای مورد استفاده قرار می گیرد، و ترکیبات دوتریوم در شیمی و زیست شناسی در مطالعات تاثیرات ایزوتوپ، مورد استفاده واقع می شوند.

تریتیوم که یک ایزوتوپ طبقه بندی شده در علوم زیست شناسی است که بعنوان یک منبع تشعشع در

رنگهای نورانی کاربرد دارد .



هیدروژن می تواند در موتورهای درون سوز سوخته شود و در برهه کوتاهی اتومبیلهایی با سوخت هیدروژنی توسط شرکت Chrysler-BMW تولید شدند. پیل های سوختی هیدروژنی، بعنوان راه کاری برای تولید توان بالقوه ارزان و بدون آلودگی، مورد توجه قرار گرفته است.

### تاریخچه :

هیدروژن «فرانسه به معنی سازنده آب و واژه یونانی hudôr یعنی "آب" و gennen یعنی "تولید کننده"» برای اولین بار در سال 1776 بوسیله هنری کاوندیش بعنوان یک ماده مستقل شناخته شده، آنتونی لاوازیه نام هیدروژن را برای این عنصر انتخاب کرد.

### پیدایش :

هیدروژن فراوانترین عنصر در جهان است بطوریکه 75% جرم مواد طبیعی از این عنصر ساخته شده و بیش از 90% اتمهای تشکیل دهنده آنها اتم های هیدروژن است.

این عنصر به مقدار زیاد و به وفور در ستارگان و سیارات گولهای گازی یافت می شود. به نسبت فراوانی زیاد آن در جاهای دیگر، هیدروژن در اتمسفر زمین بسیار رقیق است (1 ppm برحسب حجم). متعارف ترین منبع برای این عنصر در زمین آب است که از دو قسمت هیدروژن و یک قسمت اکسیژن ( $\text{H}_2\text{O}$ ) ساخته شده است.

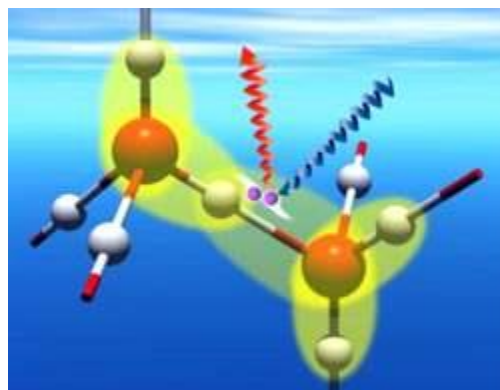
منابع دیگر عبارتند از بیشترین اشکال مواد آلی که در اندام تمام موجودات زنده شناخته شده وجود دارند، زغال، سوخت فسیلی و گاز طبیعی. متان ( $CH_4$ ) ، که یکی از محصولات فرعی فساد ترکیبات آلی است که اهمیت منابع آن رو به افزایش است.

هیدروژن از چندین راه مختلف بدست می آید، عبور بخار از روی کربن داغ، تجزیه هیدروکربن بوسیله حرارت، واکنش هیدروکسید سدیم یا پتاسیم بر آلومینیوم، الکترولیز آب یا از جابجائی آن در اسیدها توسط فلزات خاص.

هیدروژن تجاری در حجمهای زیاد معمولاً بوسیله تجزیه گاز طبیعی تولید می شود.

### ترکیبات :

هیدروژن سبک ترین گازها با اکثر عناصر ترکیب شده و ترکیبات مختلف را بوجود می آورد. هیدروژن دارای عدد اکترون گاتیویته 2.2 است پس هیدروژن هنگامی ترکیبات را می سازد که عناصر غیر فلزی تر و عناصر فلزی تری وجود داشته باشند. در این حالت (غیر فلزی) تشکیل دهنده ها هیدریدها نامیده می شوند، که هیدروژن یا بصورت یونهای  $H^-$  یا بصورت حل شده در عنصر دیگر وجود خواهد داشت (مانند هیدرید پالادیوم). در حالت دوم (ترکیب با فلز) هیدروژن تمایل برای تشکیل پیوند کووالانسی دارد، چون یونهای  $H^+$  بصورت یک اتم عریان فاقد الکترون در می آیند بنابراین تمایل شدیدی به جذب الکترونها به سمت خود دارند. هر دوی اینها تولید اسید می کنند. لذا حتی در یک محلول اسیدی می توان یونهای مثل  $H_3O^+$  را دید که گویی پروتونها به جایی محکم به چیزی چسبیده اند.



هیدروژن با اکسیژن ترکیب شده و تولید آب می کند،  $H_2O$ ، که در این واکنش مقدار زیادی انرژی را بصورتی آزاد می کند که، باعث انفجار در هوا میگردد. به اکسید دوتریوم یا  $D_2O$  ، که معمولاً آب سنگین گفته می شود. همچنین هیدروژن با کربن یک سری ترکیبات گستردهای را بوجود می آورد. بخاطر ارتباط این ترکیبات با چیزهای زنده، این ترکیبات را ترکیبات آلی می نامند، و به مطالعه

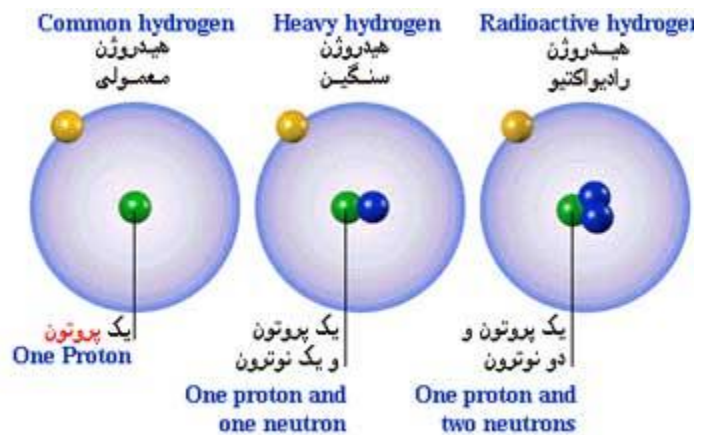
خصوصیات این ترکیبات شیمی آلی گفته می شود.

### حالتها :

در شرایط عادی گاز هیدروژن ترکیبی از دو نوع متمایز مولکول است که با هم از نظر جهت چرخش الکترونها و هسته تفاوت دارند. این دو شکل به نام ارتو- و پارا- هیدروژن معروفند. (این مورد با ایزوتوپها فرق می کند به پاراگراف بعد توجه کنید.) در شرایط استاندارد هیدروژن معمولی ترکیبی از 25% شکل پارا و 75% شکل ارتو است. شکل ارتو را نمی توان بصورت حالت خالص آن تهیه کرد. این دو مدل هیدروژن از نظر انرژی با هم متفاوتند که این مسئله موجب می گردد، تا خصوصیات فیزیکی آنها کمی متفاوت باشد. مثلا نقطه ذوب و جوش پاراهیدروژن تقریبا  $0.1 \text{ K}^\circ$  پائین تر از ارتوهیدروژن است. (به اصطلاح شکل عادی).

### ایزوتوپها :

پروتیوم ، معمولی ترین ایزوتوپ هیدروژن فاقد نوترون است گرچه دو ایزوتوپ دیگر به نام دوتریوم دارای یک نوترون و تریتیوم رادیو اکتیویته دارای دو نوترون، وجود دارند. دو ایزوتوپ پایدار هیدروژن پروتیوم (H-1) و دیتریوم (D)، (H-2) می باشند. دیتریوم شامل 0.0082-0.0184% درصد کل هیدروژن است (IUPAC) ؛ نسبتهای دیتریوم به پروتیوم با توجه به استاندارد مرجع آب VSMOW اعلام میگردد. تریتیوم (T) یا (H-3) ، یک ایزوتوپ رادیواکتیو دارای یک پرتون و دو نوترون می باشد. هیدروژن تنها عنصری است که ایزوتوپ های آن اسمی مختلفی دارند.



### هشدارها :

هیدروژن گازی است با قدرت اشتعال فوق العاده زیاد. این گاز همچنین به شدت با کلر و فلوئور واکنش نشان می دهد  $D_2O$  ، یا آب سنگین برای بسیاری از گونه های سمی است. اما مقدار قابل توجهی از آن برای کشتن انسان لازم است.



موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)  
برچسب‌ها: [هیدروژن](#) , [کاربردهای هیدروژن](#) , [تاریخچه هیدروژن](#) , [ترکیبات هیدروژن](#) , [ایزوتوپهای هیدروژن](#)

تاریخ: پنجشنبه دوم اسفند 1386 | 19:5 | نویسنده: هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)  
[رادیم](#)

### معرفی رادیم:

رادیم ، یکی از عناصر شیمیایی جدول تناوبی است که نماد آن Ra و عدد اتمی آن 88 می‌باشد. ظاهرش تقریباً کاملاً سفید است که در مجاورت با هوا سیاه می‌شود. رادیم از گروه فلزات قلیایی خاکی بوده و همراه با اورانیوم یافت می‌شود. این عنصر به‌شدت رادیواکتیو بوده و ایزوتوپ پایدار آن Ra 226 با نیم عمر 1602 سال است که به گاز کشنده رادون تبدیل می‌شود.



### تاریخچه:

رادیم در سال 1898 ، در Bitchblende در شمال Bohemia توسط "Marie Curie" و شوهرش Pierre ، کشف شد. آنها در طی مطالعاتشان بر روی اورانیت با حذف کردن اورانیوم به ماده ای برخوردند که هنوز خاصیت رادیواکتیوی داشت. آنها با این عمل یک مخلوط رادیواکتیو جدا کردند که بیشتر آن را باریوم که شعله ای قرمز رنگ و درخشان داشت و هرگز قبلاً ثبت نشده بود، تشکیل می‌داد. رادیم خالص در سال 1902 بوسیله عمل الکترولیز محلول کلرید رادیم با الکتروود جیوه و تقطیر گاز هیدروژن توسط "Curie" و "Andre Debierne" بدست آمد.

محصولات تجزیه‌ای رادیم که به‌صورت رادیم A ، B ، C و .. شناخته شده می‌باشند، در واقع ایزوتوپ عناصر دیگر هستند:

Radium emanation - radon-222

Radium A - polonium-228

Radium B - lead-214

Radium C - bismuth-214

Radium C1 - polonium-214

Radium C2 - thallium-210

Radium D - lead-210

Radium E - bismuth-210

Radium F - polonium 210

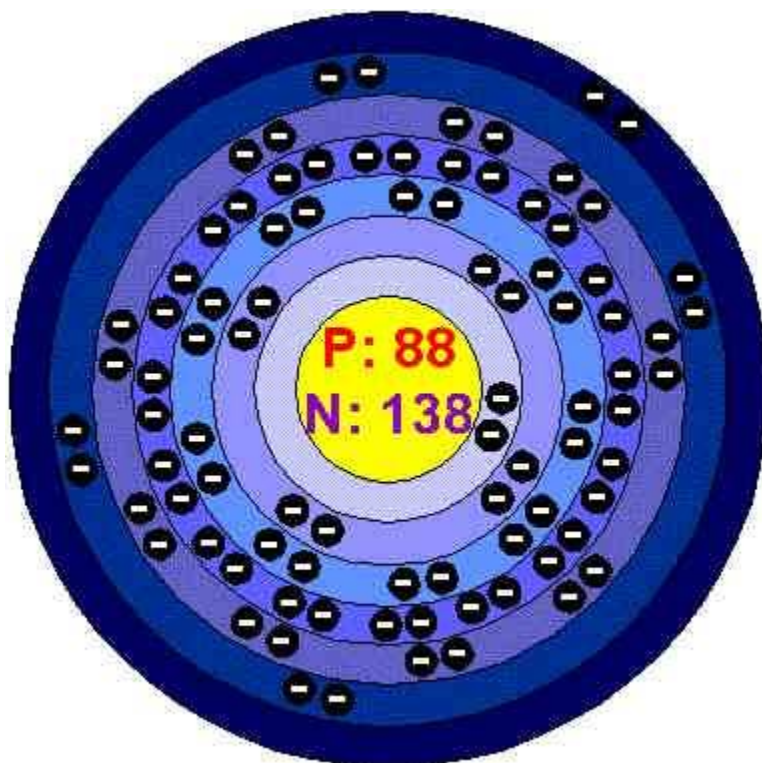
در چهارم فوریه 1936، رادیوم E به عنوان اولین عنصر رادیو اکتیو مصنوعی بدست آمد. در طی دهه 1930 کارگرانی که با شب‌نماها کار می‌کردند و در معرض رادیوم قرار می‌گرفتند، دچار مشکلات جدی مانند زخم کم‌خونی و سرطان استخوان می‌شدند. به همین دلیل استفاده از رادیوم به سرعت متوقف شد. کار با رادیوم با عنوان دلیلی برای مرگ زودرس Marie Curie در نظر گرفته شد.

**پیدایش :**

از آنجا که رادیوم یکی از محصولات تجزیه‌ای اورانیوم می‌باشد، در معادن اورانیوم یافت می‌شود. رادیوم، بیشتر از معدن اورانیت در Joachimsthal Bohemia بدست می‌آید. تقریباً در هر 7 تن اورانیت، یک گرم رادیوم وجود دارد. خاکهای Carnotite در Colorado، حاوی مقداری رادیوم هستند، اما معادن عنی‌تر در جمهوری دموکراتیک کونگو و Greate Lake کانادا قرار دارد. این عنصر را می‌توان از ضایعات اورانیوم نیز بدست آورد. معادن بزرگ اورانیوم در Ontario، new Mexico، Utah، Autralia قرار دارند.

**خصوصیات قابل توجه:**

رادیوم که سنگین‌ترین فلزات قلیایی خاکی می‌باشد، بسیار رادیو اکتیو بوده و از نظر شیمیایی به فلز باریوم شباهت دارد. این فلز به‌صورت ترکیبی و در مقادیر بسیار کم در معادل اورانیوم یافت می‌شود. آماده سازی رادیوم برای نگهداری آن در دماهای بالاتر از دمای محیط با توجه به تشعشعات آلفا ، بتا و گامای رادیوم بسیار قابل توجه می‌باشد. همچنین رادیوم اگر در مجاورت برلیوم قرار بگیرد، نوترون تولید می‌کند.



فلز رادیوم به‌صورت خالص به رنگ سفید براق می‌باشد که در مجاورت هوا به رنگ سیاه تغییر می‌یابد. (احتمالاً این عمل به‌دلیل وجود ساختارهای نیتریدی آن رخ می‌دهد) رادیوم فلزی درخشان بوده و رنگ آبی کمرنگ از خود ساعت می‌کند. همچنین در آب تجزیه شده و هیدرواکسید رادیوم را می‌سازد که مقداری از باریوم فرارتر است.

### کاربردها :

موارد استفاده عملی از رادیوم به خواص رادیواکتیوی آن برمیگردد. البته برخی از ایزوتوپهای رادیواکتیوی که اخیراً کشف شده‌اند، مانند کبالت 8 و سزیم 137 جایگزین رادیوم شده‌اند، چرا که بیشتر

آنها قدرتمندتر بوده و کار کردن با آنها ساده‌تر و ایمن‌تر است.

\*یک گرم رادیوم ، روزانه به مقدار 0.0001 میلی‌گرم گاز رادون از خود ساطع می‌کند که در درمان سرطان‌ها موثر است.

\*رادیوم قبلاً به‌صورت شب‌نما در ساعتها و ابزارهای شماره گیر استفاده می‌شد. البته امروزه این کاربرد به‌دلیل زیاد شدن تاثیرات منفی که به-- خاصیت رادیواکتیوی آنها برمی‌گردد، منسوخ شده است.

\*رادیوم به‌عنوان یک منبع نوترونی با انرژی زیاد در مطالعات فیزیکی کاربرد دارد.

\*رادیوم ( معمولاً به‌صورت کلرید رادیوم) برای تولید گاز رادون که در درمان سرطان‌ها موثر است، در پزشکی کاربرد دارد.

\*کوری که واحد SI برای اندازه گیری خاصیت رادیواکتیوی می‌باشد، بر اساس رادیوم 226 قرار داده شده است.

\*رادیوم که از بزرگترین عناصر می‌باشد، همچنین در منابع نوترونی به‌صورت ترکیبی با Francium بکار برده می‌شود.

### ترکیبات :

ترکیبات آن به رنگ قرمز عمیق ( قرمز پر رنگ crimson carmine با سایه ای از بنفش ) بوده و طیف مشخصی را ایجاد می‌کنند. ترکیبات رادیوم به‌علت نیم عمر کوتاه و رادیواکتیویته شدید ، بسیار کمیاب بوده ، به حالت جدا در سنگ معدن اورانیوم وجود دارد.

فلوریدها

رادیوم «II» فلوراید (RaF<sub>2</sub>)

کلریدها

رادیوم «II» کلرید (RaCl<sub>2</sub>)

برومیدها

رادیوم «II» برومید ( $\text{RaBr}_2$ )

پدیده‌ها

رادیوم «II» یدید ( $\text{RaI}_2$ )

هیدریدها (اطلاعاتی در دست نیست) .

اکسیدها

رادیوم «II» اکسید ( $\text{RaO}$ )

سولفیدها (اطلاعاتی در دست نیست) .

سلیندها (اطلاعاتی در دست نیست) .

تلوریدها (اطلاعاتی در دست نیست) .

نیتريدها (اطلاعاتی در دست نیست) .

### ایزوتوپها :

رادیوم ، 25 ایزوتوپ گوناگون دارد که چهار تا از آنها در طبیعت یافت می‌شوند که رادیوم 226 بیشترین و پایدارترین آنهاست Ra223 ، Ra224 ، Ra226 و Ra228 همه از تجزیه عنصر U یا Th بوجود می‌آیند Ra226. محصول تجزیه عنصر U238 بوده که طولانی‌ترین عمر ایزوتوپی رادیوم با نیم عمر 1602 سال را داراست. بعد از آن طولانی‌ترین عمر ایزوتوپی متعلق به Ra228 است که با نیمه عمر 6.7 سال می‌باشد که حاصل تجزیه عنصر Th232 است.

### خاصیت رادیواکتیوی :

رادیوم حدودا 1 میلیون برابر اورانیوم خاصیت رادیواکتیوی دارد. تجزیه رادیوم در شش مرحله انجام می‌گیرد. محصولات اصلی و متوالی رادیوم که مورد مطالعه و بررسی قرار گرفته‌اند، Emanation یا Exradio نام دارند (Radium A ، B ، C و emanation) . . . یک گاز سنگین است و

محصولات دیگر آن جامد می‌باشند).

این عناصر که وزن اتمی آنها مقداری کمتر از وزن عناصر دیگر می‌باشد، عناصری ناپایدار هستند. رادیوم در هر 25 سال 1% از فعالیت خود را از دست می‌دهد، چراکه به عناصری با وزن اتمی کمتر تبدیل می‌شود. سرب، آخرین محصول تجزیه رادیوم می‌باشد. کوری واحد اندازه‌گیری خاصیت رادیو اکتیوی می‌باشد که میزان تجزیه آن برابر با تجزیه یک گرم رادیوم 226 است.

### اثرات رادیم بر روی سلامتی :

رادیم به طور طبیعی به مقدار بسیار کم در محیط زیست وجود دارد. به همین علت ما همیشه در معرض رادیم و تابشهایی که به محیط ساطع می‌کند هستیم. میزان رادیم موجود در محیط زیست در نتیجه فعالیت‌های بشری افزایش یافته است. انسان با سوزاندن ذغال و سوخت‌های دیگر، رادیم را در محیط زیست انتشار داده و میزان آن را افزایش داده است. اگر آب آشامیدنی از چاه‌های عمیقی استخراج شود که در نزدیکی محل دفع زباله های رادیواکتیو قرار دارند، میزان رادیم آن بالا خواهد بود.



در حال حاضر در مورد مقدار رادیم موجود در هوا و خاک اطلاعاتی موجود نیست.

تاکنون شاهدهی از این که تماس با رادیم طبیعی برای سلامتی انسان مضر است، یافت نشده است. بالا بودن میزان رادیم عوارضی مانند شکستگی دندانها، کم خونی و آب مروارید می‌شود. اگر تماس با رادیم طولانی مدت باشد، باعث سرطان و در نهایت منجر به مرگ می‌شود. ممکن است ایجاد و توسعه این عوارض سالها طول بکشد. این عوارض به علت تابش اشعه گاما از رادیم به وجود می‌آیند که می‌تواند در هوا مسافتی طولانی را بپیماید. بنابراین تنها تماس با رادیم نیست که باعث ایجاد بیماری می‌شود.

### عمومی :

نام، علامت اختصاری، شماره 88، Radium, Ra

قلیائی خاکیهها	گروه شیمیایی
IIA), 7 , s2	گروه, تناوب, بلوک
سفید نقره‌ای براق	رنگ
	خواص اتمی
) amu226.0254)	وزن اتمی
pm215	شعاع اتمی
	شعاع کووالانسی no data
	شعاع وندروالس no data
	ساختار الکترونی [Rn]7s2
2 , 8 , 18 , 32 , 18 , 8 , 2	e-بازای هر سطح انرژی
2 ( باز قوی)	درجه اکسیداسیون (اکسید)
بدنه مکعب مرکزی	ساختار کریستالی
	خواص فیزیکی
جامد غیر مغناطیسی	حالت ماده
K)1292 °F)973	نقطه ذوب
K)3159 °F)2010	نقطه جوش
	گرمای تبخیر no data

kJ/mol37

گرمای هم جوشی

Pa at 973 K327

فشار بخار

متفرقه

0.9 (درجه پاولینگ)

الکترونگاتیویته

J/kg\*K94

ظرفیت گرمایی ویژه

رسائاتی الکتریکی no data

W/m\*K18.6

رسائاتی گرمایی

kJ/mol509.3

1st پتانسیل یونیزاسیون

2nd پتانسیل یونیزاسیون 979.0 kJ/mol

پتانسیل یونیزاسیون no data

3rd

موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)  
برچسب‌ها: [رادیم](#), [اثرات رادیم بر روی سلامتی](#), [خاصیت رادیواکتیوی رادیم](#), [ایزوتوپها رادیم](#), [تاریخچه رادیم](#)

تاریخ: شنبه سوم آذر 1386 | 19:3 | نویسنده: هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)  
[باریم](#)

**معرفی باریم**

باریم فلزی نرم به رنگ سفید-نقره ای با فعالیت شیمیایی زیاد است. ساختار بلورین مکعبی (کوبیک) شکل دارد. کانی اصلی آن باریت (سولفات باریم) است و در ویتريت (باریم کربنات) نیز موجود است.



فلز خالص آن از الکترولیز نمکهای مذاب باریم یا به طریق صنعتی از احیاء باریم اکسید با آلومینیم بدست می آید. فلز باریم اولین بار در سال 1808 توسط Humphry Davy با تکنیک الکترولیز جدا شد. کانی باریت در سال 1774 از سنگ آهک توسط Scheele کشف شد.

این عنصر فقط به صورت ترکیب یافت می شود. و مهمترین ترکیبات آن با سولفات، کربنات است و این عنصر از الکترولیز کلرید به دست می آید. باریم در حالت خالص به رنگ سفید نقره ای است. از گروه فلزات قلیایی خاکی است و از نظر شیمیایی به کلسیم شباهت دارد. این ماده به راحتی اکسید می شود و حتماً باید زیر نفت نگهداری شود تا هوا به آن نرسد. باریم توسط آب و الکل تجزیه می شود.

از مهمترین ترکیبات آن پراکسید، کلرید، سولفات، کربنات، نیترات و کلرات هستند. Lithopone (لیتوپن) یک دانه رنگی است که سولفات باریم و سولفید روی را شامل می شود و دارای توان پوششی خوب است. سولفات مانند ماده ای سفید پایدار در نقاشی، ساخت شیشه و کارهای تشخیصی با اشعه X استفاده می شود. از کربنات برای مرگ موش استفاده می شود در حالی که نیترات و کلرات در آتش بازی بکار می روند. سولفید ناخالص بعد از پرتوگیری در قابل نور تابیده می شود. تمام ترکیبات باریم که در آب یا اسید قابل حل هستند سمی اند. باریم از مخلوط 7 ایزوتوپ پایدار بدست می آید.

### اثرات باریم بر روی سلامتی

میزان باریم طبیعی موجود در محیط زیست بسیار اندک است. مقدار زیاد باریم تنها در خاک و در غذاهایی مانند آجیل، جلبک دریایی، ماهی و گیاهان خاصی یافت می شود. معمولاً مقدار باریم موجود در غذا و آب آنقدر زیاد نیست که سلامتی را به خطر بیندازد. افرادی که در صنعت باریم فعالیت می کنند، بیشتر از سایرین در معرض خطر هستند. قسمت عمده این عوارض در اثر تنفس هوایی که حاوی سولفات باریم یا کربنات باریم است، ایجاد می شوند. در بسیاری از محلهای دفن زباله مقدار مشخصی باریم وجود دارد. افرادی که در نزدیکی این مکانها زندگی می کنند، در معرض خطر هستند. عوارض ناشی از باریم در اثر تنفس گرد و غبار باریم، خوردن خاک یا گیاهان یا آب آشامیدنی آلوده به باریم ایجاد می شوند. تماس با پوست هم ممکن است باعث آلودگی شود.

عوارض ناشی از باریم بستگی به میزان انحلال پذیری ترکیبات آن دارد. آن دسته از ترکیبات باریم که در آب محلول هستند برای سلامتی انسان مضر می باشند. جذب مقدار زیادی از باریم محلول در آب باعث فلج و در بعضی موارد مرگ می شود. مقادیر اندک باریم محلول در آب باعث مشکلات تنفسی، افزایش فشار خون، تغییرات ضربان قلب، سوزش معده، ضعف ماهیچه ها، تغییر واکنشهای عصبی، تورم مغز و آسیب کبد، کلیه و قلب می شود. سرطان زایی باریم در انسان ثابت نشده است. به علاوه در مورد این که باریم باعث ناباروری یا نقص مادرزادی شود هم مدرکی وجود ندارد.

### اثرات زیست محیطی باریم

باریم فلزی نقره ای- سفید رنگ است که در محیط زیست به طور طبیعی وجود دارد. باریم در ترکیب با دیگر عناصر شیمیایی مانند سولفور، کربن با اکسیژن وجود دارد. ترکیبات باریم در صنعت نفت و گاز در تهیه گل حفاری به کار می رود. گل حفاری، با روان کردن سنگها، حفاری سنگها را آسان تر می کند. ترکیبات باریم در نقاشی، آجرسازی، کاشی سازی، شیشه سازی و پلاستیک سازی هم به کار می روند. به علت مصارف گسترده باریم در صنعت، فعالیت‌های بشری مقدار زیادی باریم را در محیط زیست پراکنده کرده است. در نتیجه غلظت باریم در بسیاری جاها در هوا، آب و خاک بیشتر از حد طبیعی است. باریم در اثر فعالیت‌های معدنی، فرآیند تصفیه، و تولید ترکیبات باریم وارد هوا می شود. به علاوه در اثر سوختن ذغال و نفت هم باریم وارد هوا می شود.

بعضی از ترکیبات باریم که در اثر فرآیندهای صنعتی در محیط پراکنده می شوند، به آسانی در آب حل می شوند و در دریاچه ها، رودخانه ها و جریانها یافت می شوند. به خاطر حلالیت باریم در آب، ترکیبات باریم می توانند در مسافتی طولانی پراکنده شوند. هنگامی که ماهی ها و دیگر جانداران آبی ترکیبات باریم را جذب می کنند، باریم در بدن آنها تجمع می یابد. ترکیبات باریم پایدار معمولاً در سطوح خاک یا در رسوبات موجود در آب باقی می مانند. باریم در خاک اکثر مناطق وجود دارد. ممکن است میزان باریم در محل دفن زباله های خطرناک، بیشتر باشد.

#### تجهیزات آزمایشگاهی مورد استفاده در تجزیه

اسپکترومتر جرمی ، میکروسکوپ ، کروماتوگرافی مایع و گازی ، اشعه x ، جذب اتمی ، مادون قرمز ، کروماتوگرافی مایع با عملکرد بالا و اسپکترومتر نشری

#### خواص فیزیکی و شیمیایی عنصر باریم :

56	عدد اتمی:
137.327	جرم اتمی:
C° 729	نقطه ذوب:
C° 1805	نقطه جوش:
Å 2.78	شعاع اتمی:
2	ظرفیت:
سفید نقره ای	رنگ:
جامد مغناطیس	حالت استاندارد:
2	نام گروه:
Kj/mol 502.9	انرژی یونیزاسیون:
6s <sup>2</sup>	شکل الکترونی:
Å 1.35	شعاع یونی:
0.89	الکترون گاتیوی:
2	حالت اکسیداسیون:
3.59	دانسیته:
Kj/mol 7.8	گرمای فروپاشی:
	گرمای تبخیر: Kj/mol 142
Ohm m 0.000000332	مقاومت الکتریکی:
J/g Ko 0.204	گرمای ویژه:
6	دوره تناوبی:
6	شماره سطح انرژی:
2	اولین انرژی:
8	دومین انرژی:
18	سومین انرژی:
18	چهارمین انرژی:
	<b>اشکال دیگر:</b>
BaH <sub>2</sub>	هیدرید باریم
BaO	اکسید باریم
BaCl <sub>2</sub>	کلرید باریم

موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)

تاریخ: شنبه سوم آذر 1386 | 18:55 | نویسنده: هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)

[استرانسیم](#)

معرفی استرانسیم

استرانتیوم یکی از عناصر شیمیایی جدول تناوبی است که نماد آن Sr و عدد اتمی آن 38 میباشد. استرانتیوم یک فلز قلیایی بوده که به رنگ سفید مایل به نقره ای یا زرد براق است و به شدت واکنش پذیر میباشد. این فلز هنگامه مواجه با هوا به رنگ زرد در می آید و در Celestite و Strontianite بوجود میاید. Sr-90 به صورت ذرات رادیو اکتیو بوده و نیمه عمری معادل 28 سال دارد.

### خصوصیات قابل توجه

از آنجا که این عنصر بسیار با هوا واکنش میدهد در حالت طبیعی به صورت ترکیبی با عناصر دیگر در کانی های Strontianite, Celestite و دیگر کانی های وجود دارد. به صورت جدا شده یک فلز زرد رنگ است که تا حدی نیز چکش خور میباشد. و عمدتاً در ساخت شعله های قرمز آتش بازی ها از آن استفاده میشود.

استرانتیوم یک فلز نقره ای براق است که از کلسیم نرمتر بوده و در آب واکنش پذیر تر میباشد. از استرانتیوم در حالت تجزیه هیدرواکسید استرانتیوم و گاز هیدروژن حاصل میشود. برای ایجاد هر دو اکسید استرانتیوم و نیتريد استرانتیوم در هوا می سوزد ، اما از آنجا که این عنصر با گاز هیدروژن زیر دمای 380 درجه واکنش نشان نمیدهد این عنصر در دمای اطاق فورا اکسید میشود. بنابراین باید زیر Kerosene نگهداری شود تا از اکسیداسیون آن جلوگیری به عمل آید. فلز استرانتیوم خالص به سرعت به رنگ زرد در آمده و اکسید میشود. فلز پودر شده این عنصر فورا در هوا آتش میگیرد. نمکهای فرار استرانتیوم شعله های زیبایی را به رنگ قرمز سیر بوجود می آورند. و این نمکها در Pyrotechnic ها برای تولید روشنایی استفاده میشوند. استرانتیوم طبیعی مخلوطی از چهار ایزوتوپ پایدار میباشد.

### کاربردها

در حال حاضر استفاده اولیه استرانتیوم در ساخت شیشه تلوزیونهای رنگی و لامپهای کاتدی آنها میباشد. دیگر کاربردهای این عنصر عبارتند از:

\*در تولید مگنت های هیدرواکسید آهن و پالایش روی کاربرد دارد.

\* Strontium Titanate نمای انکساری بسیار بالایی دارد و پراکندگی نوری آن از الماس نیز بیشتر است که باعث افزایش کاربرد آن در استفاده های نوری بصری میشود.

\* Strontium Titanate به عنوان سنگ جواهر نیز مورد استفاده قرار گرفته است اما بسیار نرم بوده و به راحتی خراشیده میشود و از این رو در جواهرات کاربرد زیادی ندارد. این سنگها به صورت طبیعی بوجود نمی آیند.

\*استرانتیوم برای تولید رنگ در آتش بازیها نیز بکار میرود.

### تاریخچه

در سال 1790 Adaor Crawford کانی Strontianite را که از روی شهر اسکاتلندی Strontian نامگذاری شده بود را یافت که با کانی های دیگر باریوم تفاوت داشت. اما بعد Klaproth و Hope

استرانتیوم را در سال 1798 کشف کردند. فلز خالص استرانتیوم برای اولین بار توسط Sir Humphrey Davy در سال 1808 با عمل الکترولیز جدا شده و بدست آمد.

### پیدایش

استرانتیوم معمولاً در طبیعت بوجود می آید و 0.034% تمام سنگها و صخره های آتشفشانی را به خود اختصاص میدهد. این عنصر عمدتاً به صورت سولفات کانی (Celestite (SrSO<sub>4</sub>) و Carbonate (Strontianite (SrCO<sub>3</sub>) یافت میشود. Celestite بیشتر به صورت رسوبات ته نشین شده به مقدار زیاد وجود دارد که سهولت در توسعه استخراج معدن را ساده تر و جذاب تر میکند. با این حال Strontianite کانی مفیدتری میباشد چرا که استرانتیوم بیشتر به صورت کربنات استفاده میشود. اما ذخایر بسیار کمی کشف شده اند که برای توسعه و استخراج معدن مناسب میباشد. این فلز میتواند از طریق عمل الکترولیز کلرید ذوب شده و کلرید پتاسیم بدست آید. همچنین از طریق تقلیل اکسید استرانتیوم با آلومینیوم در خلا و دمای تقطیر استرانتیوم نیز ساخته میشود. سه گونه هندسی از این عنصر وجود دارد که نقطه تغییر حالت آنها از 235 تا 540 درجه میباشد. قیمت فلز خالص (98%) استرانتیوم در سال 1990 \$5/oz بود. بزرگترین ذخایر استخراج شده این عنصر در انگلستان وجود دارد.

### ایزوتوپها

استرانتیوم که یک فلز قلیایی میباشد چهار ایزوتوپ طبیعی و پایدار دارد:  
Sr-81(7.0%), Sr-86(9.86%), Sr-84(0.56%) و Sr-88(82.58%). تنها ایزوتوپ Sr-87 رادیوژنیک میباشد که از تجزیه فلز قلیایی و رادیواکتیو روبیدیوم که نیمه عمر 48800000 سال دارد بوجود آمده است. بنابراین تنها دو منبع برای تولید Sr-87 وجود دارد که یا از ترکیب هسته ای عنصری با Sr-86, Sr-84 و Sr-88 شکل میگرد و یا از تجزیه رادیو اکتیو روبیدیوم 87. از آنجا که استرانتیوم شعاع اتمی مشابه با کلسیم دارد به راحتی در کانی ها جایگزین آن میشود. میزان Sr-87/Sr-86 در کانیها و سنگها از 0.7 تا 4.0 گسترده شده است.

16 ایزوتوپ ناپایدار نیز برای این عنصر وجود دارند که مهمترین آنها Sr-90 با نیمه عمر 29 سال میباشد که از محصولات هسته ای است که مشکلاتی را برای سلامتی انسان به همراه دراد چراکه به راحتی میتواند جانشین کلسیوم در استخوان شود و از دفع از بدن جلوگیری کند. این ایزوتوپ از قوی ترین و پویا ترین ساع کنندگان اشعه بتا است که تا کنون شناخته شده است و در

### سیستمهای SNAP

(Systems for Nuclear Auxiliary Power) استفاده میشود. به نظر میرسد که از این سیستمها در ایستگاه های هوایی دور دست سفینه ها و شناورهای راه یاب و کلا مکانهایی که به یک منبع نیروی اتمی با وزن کم و قدرت الکتریکی و هسته ای نیاز باشد بکار رود.

### اثرات استرانسیم بر روی سلامتی

در نتیجه واکنشهای شیمیایی، ترکیباتی از استرانسیم که در آب نامحلول هستند، محلول می شوند. ترکیبات محلول در آب، نسبت به ترکیبات نامحلول برای سلامتی انسان مضرتر هستند. بنابراین ترکیبات محلول استرانسیم، آب آشامیدنی را آلوده می کنند. خوشبختانه غلظت استرانسیم در آب آشامیدنی بسیار کم است. تنفس هوا یا گرد و غبار، خوردن غذا، آب آشامیدنی یا تماس با خاک آلوده به استرانسیم، باعث می شود که مقدار کمی استرانسیم وارد بدن انسان شود. احتمال ورود استرانسیم به بدن از راه خوردن و آشامیدن بیشتر است. استرانسیم موجود در غذا به استرانسیم موجود در بدن افزوده می شود. دانه ها، سبزیهای برگدار و لبنیات، استرانسیم بالایی دارند. میزان استرانسیم موجود در بدن اکثر افراد متوسط است. از بین ترکیبات استرانسیم، تنها کرومات استرانسیم است که حتی مقادیر بسیار اندک آن هم برای سلامتی بدن مضر است. معمولاً کروم سمی است که باعث بیماری می شود. کرومات استرانسیم باعث سرطان ریه می شود اما با استفاده از روشهای صحیح در کارخانجات خطرات و بیماریهای ناشی از استرانسیم کاهش می یابد. بنابراین استرانسیم خطری جدی برای سلامتی انسان محسوب نمی شود. جذب مقدار زیاد استرانسیم برای سلامتی انسان خطری ندارد. تنها در یک مورد، فردی نسبت به استرانسیم حساسیت نشان داد اما مورد دیگری گزارش نشده است. در بچه ها جذب استرانسیم زیادی، باعث اختلالات رشد می شود. نمکهای استرانسیم باعث خارش پوست یا دیگر مشکلات پوستی نمی شوند. وقتی جذب استرانسیم بسیار زیاد باشد، رشد استخوانها دچار مشکل می شود. اما این مشکل تنها زمانی پیش می آید که جذب استرانسیم بیش از هزار ppm باشد. میزان استرانسیم موجود در غذا و آب آشامیدنی به حدی نیست که باعث این قبیل عوارض شود. خطر استرانسیم رادیو اکتیو برای سلامتی انسان بیشتر از استرانسیم پایدار است. اگر جذب استرانسیم رادیو اکتیو خیلی زیاد باشد، باعث کم خونی و کمبود اکسیژن می شود. غلظت بسیار بالای استرانسیم به خاطر آسیب به ماده ژنتیکی سلولها باعث سرطان می شود.

#### عمومی

Strontium, Sr, 38

قلیائی خاکیها

IIA), 5, s» 2

kg/m<sup>3</sup>, 1.5 2630

سفید نقره ای براق

نام، علامت اختصاری، شماره

گروه شیمیایی

گروه، تناوب، بلوک

جرم حجمی، سختی

رنگ

#### خواص اتمی

amu 87.62

pm 219

وزن اتمی

شعاع اتمی

pm 192  
no information  
[Kr]5s2  
2, 8, 18, 8, 2  
(2 باز قوی)  
face centered مکعبی

شعاع کووالانسی  
شعاع وندروالس  
ساختار الکترونی  
e- بازای هر سطح انرژی  
درجه اکسیداسیون «اکسید»  
ساختار کریستالی

### خواص فیزیکی

paramagnetic  
(K)1431 °F 1050  
(K)2520 °F 1655  
kJ/mol 144  
kJ/mol 8.3  
Pa at 1042 K 246

حالت ماده جامد  
نقطه ذوب  
نقطه جوش  
گرمای تبخیر  
گرمای هم جوشی  
فشار بخار

### متفرقه

0.95 (درجه پاولینگ)  
J/kg\*K 300  
m/10<sup>6</sup> 7.62 اهم  
W/«m\*K 35.3  
kJ/mol 549.5  
kJ/mol 1064.2  
kJ/mol 4138

الکترون گاتیویته  
ظرفیت گرمایی ویژه  
رسانائی الکتریکی  
رسانائی گرمایی  
1<sup>st</sup> پتانسیل یونیزاسیون  
2<sup>nd</sup> پتانسیل یونیزاسیون  
3<sup>rd</sup> پتانسیل یونیزاسیون

موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)

تاریخ: شنبه سوم آذر 1386 | 18:49 | نویسنده: هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)  
[کلسیم](#)

معرفی کلسیم

کلسیم ، یکی از عناصر شیمیایی با نشانه Ca، دارای عدد اتمی 20 و در گروه دوم اصلی جدول تناوبی قرار گرفته است. کلسیم از نظر فراوانی ، در میان کلیه عناصر پوسته زمین دارای مقام پنجم و در میان فلزات دارای مقام سوم است ترکیبات کلسیم تشکیل دهنده 3/64 % از پوسته زمین می‌باشد. بلورهای سفید کلسیم ، در دمای 810°C ذوب می‌شوند و فلز کلسیم در آب و اسید محلول بوده و هیدروکسید و نمک تولید می‌نماید.



## منابع

منابع کلسیم در پهنه زمین گسترده بوده و در هر یک از سرزمینها بوفور یافت می‌شود. این عنصر در حیات گیاهی و جانوری دارای نقش حیاتی بوده و در استخوانها و دندانها و پوسته تخم مرغ ، انواع مرجانها و بسیاری از خاکها وجود دارد. همچنین کلرید کلسیم در حدی به گستردگی 0/15% در آب دریا وجود دارد. ذکر این نکته ضروری بنظر می رسد که آهک (اکسید کلسیم) ماده شناخته شده‌ای است که از قدیم الایام در مورد یونان باستان از آن بعنوان ملات در ساختمانها استفاده می شده است. کلسیم در ترکیب پوسته زمین به مقدار 36300 گرم در تن وجود دارد این عنصر به حالت آزاد یافت نمی‌شود، بلکه به شکل ترکیب های مختلف در کانی‌ها و به صورت محلول در ساختمان جانوران و گیاهان شرکت می کند. کانی‌های حائز اهمیت کلسیم عبارتند از: دولومیت ، گیبس و آپاتیت.

## تهیه و استخراج

در صنعت ، فلز کلسیم را می‌توان از الکترولیز کلسیم کلرید و مخلوط فلوئورید و پتاسیم کلرید تهیه نمود. در این روش ، از صفحه های زغالی به عنوان آند و از میله های آهن به عنوان کاتد استفاده می‌شود. در مقیاسی کوچکتر می توان آهک را با فلز آلومینیوم در خلا احیا نموده و متعاقب آن ، عمل را بوسیله منظور بازیافت فلز کلسیم ادامه داد. بعلاوه کلسیم کلرید که عبارت از یک ماده اولیه است را می توان یا بوسیله اثر اسیدکلریدریک بر ماده معدنی کربناته و یا بعنوان ضایعات در فرآیند solvay تهیه کرد.





### تجربه و شناسایی

از نظر کیفی ، وجود کلسیم را می توان یا بوسیله تشکیل کربنات نامحلول آن ، و یا بوسیله مشتعل نمودن آن شعله یک مشعل که ایجاد رنگ قرمز درخشان می نماید، تشخیص داد. از نظر کمی ، کلسیم را بعد از جداکردن از سایر فلزهای قلیایی خاکی ، به روش های کرومات- سولفات و یا اتر- الکل ، از آمونیوم ، آگزالات استفاده می کنند که کلسیم به شکل کلسیم آگزالات رسوب نموده و سپس این رسوب را توزین می نمایند. آگزالات مورد نظر را نیز می توان بوسیله اشتعال به اکسید و یا با استفاده از محلولهای استاندارد شده پرمنگنات پتاسیم اکسیده نمود.

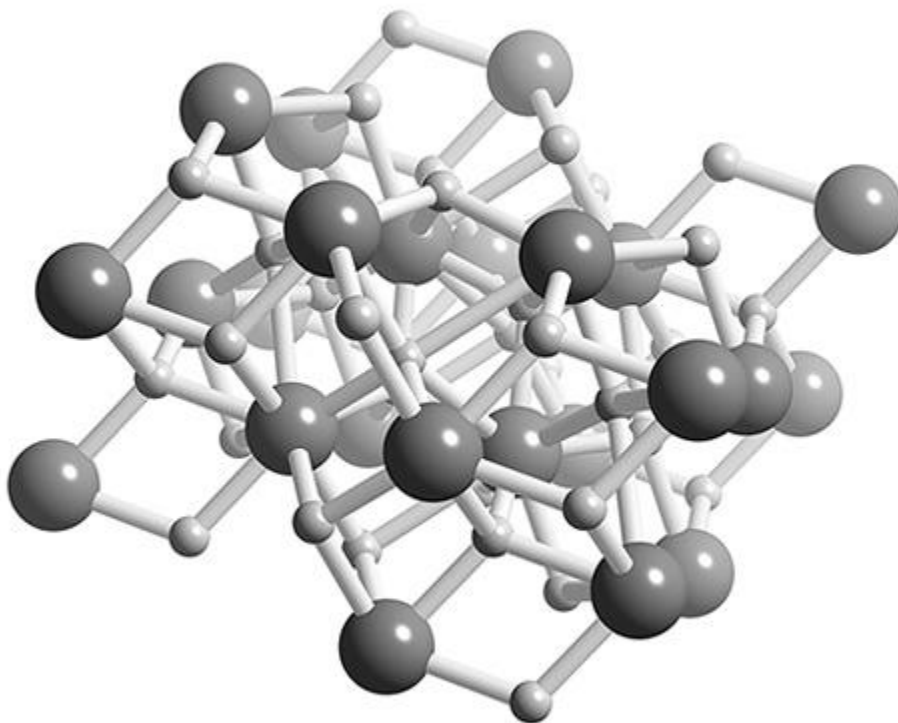
### خواص شیمیایی

کلسیم عنصری است که نسبت به فلزات قلیایی و سایر فلزات قلیایی خاکی از قدرت فعالیت کمتری برخوردار است. مانند بریلیم و آلومینیوم ، و برخلاف فلزات قلیایی ، این عنصر بر حسب سوختگی در پوست نمی گردد. باید توجه داشت که در هوا لایه نازکی از اکسید و نیتريد بر روی کلسیم تشکیل می شود که می تواند آن را از اثرات بعدی هوا مصون نگاه دارد، لکن در درجه حرارت بالا این عنصر در هوا سوخته و تشکیل مقدار زیادی نیتريد می دهد. کلسیم تجارتي به آسانی با آب و اسیدها واکنش نموده تولید هیدروژنی می نماید که حاوی مقدار قابل ملاحظه ای از گاز آمونیاک و هیدروکربنها ، بعنوان ناخالصی می باشد. از حکیم ، می توان بعنوان یک عامل آلیاژ کننده برای فلزات حاوی آلومینیوم به منظور حذف بیسموت از سرب و بعنوان کنترل کننده کربن گرافیتی ، در چدن استفاده کرد. از طرف دیگر می توان از این فلز بعنوان عاملی برای حذف اکسیژن در کارخانجات فولاد و بعنوان عامل احیا کننده در تهیه فلزاتی مانند کروم ، زیرکونیم و اورانیم و بعنوان یک ماده جداکننده برای مخلوط گازهای نیتروژن و آرگون استفاده نمود. ضمناً زمانیکه کلسیم ، به آلیاژهای منیزیم افزوده شود (0/25%) ، ساختمان آنها را تصفیه و موجب کاهش تمایل آتش گیریهای آنها می شود.

### ترکیبات کلسیم و کاربرد آنها

عموما می بایست که از ترکیبات سدیم نسبت به ترکیبات کلسیم ، بیشتر استفاده شود، لکن با مقایسه قیمت این دو ترکیب با یکدیگر ، در بسیاری از موارد از ترکیبات کلسیم استفاده می شود. در هر صورت باید توجه داشت که آهک قلیایی ارزان تری ، نسبت به هیدروکسید سدیم محسوب می شود. از ترکیبات مهم کلسیم می توان به موارد زیر اشاره نمود:

**هیدرید کلسیم:** این ترکیب در اثر واکنش مستقیم با هیدروژن در  $400^{\circ}\text{C}$  حاصل می گردد و با آن می توان بسیاری از اکسیدهای معدنی مانند رویتل و بدلیت را تا حد فلز مربوطه احیا کرد همچنین می توان با استفاده از این ترکیب ، کلرید کلسیم را به سدیم احیا و مونوکسید کربن را به فرم آلدهید تبدیل نمود هر بعنوان یک عامل متراکم کننده در تبدیل استون به اکسید مزیتلین و بعنوان کاتالیزور هیدروژناسیون در تبدیل اتیلن به اتان نقش دارد.

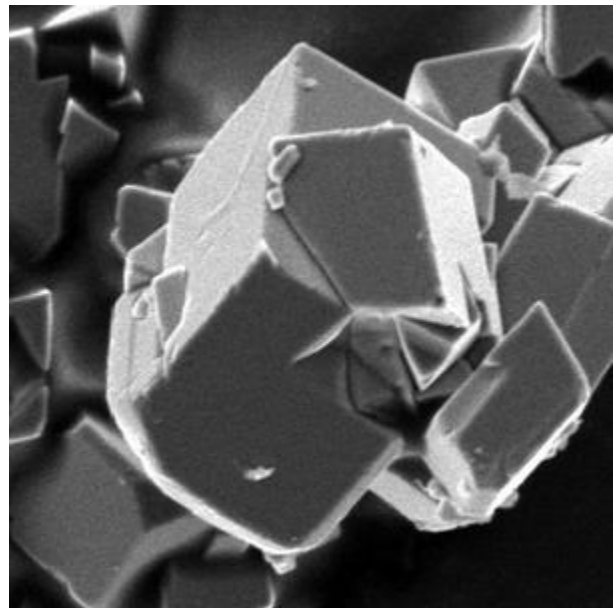


**اکسید و هیدروکسید کلسیم:** اکسید کلسیم ( آهک) را می‌توان بوسیله تجزیه حرارتی کربنات معدنی این عنصر در کوره های بلند در فرآیندی مداوم تولید نمود. برای تهیه هیدروکسید کلسیم نیز می‌توان از هیدرولیز اکسید آن استفاده نمود. از هیدروکسید کلسیم ، بعنوان قلیا در مواردی که نیاز باشد استفاده می‌گردد.

**سیلید کلسیم:** برای تهیه سیلید کلسیم می‌توان در یک کوره الکتریکی از اثر آهک برسیلیکا و یک زغال احیا کننده استفاده نمود. این ماده بعنوان عامل اکسیژن زدایی از فولاد ، بسیار مفید می‌باشد.

**کرید کلسیم:** برای تهیه این ترکیب می‌توان مخلوطی از آهک و کربن را در یک کوره الکتریکی تحت درجه حرارت  $3000^{\circ}\text{C}$  قرار داد. کرید کلسیم در اثر هیدرولیز استیلن تبدیل می‌گردد که استیلن یک ماده آغاز برای تهیه تعداد کثیری از مواد شیمیایی مهم در صنعت مواد شیمیایی آلی است.

**کربنات کلسیم:** در طبیعت ، کربنات کلسیم تحت عناوین مختلف و به وفور یافت می‌شود. سنگ آهک ایسلند و کلسیت اساسا کربنات خالص هستند، در حالیکه ماربل تا اندازه ای دارای ناخالصی می‌باشد. اگر چه کربنات کلسیم کاملا در آب نامحلول می‌باشد، لکن در آبهای حاوی دی‌اکسید کربن ، در حد قابل ملاحظه ای محلول است زیرا در اثر ترکیب با دی‌اکسید کربن به صورت بیکربنات درمی‌آید.



**هالیدهای کلسیم:** از جمله هالیدهای کلسیم ، فلوئورید فسفر سانس ، یکی از ترکیبات گسترده کلسیم می‌باشد، که با توجه به میزان شفافیت آن ، نسبت به اشعه ماورای بنفش و مادون قرمز از کاربردهای با اهمیتی ، در اسپکتروسکوپی برخوردار است. از دیگر هالیدهای کلسیم ، کلرید کلسیم است که بعنوان عامل خشک کننده و همچنین بدلیل قابلیت انحلال فوق العاده آن در آب سرد ، در سیستمهای خنک کننده استفاده می‌شود. مضافا از کلرید کلسیم و هیپوکلریت کلسیم بعنوان عامل سفید کننده نیز استفاده می‌کنند.

## کلسیم در بیوسفر (زیست کره)

کلسیم جزء ساختمانی و ثابت کلیه گیاهان بوده و بصورت‌های جزء ساختمانی و یون فیزیولوژیکی توامان یافت می‌شود. مضافاً یون کلسیم قادر است اثرات سمی یونهای پتاسیم، سدیم و منیزیم را بلا اثر نماید. کلسیم بدلیل وجود در خاک قادر است بر قلیانیت آن اثر و متعاقب آن در رویش گیاهان تاثیر داشته باشد. این عنصر در ساختمان بدن حیوانات (در بافتهای نرم)، مایعات میان بافتی و اسکلت بندی یافت می‌شود. استخوانهای مهره داران حاوی کلسیم، بصورت فلئورید کلسیم، کربنات کلسیم و فسفات کلسیم می‌باشد همچنین کلسیم ذاتا در بسیاری از وظائف بیولوژیکی مهره داران، سهیم است.

### شناخت محیط رشد: کلسیم

درون گیاه، کلسیم بیشتر به صورت پکتات کلسیم، در دیواره یاخته‌ها، یافت می‌شود. و کارش متصل ساختن یاخته‌ها به هم است. این ماده، به علت غیر قابل انتقال بودنش درون بافت‌ها، باید پیوسته در دسترس گیاه قرار گیرد، کمبود کلسیم باعث کمبود رشد و همچنین لوله شدن برگها و قهوه‌ای رنگ شدن ریشه‌ها می‌گردد. در گوجه فرنگی، کمبود کلسیم باعث گندیدگی ته میوه می‌شود. در سیب، وجود آن مایه سختی بافت‌های میوه شده، به عمر پس از برداشت آن می‌افزاید و کمبودش باعث آسیب پوستی می‌گردد. گرچه میزان کلسیم، اغلب در خاک‌ها به مراتب از پتاسیم کمتر است ولی بر عکس پتاسیم، قابلیت جذب آن برای گیاه خیلی زیادتر می‌باشد.

کمبود کلسیم را می‌توان با اضافه کردن آهک به خاک بر طرف ساخت، البته باید در نظر داشت که آهک واکنش خاک را نیز بالا می‌برد. سوپر فسفات نیز حاوی مقدار زیادی کلسیم است. همچنین برای رفع کمبود کلسیم می‌توان گیاهان را با کلرور کلسیم و یا نیترات کلسیم محلول پاشی کرد.

### اثرات کلسیم بر سلامتی انسان

برخی اوقات کلسیم را به عنوان سنگ آهک به حساب می‌آورند. کلسیم در فرآورده‌های لبنی مورد استفاده قرار می‌گیرد و همچنین در سبزیجات، آجیل و حبوبات نیز پتاسیم وجود دارد. کلسیم یکی از عمده‌ترین نگهدارنده‌های اسکلت و دندانهای انسان است. همچنین کلسیم به سیستم عصبی و عضلات کمک میکند. مصرف بیش از 2.5 گرم کلسیم در روز، بدون تجویز پزشک باعث سنگ کلیه و تصلب کلیه‌ها و رگهای خونی میشود.

کمبود کلسیم یکی از عوامل بیماری پوکي استخوان است. در بیماری پوکي استخوان، استخوانها به شدت دارای منفذ میشوند و ممکن است عاملی برای شکستگی استخوان شده و درمان را کندتر میکند. پوکي استخوان اغلب در زنان دیده میشود و پس از یائسگی به آن دچار میشوند. بیماری پوکي استخوان در نهایت باعث خمیدگی ستون فقرات شده و سبب از بین رفتن مهره‌ها میگردد.



برخلاف آنچه که مردم تصور میکنند، فعالیت زیستی شدیدی در استخوانهای بدن انسان انجام میشود. در استخوانهای بدن انسان مرتباً بافت‌های قدیمی از بین می‌روند و بافت‌های جدید جانشین آنها میشوند. طی دوران کودکی و نوجوانی سرعت تولید بافت‌های جدید به مراتب بیشتر از بافت‌های قدیمی است. اما در سن 30 تا 35 سالگی فرآیند برعکس میشود و بر تعداد بافت‌های قدیمی افزوده شده و بافت‌های تشکیل دهنده استخوان شروع به سست شدن میکنند. در زنان یائسه این فرآیند با سرعت بیشتری طی میشود (یائسگی در فاصله سنی 45 تا 55 سالگی اتفاق می‌افتد).

شواهد نشان میدهد که انسان به هزار میلی‌گرم کلسیم در روز برای نگهداشتن جرم استخوانی در شرایط عادی نیازمند است. مهمترین منابع کلسیم لبنیات، آجیل، سبزیجات مانند اسفناج، کاهو، لوبیا و عدس میباشد.

کلسیم همراه با منیزیم یکی از سازنده های اصلی اجرام استخوانی است. کلسیم و منیزیم با نسبت 2:1 ترکیب میشوند. اگر فردی هر روز 1000 میلی‌گرم کلسیم مصرف کند، باید 500 میلی‌گرم منیزیم نیز بخورد. برخی از منابع غذایی که دارای منیزیم هستند شامل غذاهای دریایی، سبوس، آجیل، لوبیا، جودوسر، جوانه ها و سبزیجات میباشد.

موارد دیگری که برای جلوگیری از پوکی استخوان به کار میرود:

انجام تمرینهای ورزشی (حداقل سه بار در هفته)

همه افراد باید مقدار کافی منیزیم، اسید فولیک، ویتامین B6، ویتامین B12، امگا 3 (به جذب کلسیم کمک میکند و به تولید اجرام استخوانی جدید کمک میکند) و ویتامین D (که به جذب کلسیم کمک میکند) در طول روز مصرف کنند.

### خواص فیزیکی کلسیم

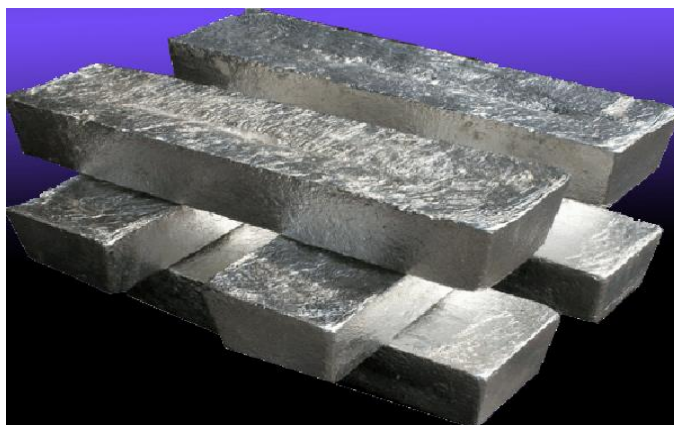
عدد اتمی	20
وزن اتمی	40.078
ایزوتوپهای پایدار	40،42،43،44،46،48
حجم اتمی	25.9 cm <sup>3</sup> /g-atom
شکل بلور	مکعب مراکز وجوه پر
ظرفیت	2+
شعاع یونی	0.99° A
آرایش الکترونی	2 8 8 2
نقطه جوش	C°1487
نقطه ذوب	C°810
دانسیته	31.55 g/cm
گرمای نهان تبخیر در نقطه جوش	399 kj/g-atom
استحکام کششی	8700 psi

موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)  
برچسب‌ها: [کلسیم](#) , [تجربه و شناسایی کلسیم](#) , [تهیه و استخراج کلسیم](#) , [خواص شیمیایی کلسیم](#) , [اثرات کلسیم بر سلامتی انسان](#)

تاریخ: شنبه سوم آذر 1386 | 18:44 | نویسنده: هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)  
[منیزیم](#)

## معرفی منیزیم

منیزیم، عنصر شیمیایی است که در جدول تناوبی دارای نشان Mg و عدد اتمی 12 می‌باشد. منیزیم، هشتمین عنصر فراوان است و تقریباً 2% پوسته زمین را تشکیل می‌دهد و سومین عنصر فراوان محلول در آب دریا به حساب می‌آید. کاربرد اصلی این فلز قلیایی خاکی، بعنوان عامل آلیاژ ساز برای ساخت آلیاژ آلومینیم – منیزیم می‌باشد.



## خصوصیات قابل توجه

منیزیم، فلزی سبک، سفید رنگ و نسبتاً محکم است (یک سوم از آلومینیوم سبکتر) که در معرض هوا به آرامی کدر می‌گردد. پودر این فلز، هنگامیکه در معرض هوا قرار گیرد، گرم شده، با شعله‌های سفید رنگی می‌سوزد. اگرچه به شکل نوارهای باریک به آسانی محترق می‌شود، سوختن مقادیر زیاد آن دشوار است.

## کاربردها

ترکیبات منیزیم، بخصوص اکسید منیزیم، بیشتر بعنوان مواد دیرگداز در کوره‌های تولید آهن و فولاد، فلزات غیر آهن، شیشه و سیمان، مورد استفاده قرار می‌گیرد. اکسید منیزیم و سایر ترکیبات هم در صنایع

عمرانی ، شیمیایی و کشاورزی بکار می‌روند. عمده کاربرد منیزیم بصورت یک افزودنی آلیاژساز به آلومینیوم است که از این آلیاژ ، بیشتر در قوطی‌های مواد آشامیدنی استفاده می‌گردد.

همچنین آلیاژهای منیزیم ، اجزای ساختاری اتومبیل‌ها و ماشین‌آلات را تشکیل می‌دهند. کاربرد دیگر این فلز ، کمک به جداسازی گوگرد از آهن و فولاد است.



#### سایر کاربردها

\* منیزیم ، مانند آلومینیوم ، محکم و سبک است، بنابراین اغلب در چرخهای مرغوب که mag wheels نامیده می‌شوند، بکار می‌رود.

\* آلیاژ این فلز در ساخت هواپیما و موشک ضروری است.

\* منیزیم در صورتیکه بعنوان عامل آلیاژ ساز بکار رود، خصوصیات تولیدی ، مکانیکی و جوش خوردن آلومینیوم را ارتقا می‌دهد.

\* عامل افزودنی برای پیشرانهای معمولی و مورد استفاده در تولید گلوله‌های کوچک گرافیت در چدن.

\* عامل کاهنده برای ساخت اورانیوم خالص و فلزات دیگر از نمکهایشان.

\* هیدروکسید آن در شیر منیزی ، کلرید و سولفات آن در سولفات دومنیزی و سیتراتهای آن در پزشکی کاربرد دارند.

\* مگنزیت Dead-burned برای مقاصد دیر گداز از قبیل آجر و آسترهای محافظ در کوره‌ها مورد استفاده است.

\* منیزیم همچنین در دمای 4000 درجه فارینهایت قابل اشتعال و احتراق است.



- دمای فوق‌العاده زیادی که برای سوزاندن منیزیم نیاز است، این عنصر را تبدیل به ابزاری راحت برای شروع آتشی‌های ناگهانی هنگام تفریحات سالم در فضای باز می‌کند.

- پودر کربنات منیزیم ( $MgCO_3$ ) توسط ورزشکاران رشته‌هایی چون ژیمناستیک و وزنه برداری، برای افزایش میزان چسبیدن دست به وسایل (دستگاهها و هالتر) مورد استفاده قرار می‌گیرد.

- سایر کاربردها عبارتند از فلاش دوربین عکاسی، منور بمبهای آتش‌زا.

### شناخت محیط رشد: منیزیم

منیزیم در تولید کلروفیل به کار می‌رود و در نتیجه عمل فتوسنتز موثر می‌باشد. در بذرها، منیزیم به مقدار زیاد یافت می‌شود. علائم کمبود منیزیم در گیاه زردی بین رگبرگهاست. علائم کمبود ابتدا در برگهای پیر مشاهده می‌شود. و در صورت کمبود شدید، برگها شروع به ریزش می‌کنند. در خاک منیزیم نسبتاً سریع شسته شده و از دسترس گیاه خارج می‌گردد. برای رفع کمبود منیزیم از کربنات و سولفات منیزیم استفاده می‌شود.



### اثرات منیزیم بر سلامتی انسان

پودر منیزیم برای انسان خطرناک نمیباشد و خواص سمی آن پایین میباشد. با تنفس منیزیم ممکن است ذرات حاصل از منیزیم باعث آسیب به مخاط دهان و قسمتهای فوقانی دستگاه تنفس میشود. منیزیم باعث آسیبهای شدید در چشم میشود.

شعله حاصل از منیزیم تحت نام Welder's flash نامیده میشود شعله سفید رنگ شدیدی است که مشاهده آن بدون استفاده از عینک باعث آسیب شدید چشمها میشود. دستگاه گوارش: بلع مقدار قابل توجهی از پودر

منیزیم باعث مسمومیت شدید میگردد. تاکنون طعم منیزیم امتحان نشده است، اما به نظر میرسد که سرطانزا نباشد و به جنین آسیب نرساند. پرتو دهی بخار اکسید منیزیم باعث سوختگی میشود. جوشکاری و فلزات مذاب سبب بروز تب بخار فلز شده و علائمی مانند، تب و لرز، استفراغ، تهوع و دردهای عضلانی را به همراه دارد. این علائم بعد از 4 تا 12 ساعت پس از پرتو دهی منیزیم بروز میکند و تا 48 ساعت طول میکشد. بخار اکسید منیزیم از سوختن منیزیم بدست می آید.

### عمومی

Magnesium, Mg, 12	نام , علامت اختصاری , شماره
فلز قلیائی خاکی	گروه شیمیایی
IIA), 3 , s <sup>2</sup>	گروه , تناوب , بلوک
kg/m <sup>3</sup> , 2.5 1738	جرم حجمی , سختی
سفید نقره ای	رنگ

### خواص اتمی

amu 24.305	وزن اتمی
(calc.) 150 pm (145 pm)	شعاع اتمی
pm 130	شعاع کووالانسی
pm 173	شعاع وندروالس
[Ne]3s <sup>2</sup>	ساختار الکترونی
2 , 8 , 2	e- بازای هر سطح انرژی
2 (باز قوی)	درجه اکسیداسیون (اکسید)
شش گوشه	ساختار کریستالی

## خواص فیزیکی

جامد (پارا مگنتیسم)	حالت ماده
(K)1202 °F 923	نقطه ذوب
(K)1994 °F 1363	نقطه جوش
kJ/mol 127.4	گرمای تبخیر
kJ/mol 8.954	گرمای همجوشی
Pa at 923 K 361	فشار بخار
m/s at 293.15 K 4602	سرعت صوت

## متفرقه

1.31 (درجه پاولینگ)	الکترونگاتیویته
J/kg*K 1020	ظرفیت گرمایی ویژه
m/106 22.6 اهم	رسانائی الکتریکی
W/m*K 156	رسانائی الکتریکی
kJ/mol 737.7	st1 پتانسیل یونیزاسیون
kJ/mol 1450.7	nd2 پتانسیل یونیزاسیون
kJ/mol 7732.7	rd3 پتانسیل یونیزاسیون

موضوعات مرتبط: [آشنایی با عناصر گروه اول](#)  
برچسب‌ها: [منیزیم](#) , [کاربرد های منیزیم](#) , [اثرات منیزیم بر سلامتی انسان](#) , [خواص اتمی](#) , [یتانسیل](#)  
[یونیزاسیون](#)

تاریخ : شنبه سوم آذر 1386 | 18:38 | نویسنده : هادی کسائی | [آرشیو نظرات](#)  
[بریلیم](#)

### معرفی بریلیم

بریلیم ، عنصر شیمیایی است که در جدول تناوبی با نشان Be نشان داده شده و دارای عدد اتمی 4 است. بریلیم عنصری است دو ارزشی و سمی ، خاکستری متمایل به آبی ، محکم ، سبک ولی شکننده. این عنصر ، فلز قلیایی خاکی است که عمدتاً " بعنوان عامل استحکام در آلیاژها بکار می‌رود.



### تاریخچه

کلمه بریلیم از واژه یونانی beryllus، beryl گرفته شده است. زمانی بریلیم را گلو سینیم می‌نامیدند ( از واژه یونانی glykys به معنی شیرین ) که علت آن طعم شیرین نمکهای آن بود. در سال 1798 "ونکولین" این عنصر را بصورت اکسید در سنگ زمرد کشف کرد. در سال 1828 "فردریک و هلر" و "آ.آ. بوسی" ( A.A.Bussy ) بطور جداگانه این فلز را از طریق واکنش پتاسیم بر روی کلرید بریلیم بدست آوردند.

### پیدایش

بریلیم در 30 کانی مختلف یافت می‌شود که مهمترین آنها ، برتراندیت ، زمرد ، بریل زرد و فناکیت هستند. اشکال ارزشمند بریل ، زمرد کبود و زمرد است .

مهمترین منابع تجاری بریلیم و ترکیبات آن ، بریل و برترندیت (Bertrandite) می‌باشد. اخیراً با روش کاهیدن فلورید بریلیم با فلز منیزیم تولید کلان این فلز انجام می‌شود. فلز بریلیم تا سال 1957 به‌آسانی بدست نمی‌آمد.

## خصوصیات قابل توجه

بریلیم ، یکی از فلزات سبکی است که نقطه ذوب بسیار بالایی دارد. ضریب کشش این فلز سبک تقریباً 1/3 بزرگتر از فولاد است. دارای خاصیت هدایت گرمایی خوب ، غیر مغناطیسی و مقاوم در برابر اسید نیتریک غلیظ می‌باشد. نسبت به اشعه X بسیار نفوذ پذیر است و نوترونها در اثر برخورد ذرات آلفا ( مثلاً از رادیوم یا پلونیوم ) آزاد می‌شوند. ( تقریباً 30 نوترون / میلیون ذرات آلفا ).

در شرایط فشار و حرارت استاندارد ، بریلیم در معرض هوا در برابر اکسیداسیون مقاومت می‌کند. ( اگرچه توانایی آن در خراشیدن شیشه احتمالاً " به‌علت تشکیل لایه نازکی از اکسید است. )

## کاربردها

\* بریلیم در تولید بریلیم - مس بعنوان عامل آلیاژ ساز بکار می‌رود. این عنصر ، قابلیت جذب حرارت زیادی دارد. آلیاژ بریلیم - مس به‌علت خصوصیات هدایت برقی و حرارتی ، استقامت و سختی زیاد ، غیرمغناطیسی بودن ، مقاومت در برابر زنگ خوردگی و فرسایش ، کاربردهای زیادی دارد. از جمله این کاربردها تولید : الکترودهای جوش نقطه‌ای ، فنر ، ابزارهای فاقد جرقه و اتصالات برقی است.

\* آلیاژ بریلیم - مس به‌جهت مقاومت چند جانبه ، سبکی و خمش ناپذیری در حرارتهای متغیر ، در صنایع دفاعی و هوافضا مثل سازه‌های بخشهای سبکوزن در هواپیماهای با سرعت بالا ، موشکها ، ماشینهای فضائی و ماهواره‌های ارتباطی بکار می‌رود.

\* ورقه‌های نازک بریلیم در عکسبرداری با اشعه X ، نورهای مرئی را فیلتر کرده و باعث آشکار شدن تنها اشعه X می‌شود.

\* بریلیم در زمینه پرتو نگاری با اشعه X جهت بازساخت مدارهای یکپارچه میکروسکوپی مورد استفاده قرار می‌گیرد.

\* چون از نظر جذب نوترون حرارتی واکنش سنجی پایینی دارد، در صنعت نیروی هسته‌ای از این عنصر در رآکتورهای اتمی بعنوان بازتابنده و کندساز استفاده می‌شود.

\* همچنین بریلیم در ساخت ترازنما ، تجهیزات کامپیوتری مختلف ، فنرهای ساعت و وسایلی که نیازمند مقاومتهای چندجانبه ، سبکی و استحکام است، بکار می‌رود.

\* اکسید بریلیم برای مصارف بسیاری که نیازمند هدایت حرارت خوب ، مقاومت زیاد ، استحکام و نقطه ذوب بالا هستند کاربرد دارد و از اکسید بریلیم بعنوان عایق استفاده می‌کنند.

\* ترکیبات بریلیم ، زمانی در لامپهای فلورسنت کاربرد داشتند، اما ادامه این کاربرد به‌علت بریلوز ( بیماری ناشی از مسمومیت توسط بریلیم ) در بین کارگران سازنده این لامپها متوقف شد.



### ایزوتوپها

بریلیم تنها یک ایزوتوپ پایدار دارد: (Be-9). بریلیم کیهانی (Be-10) توسط پراش ذرات اتمی اکسیژن و نیتروژن بوسیله اشعه کیهانی در جو حاصل می‌شود. چون بریلیم تمایل دارد در محلولهایی با PH زیر 5,5 باشد ( بیشتر بارانها PH زیر 5 دارند ). این عنصر می‌تواند از طریق حل شدن در آب باران در زمین جابجا شود. وقتی باران بیشتر قلیایی شود، بریلیم از محلول خارج می‌شود.

Be-10 کیهانی با این روش در سطح خاک جمع می‌شود و نیم عمر نسبتاً طولانی آن (1,5 میلیون سال ) امکان می‌دهد تا قبل از فرسایش بصورت B-10 ( بور-10 ) مدت زیادی در سطح خاک باقی بماند. Be-10 و محصولات جانبی آن برای سنجش فرسایش خاک ، شکل‌گیری خاک از سنگپوش ، گسترش خاکهای لاتریک ، همچنین گوناگونیهای فعالیت خورشیدی و عمر Ice core بکار می‌رود.

این واقعیت که Be-7 و Be-8 ناپایدارند، پیامدهای اساسی بدنبال دارد، به این معنی که عناصر سنگینتر از بریلیم با همجوشی هسته‌ای در انفجار بزرگ (big Bang) حاصل نشده‌اند. بعلاوه، سطوح انرژی هسته‌ای بریلیم 8 به گونه‌ای است که کربن می‌تواند در ستاره‌ها تولید شود. پس وجود حیات را ممکن می‌سازد.

## هشدارها

بریلیم و نمک آن، موادی سمی و احتمالاً سرطان‌زا هستند. بریلوز یک بیماری مزمن ریوی است که در اثر تماس بریلیم ایجاد می‌شود. بیماری حاد بریلیم به صورت آماس ریه برای اولین بار در سال 1993 در اروپا و در سال 1943 در آمریکا گزارش شد. موارد بریلوز حاد، اولین بار در سال 1946 در بین کارگران کارخانجات لامپهای فلورسنت در ماساچوست دیده شد.

این بیماری از بسیاری جهات شبیه بیماری سارکوئیدز است و تمایز علائم آنها اغلب دشوار است. گرچه سال 1949 استفاده از ترکیبات بریلیم در لامپهای فلورسنت متوقف شد، مواجهه با این عنصر در صنایع هسته‌ای و هوافضا، تصفیه فلز بریلیم، ذوب آلیاژهای حاوی بریلیم، تولید محصولات الکترونیکی و پرداختن با سایر مواد حاوی بریلیم همچنان وجود دارد.

در گذشته، محققین، بریلیم و ترکیبات آنرا می‌چشیدند تا در صورت طعم شیرین، وجود این عنصر را تایید کنند. امروزه با ایجاد تجهیزات مدرن برای تشخیص این عنصر، دیگر نیازی به انجام این کار خطرناک نیست و نباید چشیدن این ماده را امتحان کرد. با بریلیم و ترکیبات آن، باید با کمال احتیاط رفتار شود و هنگام انجام هرگونه فعالیتی که احتمال آزاد شدن گرد بریلیم هست، احتیاط خاصی بکار رود. (احتمال سرطان ریه در صورت تماس طولانی با بریلیم وجود دارد.)

در صورت بکاربردن روشهایی می‌توان از این عنصر بطور ایمن استفاده کرد. قبل از آشنایی با روشهای استفاده صحیح از این عنصر، نباید به فعالیت با آن پردازیم.

## تاثیرات سلامتی

استنشاق بریلیم خطرناک است. تاثیر آن به میزان و زمان مواجهه با این عنصر بستگی دارد. اگر بریلیم موجود در سطح هوا افزایش یابد، (بیشتر از  $1000 \mu\text{g}/\text{m}^3$ ) وضعیت بحرانی بوجود خواهد آمد. این وضعیت همانند آماس ریه است و بیماری بریلیم حاد نامیده می‌شود. استانداردهای هوای محیط کار و اجتماع در جلوگیری از بیماریهای حاد ریوی موثرند.

تعدادی از مردم به بریلیم حساسیت دارند ( 1 تا 15 درصد). این افراد ممکن است واکنشهای التهابی را در دستگاه تنفسی خود احساس کنند. این حالت بیماری بریلیم حاد (CBD) ، ممکن است سالها پس از مواجهه با سطح بالاتر از استاندارد بریلیم در افراد بوجود آید ( بیشتر از  $2 \mu\text{g}/\text{m}^3$ ). این بیماری باعث احساس ضعف ، خستگی و مشکلات تنفسی می شود. همچنین می تواند باعث بی اشتهایی ، کاهش وزن ، بزرگی بخش راست قلب و در موارد پیشرفته بیماریهای قلبی شود.

حساسیت به بریلیم در بعضی افراد ممکن است فاقد علامت باشد. عموم مردم مستعد ابتلا به به بریلیم حاد نیستند، چون میزان بریلیم در سطح هوا بطور طبیعی بسیار پایین است ( $0-00003/0-00002 \mu\text{g}/\text{m}^3$ ). در بلع بریلیم هیچگونه عارضه ای ثبت نشده است، چون روده و معده انسان مقدار بسیار کمی از این عنصر را جذب می کنند. زخم معده در سگهایی که در غذایشان بریلیم بوده ، دیده شده است.

بریلیم در صورت تماس با پوستی که دارای بریدگی یا خراش است، ممکن است ایجاد زخم یا لک نماید. تماس طولانی با بریلیم نیز ممکن است باعث ابتلا به سرطان گردد. سازمان بهداشت و خدمات انسانی آمریکا و آژانس بین المللی تحقیقات سرطان این کشور ، سرطان زایی بریلیم را تایید کرده اند. نمایندگی حفاظت از محیط زیست آمریکا (EPA) برآورد کرده است که تماس با بریلیم در مدت عمر با میزان  $4 \mu\text{g}/\text{g}$  می تواند یک نفر از هر هزار نفر را به سرطان مبتلا کند.

هیچ مطالعه ای درباره تاثیر بریلیم روی بچه هایی که در معرض آن هستند، صورت نگرفته است، اما به نظر می رسد تاثیرات سلامتی بریلیم روی بچه ها همانند بزرگسالان باشد. نمی دانیم آیا بچه ها در آسیب پذیری نسبت به بریلیم با بزرگسالان تفاوت دارند. نمی دانیم آیا مواجهه با بریلیم ، تاثیری بر نارسایی جنین یا سایر تاثیرات پیشرفته در مردم خواهد داشت. بررسی اثرات پیشرفته در حیوانات قاطع نیستند.

میزان بریلیم را می توان در ادرار یا خون اندازه گیری کرد. اما میزان بریلیم موجود در خون یا ادرار نشان دهنده میزان یا مدت تماس با این عنصر نیست. میزان بریلیم همچنین می توان در نمونه های ریه یا پوست اندازه گیری کرد. این آزمایشات را معمولاً "در مطب دکتر نمی توان انجام داد، اما دکتر می تواند نمونه ها را به آزمایشگاهی که انجام دهنده اینگونه آزمایشات است، ارسال کند. یکی دیگر از آزمایشات خون ، آزمایش تکثیر لنفوسیت بریلیم خون است که نشان دهنده حساسیت به بریلیم است و دارای ارزش پیش بینی برای CBD است.

میزان عادی بریلیم که احتمالاً صنایع به هوا می فرستند، دارای ترتیب  $1 \mu\text{g}/\text{m}^3$  بطور میانگین دوره 30 روزه یا  $2 \mu\text{g}/\text{m}^3$  در هوای اطاق کار برای 8 ساعت شیفت کاری می باشد.



