

عنوان آزمایش :

شناسایی و جداسازی

یون های گروه I (گروه نقره)

مختصری درباره عناصر گروه I (گروه نقره)

نقره (Ag)

نقره، یکی از عناصر شیمیایی، با نشانه Ag، دارای عدد اتمی ۴۷ و وزن اتمی ۱۰۷.۸۶۸۲ است که در گروه یک فرعی (IB) جدول تناوبی قرار گرفته است. نقره عنصری فلزی به رنگ سفید مایل به خاکستری و براق می باشد که تقریباً کمیاب و گران قیمت است و از نظر فراوانی در قشر جامد زمین، در مرتبه شصت و سومین عنصر قرار دارد. در آب و هوای خالص پایدار است ولی در معرض اوزون، سولفید هیدروژن و هوای دارای سولفور کدر می شود. نقره ی خالص دارای بالاترین هدایت الکتریکی و گرمایی است و پایین ترین مقاومت را در بین تمام فلزات دارد. در سنگ معدن های دارای آرژنتیت، سرب، روی و مس و طلا یافت می شود.

از نظر شیمیایی نقره یکی از فلزات سنگین و از جمله فلزات نجیب است و از نظر تجاری عنصری گرانبها تلقی می گردد. از نقره، ۲۵ ایزوتوپ رادیواکتیو شناخته شده است که دارای اجرام اتمی ۱۰۲ الی ۱۱۷ می باشند. نقره معمولی هم از دو ایزوتوپ با جرم های ۱۰۷ و ۱۰۹ تشکیل شده است.

نقره از زمان های خیلی قدیم شناخته شده بود. این عنصر اولین بار از سرباره های آتشفشانی در آسیای صغیر و در دریای اژه پیدا شد. این آثار نشان می دهد که ۳۰۰۰ سال قبل از میلاد مسیح انسان ها توانایی این را داشتند که نقره را از سرب جدا کنند.

همچنین نقره از خالص کردن و پالایش الکتریکی مس به دست می آید و برای کاربردهای تجاری دارای خلوص ۹۹.۹ درصد است.

اساساً نقره خالص فلزی براق و نرم و دارای درخشندگی بالا است. سختی آن از طلا پایین تر و دارای مفتول پذیری و چکش خواری بالایی بعد از طلا و پالادیم است. نقره خالص دارای خصوصیت رسانایی بالای جریان برق و الکتریسیته در بین تمام فلزات است و مقاومت کنتاکت الکتریکی آن پایین می باشد. چگالی نقره ۱۰/۵ برابر آب است و در ۹۶۱ درجه سانتیگراد ذوب شده و در حدود ۲۱۶۲ درجه سانتیگراد می جوشد.

خواص شیمیایی

اگرچه نقره از نظر شیمیایی در میان فلزات نجیب فلزی بسیار واکنش پذیر تلقی می گردد، لکن باید توجه داشت که در مقایسه با سایر عناصر از مرتبه واکنش پذیری قابل ملاحظه ای برخوردار نمی باشد. این عنصر به آسانی اکسید شده آهن اکسید نمی شود، لکن با گوگرد و هیدروژن سولفید واکنش داشته و تشکیل همان تیرگی آشنا را می دهد که در نقره های تان ملاحظه می کنید.

برای رفع این نقیصه می‌توان آبکاری نقره را با کمک رودیم به انجام رسانیده و از وقوع تیرگی مورد نظر پیشگیری نمود همچنین با استفاده از کرم (Cream) یا پولیش نقره می‌توان لایه تیره بسیار نازکی را که نقره در ترکیب با گوگرد بوجود آورده است را زدوده و آن را مجدداً براق نمود. از طرف دیگر این تیرگی را می‌توان از نظر شیمیایی بوسیله حرارت دادن ظرف مورد نظر در محلول رقیقی از کلرید سدیم و کربنات هیدروژن سدیم یا قرار دادن قسمت تیره در تماس با فلزی فعال تر مانند آلومینیوم که می‌تواند با گوگرد ترکیب شود و مجدداً فلز را به حالت اولیه برگرداند، از بین برد.

نقره نمی‌تواند با اسیدهای غیر اکسیدکننده مانند اسیدهای کلریدریک و سولفوریک یا بازهای قوی مانند هیدروکسید سدیم واکنش نماید، لکن اسیدهای اکسنده مانند اسید نیتریک یا اسید سولفوریک غلیظ آن را در خود حل کرده و یون یک بار مثبت نقره (Ag^+) را تشکیل می‌دهند. این یون که در کلیه ترکیبات ساده و محلول نقره وجود دارد، تقریباً به صورت ساده ای با استفاده از عوامل احیا کننده آلی مانند آنچه در آئینه های نقره ای ملاحظه می‌شود، به فلز آزاد احیا می‌گردد. برای آبکاری نقره لازم است یون های کمپلکس نقره احیا شود. یون (Ag^+) بی‌رنگ است، لکن تعدادی از ترکیبات نقره به دلیل نفوذ سایر اجزای تشکیل دهنده ساختمانی رنگینند. باید توجه داشت که اکسیژن در حد حیرت انگیزی در نقطه ذوب نقره به میزان ۲۰ قسمت حجمی از اکسیژن در یک قسمت حجمی نقره حل می‌شود. پس از سرد کردن مایع مورد نظر نیز اکسیژن به میزان ۷۵٪ قسمت (از نظر حجمی) در نقره باقی می‌ماند.

تجزیه و شناسایی

محلول های حاوی یون نقره را می‌توان به آسانی تشکیل رسوب کلرید نقره به وسیله افزایش اسید کلریدریک ، شناسایی کرد. این رسوب را می‌توان از رسوب های سرب و جیوه یک ظرفیتی ، به وسیله قدرت حل شدن آن در هنگام افزودن هیدروکسید آمونیوم اضافی و ایجاد رسوب مجدد با افزودن اسید نیتریک متمایز نمود. مضافاً تجزیه وزنی به وسیله کلرید نقره یا برمید نقره که به آسانی قابل رسوب دادن ، خشک کردن و توزین می‌باشند، میسر می‌باشد. همچنین می‌توان یون نقره را به وسیله عمل الکترولیز به نقره فلزی احیا و بدین روش توزین نمود. از محلول تیوسیانات پتاسیم استاندارد شده نیز می‌توان برای تجزیه حجمی نقره استفاده کرد.

ترکیبات

نقره در ترکیباتش اکثراً به صورت یک ظرفیتی است. لکن اکسید ، فلوئورید و سولفید دو ظرفیتی نقره نیز ملاحظه شده است. تعدادی از ترکیبات مهم نقره عبارتند از:

۱- **نیترات نقره** ($AgNO_3$) : ترکیبی بی‌رنگ ، بسیار محلول ، اساساً سمی و به سادگی به نقره فلزی احیا می‌شود و از آن در تهیه ترکیبات نقره ، آئینه های نقره ای و جوهرها استفاده می‌شود.

۲- **هیدروکسید دی آمین نقره** ($Ag(NH_3)_2OH$) : ترکیب کوئوردیناسیونی محلول در آب که به وسیله افزودن هیدروکسید آمونیوم به محلول های املاح نقره ، تشکیل می‌شود. این ترکیب در اثر ماندن تشکیل ترکیب بسیار منفجره نقره فولمینات شده را می‌دهد.

۳- **سیانید نقره** ($AgCN$) : مورد مصرف به وسیله سیانید سدیم یا پتاسیم اضافی در آبکاری برای تشکیل یون های کمپلکس های $Ag(CN)_2^-$ و $Ag(CN)_3^{2-}$ که به فلز نقره احیا می‌شوند.

۴- **کلرید نقره** ($AgCl$) : ترکیب سفید نامحلول که در هیدروکسید آمونیوم حل شده و تشکیل یون های کمپلکس $Ag(NH_3)_2^+$ می‌دهد. در عکاسی و نیز به عنوان آشکار کننده یونیزاسیون برای اشعه های کیهانی کاربرد دارد.

۵- **برمید نقره** ($AgBr$) : ترکیب نامحلول زرد روشن که نسبت به $AgCl$ نامحلول تر است و بیشتر در عکاسی به مصرف می‌رسد.

۶- **دید نقره (AgI)** : ترکیب نامحلول زرد رنگ و نامحلولتر از AgBr است و برای اصلاح وضعیت ابرها به منظور بارندگی (Cloud Seeding) و در عکاسی کاربرد دارد.

۷- **سولفید نقره (Ag₂S)** : نامحلول ترین نمک نقره ، سیاه رنگ و جزء اصلی تشکیل دهنده تیرگی ظروف نقره می باشد.

موارد کاربرد

نقره در اغلب مصارفش با یک یا چند فلز ، آلیاژ شده و بدان صورت مصرف می شود. مهمترین مصرف این فلز در ضرب سکه است . نقره همچنین دارای مصارف معروفی در زمینه جواهرسازی و ظروف نقره و نیز آب نقره است. به دلیل ناپایداری در مقابل اسیدهایی غیر اکسنده ، به صورت بوته و یا سایر وسایل شیمیایی مصرف می شود و گاهی ابزار آلات جراحی ، لحیم نقره و باطری های انباره ای مقاوم در برابر خوردگی را از نقره تهیه می کنند. در آینه سازی به مقدار زیاد نقره مصرف می شود و همچنین مقدار زیادی از آن برای تهیه نقره هالیدها در عکاسی مصرف می شود.

رسانایی عالی نقره موجب کاربرد هرچه بیشتر آن در الکتروتکنیک شده است. از آلیاژهایی که در آنها نقره به عنوان جزئی از کل مصرف می شود، می توان ملغمه های دندانپزشکی و پیستون های موتور بلبرینگ را نام برد. همچنین نقره دارای خواص قارچ کشی است و در مواردی از آن در فرایندهای سالم سازی آب استفاده می شود.

اثرات زیست محیطی

به طور کلی یون نقره، تحت شرایطی که غلظت یون نقره موجود در آب کم است ، برای جانداران آبی آب شیرین سمیت زیادی ندارد و pH آب، سختی، سولفیدها و بارهای محلول و آلی را افزایش می دهد. یون نقره برای جانداران بسیار سمی است.

اثرات نقره بر روی سلامتی

نمک های محلول نقره به ویژه AgNO₃ با غلظت بیش از ۲ گرم (۰.۰۷۰ اوز) کشنده هستند. ترکیبات نقره به آهستگی توسط بافت های بدن جذب می شوند و پیگمان هایی آبی یا سیاه در پوست ایجاد می کنند. **تماس با چشم** : اگر مایع آن در تماس با چشم قرار گیرد، باعث آسیب شدید قرنیه می شود. **تماس با پوست** : باعث سوزش پوست می شود. تماس مداوم با پوست باعث ایجاد آلرژی می شود.

خطرات تنفس : قرار گرفتن در معرض بخار نقره با غلظت بالا باعث سرگیجه، مشکلات تنفسی، سردرد یا سوزش مجاری تنفسی می شود. غلظت بسیار بالای آن باعث خواب آلودگی، گیج خوردن، گیجی، بی هوشی، کما و در نهایت مرگ می شود.

خطرات خوردن : نسبتاً سمی است. باعث اختلالات معده، حالت تهوع، استفراغ، اسهال و خواب آلودگی می شود. اگر این ماده بلعیده شود، به شش ها آسیب می رسد یا اگر استفراغ رخ دهد، باعث پنومونیتیس شیمیایی می شود که کشنده است.

قرار گرفتن در معرض این ماده یا ترکیبی از آن در انسان اثرات زیر را به دنبال دارد :

- ناهنجاری های قلب

- اگر انسان دائماً یا برای مدتی طولانی در معرض این ماده قرار داشته باشد، باعث آسیب مغز و صدمه سیستم عصبی می شود.

- تنفس مداوم یا تماس مداوم اتیل کتون با دست احتمال تشکیل نورو توکسین هایی مانند هگزان را افزایش می دهد به ویژه اگر این تماس همزمان باشد.

خواص فیزیکی و شیمیایی

عدد اتمی: ۴۷

جرم اتمی: ۱۰۷.۸۶۸

نقطه ذوب: $961/78^{\circ}\text{C}$

نقطه جوش: 2162°C

شعاع اتمی: ۱.۷۵

ظرفیت: ۱

رنگ: سفید مایل به خاکستری

حالت استاندارد: جامد

نام گروه: ۱۱

انرژی یونیزاسیون: 731 KJ/Mol

شکل الکترونی: $5s^1 4d^10$

شعاع یونی: ۱.۲۶

الکترونگاتیوی: ۱.۹۳

حالت اکسیداسیون: ۱

دانسیته: ۱۰.۴۹۰

گرمای فروپاشی: $11/3 \text{ KJ/Mol}$

گرمای تبخیر: $250/58 \text{ KJ/Mol}$

مقاومت الکتریکی: ۰/۰۰۰۰۰۰۰۰۱۵۹ اهم

گرمای ویژه: $0/235 \text{ KJ/g}^{\circ}\text{K}$

دوره تناوبی: ۵

درجه اشتعال: در حالت جامد غیر قابل اشتعال

اشکال دیگر:

اکسید نقره Ag_2O

کلرید نقره AgCl

سرب (Pb)

سرب عنصری فلزی است که در جدول تناوبی با نشان Pb خلاصه ی نام لاتین plumbum و عدد اتمی ۸۲ وجود دارد. عنصری سنگین ، سمی و چکش خوار و دارای رنگ خاکستری کدری می باشد که با ساختار کوبیک متبلور می شود. این عنصر معمولاً در سنگ معدن گالن یافت می شود. هنگامیکه تازه تراشیده شده سفید مایل به آبی است اما در معرض هوا به رنگ خاکستری تیره تبدیل می شود و از خاصیت هدایت الکتریکی پایینی برخوردار می باشد. این فلز حقیقی به شدت در برابر پوسیدگی مقاومت می کند و به همین علت از آن برای نگهداری مایعات فرسایشگر (مثل اسید سولفوریک) استفاده می شود. با افزودن مقادیر خیلی کمی آنتیموان یا فلزات دیگر به سرب می توان آن را سخت نمود. از سرب در سازه های ساختمانی ، خازنهای اسید سرب ، ساچمه و گلوله استفاده شده و نیز بخشی از آلیاژهای لحیم ، پیوتر و آلیاژهای گدازپذیر است. سرب سنگین ترین عنصر پایدار است.

سرب عنصری فوق العاده سمی است که اثرات آن در طولانی مدت ظاهر می شود. اثر سرب در سیستم عصبی موجب پایین آمدن بهره هوشی و دیگر اختلالات عصبی می شود. علاوه بر سیستم عصبی، سرب بر دیگر اعضای بدن نیز تأثیر منفی می گذارد.

این عنصر از مدت ها سال پیش شناخته شده و حداقل از ۷۰۰۰ سال پیش مورد استفاده بشر بوده است. در کتاب خروج (بخشی از انجیل) به این عنصر اشاره شده است. کیمیاگران می پنداشتند سرب قدیمی ترین فلز بوده و به سیاره زحل مربوط می شود. این عنصر به صورت آزاد در طبیعت یافت می شود و به طور عمده در کانی گالن با ترکیب PbS طی فرایند تشویه حاصل می شود. از دیگر کانی هایی که سرب در آن ها وجود دارد $Anglesite$ ، $cerussite$ است. این عنصر دارای جلای فلزی است و همین طور دارای رسانایی پایین جریان برق است و چکش خوار و مفتول پذیر است. این فلز مقاومت بالایی در برابر خوردگی دارد.

سرب طبیعی ترکیبی از ۴ ایزوتوپ پایدار است. درصد ایزوتوپ های مختلف سرب در طبیعت به ترتیب زیر است: $[^{204}Pb(1.48\%), ^{206}Pb(23.6\%), ^{207}Pb(22.6\%), ^{208}Pb(52.3\%)]$. ایزوتوپ های سرب دارای سه سری عناصر رادیواکتیو طبیعی هستند. ^{206}Pb برای سری اورانیم، ^{207}Pb برای سری اکتینیم، ^{208}Pb برای سری توریم. ۲۷ ایزوتوپ دیگر که همه آنها نیز رادیواکتیو هستند برای سرب شناخته شده است.

کاربردها

کاربردهای اولیه سرب عبارت بودند از: سازه های ساختمانی، رنگدانه های مورد استفاده در لعاب، سرامیک و لوله های انتقال آب. کاخ ها و کلیساهای بزرگ اروپا که وسایل تزئینی، سقف ها، لوله ها و پنجره هایشان دارای مقادیر قابل توجهی سرب هستند. این فلز (در حالت عنصری) پس از آهن، آلومینیوم، مس و روی بیشترین کاربرد را دارد. سرب و دی اکسید سرب به مقدار زیاد برای ذخیره سازی باتری ها کاربرد دارد. فلز سرب عامل موثری برای جذب صدا است. که به علت این قابلیت از آن برای پوشش تجهیزات اشعه ایکس و رآکتورهای نوترونی برای جذب ارتعاش استفاده می شود.

از اکسید سرب هم برای تولید شیشه های کریستالی ظریف و ظروف بلور با خاصیت انعکاس نور بالا برای لنزهای آکروماتیک استفاده می شود. نیترات و استات سرب نمک هایی محلول هستند. نمک های سرب مثل ارسنات سرب برای حشره کش ها استفاده می شود.

شناسایی و جداسازی

سرب محلی در طبیعت یافت می شود اما کمیاب است. امروزه معمولاً سرب در کانی هایی همراه با روی، نقره و (بیشتر) مس یافت می شود و به همراه این مواد جدا می گردد. ماده معدنی اصلی سرب گالن (PbS) است که حاوی ۸۶/۶٪ سرب می باشد. سایر کانی های مختلف و معمول آن سروسیت ($PbCO_3$) و انگلسیت ($PbSO_4$) می باشند. اما بیش از نیمی از سربی که امروزه مورد استفاده قرار می گیرد باز یافتی می باشد.

سنگ معدن بوسیله مته یا انفجار جدا شده سپس آن را خرد کرده و روی زمین قرار می دهند. بعد از آن سنگ معدن تحت تأثیر فرآیندی قرار می گیرد که در قرن نوزدهم در Broken Hill استرالیا بوجود آمد. یک فرآیند شناورسازی، سرب و دیگر مواد معدنی را از پس مانده های سنگ جدا می کند تا با عبور سنگ معدن، آب و مواد شیمیایی خاص از تعدادی مخزن که درون آنها دوغاب همیشه مخلوط می شود، عصاره ای بوجود آید. درون این مخزن ها هوا جریان یافته و سولفید سرب به حباب ها می چسبد و به صورت کف بالا آمده که می توان آن را جدا نمود. این کف (که تقریباً دارای ۵۰٪ سرب است) خشک شده سپس قبل از پالایش به منظور تولید سرب ۹۷٪ سینتر می شوند. بعد از آن سرب را طی مراحل مختلف سرد کرده تا ناخالصی های سبک تر بالا آمده و آنها را جدا می کنند. سرب مذاب با گداختن بیشتر بوسیله

عبور هوا از روی آن و تشکیل لایه ای از تفاله فلز که حاوی تمامی ناخالصی های باقی مانده می باشد تصفیه شده و سرب خالص ۹۹/۹٪ بدست می آید.

اثرات سرب بر روی سلامتی

سرب یکی از چهار فلزی است که بیشترین عوارض را بر روی سلامتی انسان دارد. سرب از راه غذا (۶۵٪)، آب (۲۰٪) و هوا (۱۵٪) وارد بدن انسان می شود. غذاهایی مانند میوه، سبزیجات، گوشت، دانه ها، جانوران دریایی، نوشیدنی ها و شراب حاوی مقدار زیادی سرب هستند. دود سیگار هم مقدار اندکی سرب دارد. سرب با خوردگی لوله های انتقال آب، وارد آب آشامیدنی می شود. اگر آب اندکی اسیدی باشد، احتمال خوردگی بیشتر است. به همین علت است که در سیستم های تصفیه آب، باید pH آب آشامیدنی مناسب باشد. تا جایی که ما می دانیم سرب در بدن انسان عملکردی ندارد و تنها پس از جذب از راه غذا، هوا یا آب باعث آسیب بدن می شود.

سرب آثار ناخواسته ای را به دنبال دارد که عبارتند از:

- اختلال بیوسنتز هموگلوبین و کم خونی
 - افزایش فشارخون
 - آسیب کلیه
 - سقط جنین و نارسای نوزاد
 - اختلال سیستم عصبی
 - آسیب مغز
 - ناباروری مرد و آسیب اسپرم
 - کاهش قدرت یادگیری در بچه ها
 - اختلالات رفتاری در بچه ها مانند پرخاشگری و بیش فعالی
- سرب از راه جفت وارد بدن جنین می شود. به همین علت، سرب باعث آسیب جدی سیستم عصبی و مغز جنین می شود.

اثرات زیست محیطی

سرب به طور طبیعی در محیط زیست وجود دارد. اما در اکثر موارد سرب موجود در طبیعت حاصل فعالیت های بشری است. به علت کاربرد سرب در بنزین، چرخه سرب غیر طبیعی شده است. در موتور ماشین، سرب می سوزد بنابراین نمک های سرب (کلرین، برمین، اکسیدها) تشکیل می شوند. نمک های سرب از راه آگزوز ماشین ها وارد محیط زیست می شود. ذرات بزرگتر بلافاصله روی زمین ته نشین می شوند و خاک ها و آب های سطحی را آلوده می کنند و ذرات کوچکتر از طریق هوا مسافت های طولانی را طی کرده و در جو باقی می مانند. بخشی از این سرب، به هنگام باران به زمین برمی گردد. چرخه سرب در اثر فعالیت های بشری نسبت به چرخه طبیعی گسترده تر شده است. همین امر باعث آلودگی سرب در سرتاسر دنیا شده است. فقط بنزین سرب دار نیست که باعث افزایش غلظت سرب در محیط زیست می شود. دیگر فعالیت های بشری مانند احتراق سوخت، فرآیندهای صنعتی و سوزاندن زباله جامد هم باعث آلودگی با سرب محیط زیست می شوند. سرب به واسطه خوردگی لوله های سربی در سیستم انتقال آب وارد آب و خاک می شود. سرب شکسته نمی شود و تنها به اشکال دیگر تبدیل می شود.

سرب در بدن جانداران آبی و جانداران خاک تجمع می یابد. این موجودات در اثر سم سرب دچار عوارضی می شوند. غلظت بسیار اندک سرب هم روی حلزون های دریایی اثرات منفی میگذارد. سرب عملکرد فیتوپلانکتون ها را مختل می کند. فیتوپلانکتون یکی از منابع مهم تولید اکسیژن در دریاهاست و بسیاری از جانوران بزرگتر آن را می خورند. به همین علت است که آلودگی سرب تعادل جهانی را بر هم می زند.

سرب، به ویژه در نزدیکی بزرگراه ها و مزارع که غلظت آن بالاست، عملکرد خاک را بر هم می زند. جانداران خاک هم از سم سرب آسیب می بینند.

خواص فیزیکی و شیمیایی

عدد اتمی : ۸۲

جرم اتمی : ۲۰۷.۲

نقطه ذوب: $327/46^{\circ}\text{C}$

نقطه جوش : 1749°C

شعاع اتمی : ۱.۸۱

ظرفیت : +۲,+۴

رنگ : سفید متمایل به آبی

حالت استاندارد : جامد

نام گروه : ۱۴

انرژی یونیزاسیون : $715/6 \text{ KJ/Mol}$

آرایش الکترونی : $[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

شعاع یونی : ۱.۱۹

الکترونگاتیوی: ۲/۳۳

حالت اکسیداسیون: ۲, ۴

دانسیته : ۱۱.۳۵

گرمای فروپاشی : $4/799 \text{ KJ/Mol}$

گرمای تبخیر : $177/7 \text{ KJ/Mol}$

مقاومت الکتریکی : $2/065 \times 10^{-7}$ اهم

گرمای ویژه: $0/129 \text{ KJ/g}^{\circ}\text{K}$

دوره تناوبی : ۶

درجه اشتعال : در حالت جامد غیر قابل اشتعال (به استثنای خاکستر آن)

اشکال دیگر :

هیدرید سرب PbH_4 ، اکسید سرب PbO ، تترا اکسید سرب Pb_3O_4 ، تری اکسید سرب Pb_2O_3 ، دی اکسید سرب

PbO_2 ، دی کلرید سرب PbCl_2 ، تترا کلرید سرب PbCl_4

جیوه (Hg)

جیوه عنصری فلزی به رنگ نقره ای با ساختار رومبوئدرال که در دمای معمولی مایع است. جیوه به صورت آزاد در طبیعت نادر یافت می شود و به صورت عمده در سنگ معدن سینابر در اسپانیا و ایتالیا وجود دارد. جیوه رسانایی ناچیزی از حرارت در مقایسه با فلزات دیگر دارد اما رسانای متوسطی از الکتریسیته است.

این عنصر در گذشته در کشورهای چین و هند شناخته شده بود و در ۱۵۰۰ سال قبل از میلاد در اهرام مصر نیز وجود داشته است. این عنصر به حالت آزاد در طبیعت پیدا می شود. مهمترین کانی این عنصر سینابر است. حدود ۵۰ درصد از تولیدات این عنصر در دنیا در کشورهای ایتالیا و اسپانیا تولید می شود. این فلز از گرما دادن به سینابر در هوا توسط متراکم کردن بخار تولید می شود.

جیوه فلزی سنگین، به رنگ سفید نقره ای است. رسانای ضعیف گرما است. نمک های مهم جیوه عبارتند از: کلرید جیوه، فولمینات جیوه، که کاربرد گسترده ای به عنوان چاشنی در مواد منفجره دارد. از دیگر نمک های جیوه می توان سولفید جیوه را نام برد.

خواص

جیوه دارای خاصیت سمی است و به آسانی توسط دستگاه تنفسی جذب می شود. و به معده و روده آسیب می رساند. وجود این عنصر در هوا خطرناک به نظر می رسد.

جیوه موجود در هوا اگر از یک حدی تجاوز کند خطرناک به نظر می رسد. با افزایش درجه حرارت، وجود جیوه در هوا خطرناکتر به نظر می رسد. بنابراین در موقع استفاده با آن مخصوصاً با دست باید دقت لازم را به عمل آورد. متیل جیوه یک نوع آلاینده خطرناک است که به طور گسترده در آب و بخار یافت می شود.

کاربردها

از جیوه به طور گسترده در آزمایشگاه ها برای ساخت فشارسنج ها و پمپ های تخلیه فشار و دیگر تجهیزات استفاده می شود. از بخار جیوه برای ساخت لامپ ها و تابلوهای تبلیغاتی و غیره استفاده می شود. و همین طور برای ساخت سوئیچ های جیوه ای و دیگر دستگاه های الکترونی استفاده می شود. از دیگر کاربردهای این عنصر برای ساخت آفت کش ها و پیل های جیوه ای و دندانسازی و عامل ضد رسوب در رنگ ها و باتری ها است و همچنین به عنوان کاتالیزور استفاده می شود.

اثرات جیوه بر روی سلامتی

جیوه ترکیبی است که به طور طبیعی در محیط زیست وجود دارد. این ماده به شکل فلزی و به صورت نمک های جیوه یا به صورت ترکیبات آلی جیوه یافت می شود.

جیوه فلزی در بسیاری از لوازم خانگی مانند فشارسنج، دماسنج، و لامپ فلوروسنت به کار می رود. جیوه در این لوازم در فضایی محصور شده و باعث ایجاد عارضه ای نمی شود. اما وقتی دماسنج بشکند، مقدار زیادی از جیوه از راه تنفس و طی مدتی کوتاه ضمن تبخیر وارد بدن می شود. این جیوه باعث اثرات مضرمانند آسیب اعصاب، مغز و کلیه، سوزش ریه، سوزش چشم، تحریک پوست، اسهال و استفراغ می شود.

جیوه به طور طبیعی در غذا وجود ندارد اما از طریق جانداران کوچکتری که انسان آنها را می خورد، نظیر ماهی ها، وارد زنجیره غذایی می شود. معمولاً غلظت جیوه موجود در ماهی ها بیشتر از غلظت جیوه موجود در آبی است که در آن زندگی می کنند. محصولات لبنی گاوها هم ممکن است دارای غلظت بالای جیوه باشند. معمولاً جیوه در مواد گیاهی وجود ندارد اما وقتی در کشاورزی اسپری های حاوی جیوه مورد استفاده قرار گیرد، این جیوه از طریق گیاهان وارد بدن انسان می شود.

جیوه بر روی انسان اثراتی دارد که می توان آنها را به صورت زیر خلاصه کرد:

- اختلال سیستم عصبی
- اختلال در عملکرد مغز
- آسیب DNA و آسیب کروموزوم
- واکنش های آلرژیک شامل خارش پوست، خستگی و سردرد
- اثرات منفی بر روی باروری مانند آسیب اسپرم، اثرگذاری منفی بر روی زایمان و سقط جنین
- اختلال در عملکرد مغز باعث کاهش قدرت یادگیری، تغییر شخصیت، رعشه، تغییر قدرت دید، کری، ناهماهنگی ماهیچه ها و از دست دادن حافظه می شود. آسیب کروموزوم نیز باعث مونگولیسزم می شود.

اثرات زیست محیطی جیوه

جیوه در اثر شکسته شدن طبیعی کانی های موجود در سنگ و خاک و از طریق باد و آب وارد محیط زیست می شود. انتشار جیوه حاصل از منابع طبیعی سال ها است که رخ می دهد. هنوز هم غلظت جیوه موجود در اثر فعالیت های بشری، در محیط در حال افزایش است. قسمت عمده جیوه حاصل از فعالیت های بشری به واسطه احتراق سوخت های طبیعی، فعالیت های معدنی، احتراق و ذوب زباله های جامد وارد هوا می شود. بعضی از فعالیت های بشری مانند کودهای کشاورزی و شیرابه های صنعتی باعث می شوند که جیوه به طور مستقیم وارد خاک یا آب شود. کل جیوه ای که در محیط زیست پراکنده می شود در نهایت در خاک یا آب های سطحی تجمع می یابد.

جیوه موجود در خاک، در قارچ ها تجمع می یابد. آب های سطحی اسیدی مقدار قابل توجهی جیوه دارند. وقتی pH آب بین ۵ و ۷ باشد، غلظت جیوه موجود در آب به علت حرکت و جابه جایی جیوه در زمین بالا می رود. وقتی جیوه به آب های سطحی یا میکرو ارگانیسم های خاک برسد، به متیل جیوه تبدیل می شود که جانداران به سرعت این ماده را جذب می کنند و این ماده باعث آسیب سیستم عصبی می شود. ماهی ها هر روز مقدار زیادی از متیل جیوه را از آب های سطحی جذب می کنند. در نتیجه متیل جیوه در بدن آنها تجمع می یابد و با توجه به این که ماهی ها بخشی از زنجیره غذایی هستند، وارد زنجیره غذایی می شود.

اثراتی که جیوه بر روی جانوران دارد عبارتند از :

آسیب کلیه، اختلال عملکرد معده، آسیب روده، ناباروری و تغییر DNA.

خواص فیزیکی و شیمیایی

عدد اتمی : ۸۰

جرم اتمی : ۲۰۰.۵۹

نقطه ذوب : $38/83^{\circ}\text{C}$

نقطه جوش : $356/73^{\circ}\text{C}$

شعاع اتمی : ۱.۷۶

ظرفیت : ۲+ و ۱+

رنگ : سفید نقره ای

حالت استاندارد : مایع

نام گروه : ۱۲

انرژی یونیزاسیون : $1007/1 \text{ KJ/Mol}$

آرایش الکترونی : $[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^1$

شعاع یونی : ۱.۰۲

الکترونگاتیوی : ۲.۰۰

حالت اکسیداسیون : ۲

دانسیته : ۱.۳۵۷۹

گرمای فروپاشی : ۲۹۵ KJ/Mol

گرمای تبخیر : $۵۹/۲۲۹ \text{ KJ/Mol}$

مقاومت الکتریکی: $۰/۰۰۰۰۰۰۰۹۶۱$ اهم

گرمای ویژه: $۰/۱۳۹ \text{ KJ/g}^\circ\text{K}$

دوره تناوبی : ۶

درجه اشتعال : در حالت مایع غیر قابل اشتعال است

اشکال دیگر :

اکسید جیوه HgO

دی کلرید جیوه HgCl_2

دی کلرید دی جیوه Hg_2Cl_2



عنوان آزمایش :

شناسایی و جداسازی

یون های گروه II (گروه مس - آرسنیک)

مختصری درباره عناصر گروه II (گروه مس - آرسنیک)

مس (Cu)

مس عنصری جامد ، غیر قابل احتراق و به صورت خالص در طبیعت وجود دارد . مس معمولاً در کانی هایی مانند آزوریت ، مالکالیت ، بورنیت و کالکوپریت وجود دارد .

مس عنصری سودمند و مفید از لحاظ تجاری محسوب می شود . ترکیبات مس به رنگ سبز- آبی است ، اولین عنصر شناخته شده و دارای دو ایزوتوپ است .

تاریخچه

مس از ۱۱۰۰۰ سال پیش وجود داشته است. کشور قبرس کشوری است که نام مس از آن گرفته شده است. روش های استحصال و فرآوری مس نسبتاً آسان است و در حدود ۷۰۰۰ سال پیش مردم به روش های استخراج مس پی بردند و مس را اکتشاف می کردند.

نهبشته ها و معادن مهم مس در کشورهای آمریکا، شیلی، زامبیا، زئیر، پرو و کانادا وجود دارد. ترکیبات مهم مس شامل سولفیدها، اکسیدها و کربنات ها است. مس از روش های ذوب کردن و لیچینگ و الکترولیز تولید می شود.

خواص

مس خالص به رنگ مایل به قرمز است و دارای جلای فلزی است. این عنصر چکش خوار با قابلیت مفتول شدن ، رسانای خوب جریان الکتریسیته و برق است . دومین عنصر رسانا بعد از نقره می باشد که از نقره به علت گرانی در سیم ها استفاده نمی کنند.

کاربردها

این عنصر در صنایع زیادی کاربرد دارد که از آن جمله می توان صنایع ساخت آلیاژهای آهن ، برنز و برنج نقش را نام برد . تمام سکه های ساخته شده در کشور آمریکا از آلیاژهای مس هستند و فلز اسلحه های جنگی نیز مسی است. مس کاربرد زیادی در سموم کشاورزی و کودهای جلبک دار دارد. ترکیبات مس مثل محصول فلهلینگ کاربردهای وسیعی در تست های آنالیزهای شیمیایی برای شکر دارد. مس با خلوص خیلی بالا در امر تجارت مورد استفاده قرار می گیرد. به علت اینکه این عنصر در برابر هوا و رطوبت و آب مقاوم است از این عنصر در تهیه سکه ها استفاده می شود. برنز اولین آلیاژ مس است که اختراع شد که این ترکیب مخلوطی از مس و ۲۵ درصد قلع است. در قدیم مردم از برنز برای ابزار و آلات جنگی و صندوق های فلزی و گیاهان آرایشی استفاده می شود. برنج ترکیبی از مس و بین ۵ تا ۴۵ درصد روی است که از این آلیاژ از ۲۵۰۰ سال پیش استفاده می شده است. اولین بار رومی ها از برنج برای ساخت سکه و ظروف مسی مثل کتری استفاده می کردند. امروزه از برنج برای ابزار و آلات موسیقی ، ساخت پیچ و دیگر تجهیزات مقاوم در برابر پوسیدگی استفاده می شود.

اثرات مس بر روی سلامتی

مس یکی از عناصر رایج در طبیعت است که بر اثر پدیده های طبیعی در محیط زیست به مقدار فراوان یافت می شود و بسیار مورد استفاده انسان قرار می گیرد . به عنوان مثال، از آن در صنعت و کشاورزی استفاده های فراوان می شود. تولید مس طی دهه های اخیر صورت گرفته و کیفیت مس در حال حاضر در مقایسه با گذشته بهبود یافته است. مس در انواع مختلف غذاها، آب آشامیدنی و هوا وجود دارد. به همین دلیل روزانه ما مقدار قابل توجهی مس از طریق خوردن، آشامیدن و نفس کشیدن دریافت می کنیم. جذب مس برای بدن انسان حیاتی است. زیرا مس جزء عناصر کمیابی است که بدن انسان به آن نیاز دارد. اگرچه بدن انسان می تواند مقدار زیادی مس را تحمل کند ، اما مقدار بیش از حد آن برای سلامت انسان ضرر دارد.

بسیاری از ترکیبات مس در رسوبات یا ذرات خاک ته نشین شده یا به این ذرات می چسبند. ترکیبات قابل حل مس ممکن است برای سلامت انسان مضر باشند. معمولاً پس از فعالیت های کشاورزی ترکیبات محلول در آب مس، در محیط آزاد می شوند.

مقدار مس موجود در هوا بسیار کم است، بنابراین تنفس مس خیلی ناچیز است. اما افرادی که در نزدیکی مناطقی که به ذوب و فرآوری مس می پردازند، زندگی می کنند، ممکن است مقدار بیشتری مس در مقایسه با افراد عادی دریافت و استنشاق نمایند. معمولاً ما انسان ها در معرض مس قرار داریم. در محیط کار، انتشارمس منجر به ایجاد عوارض آنفولانزا ماندنی می شود که به نام تب فلز شناخته می شود. این عوارض بعد از دو روز از بین می رود و در اثر حساسیت بیش از اندازه ایجاد می شود.

قرار گرفتن طولانی مدت در معرض مس، باعث آبریزش بینی، دهان و چشم، سردرد، دل درد، سرگیجه و اسهال و استفراغ می شود. جذب مقدار زیادی مس باعث آسیب کبد و کلیه و حتی مرگ می شود. اما سرطان زایی مس هنوز اثبات نشده است. در بسیاری از مقالات علمی، رابطه میان قرار گرفتن در معرض غلظت بالای مس برای مدت طولانی و کاهش هوش در نوجوانان مشخص شده است. ارتباط آن با ایجاد سرطان در انسان مورد بررسی است.

قرار گرفتن در معرض دود و غبارمس هم موجب تب بخارفلز می شود که این بیماری در غشای مخاطی بینی تغییر ایجاد کرده و آن را تضعیف می کند. در بیماری ویلسون، سمیت مس باعث سیروز هپاتیتی، آسیب مغز، بیماری های کلیوی و رسوب گذاری مس در قرنیه می شود.

اثرات زیست محیطی

تولید جهانی مس هنوز هم بالاست. این بدان معناست که میزان مس موجود در محیط زیست روز به روز کمتر می شود. به علت انتشار آب های آلوده به مس، درکناره رودخانه ها گل و لای آلوده به مس نهشته می شود. مس ، در اثر احتراق سوخت های فسیلی وارد هوا می شود. این مس، قبل از این که به واسطه بارش باران ته نشین کند ، مدتی طولانی در هوا باقی می ماند. بنابراین میزان آن در خاک کاهش می یابد. در نتیجه بعد از ته نشینی مس موجود در هوا، خاک حاوی مقدار زیادی مس خواهد بود.

مس هم از طریق منابع طبیعی و هم در اثر فعالیت های بشری، در محیط پراکنده می شود. از جمله منابع طبیعی آن، گرد و غبار حاصل از باد ، گیاهان فاسد شده ، آتش سوزی جنگل ها و قطرات دریا می باشد. تنها تعداد اندکی از فعالیت های بشری که باعث انتشار مس می شوند ، نامگذاری شده اند. عوامل دیگر انتشار مس، فالیته های معدنی، تولید فلز، تولید چوب و تولید کودهای فسفاته است.

مس در محیط زیست تجزیه نمی شود و به همین علت وقتی در خاک باشد ،در گیاهان و جانوران تجمع می یابد. در خاک های غنی از مس تعداد محدودی از گیاهان شانس بقا دارند. به همین علت است که در نزدیکی کارخانجات مس، پوشش گیاهی زیادی وجود ندارد. به خاطر اثرات مس بر گیاهان، بسته به اسیدیته خاک و میزان مواد آلی، این عنصر تهدیدی جدی برای مزارع محسوب می شود. با وجود این هنوز هم کودهای مس دار مورد استفاده قرار می گیرد.

مس می تواند فعالیت های خاک را مختل کند زیرا روی فعالیت میکروارگانیسم ها و کرم های خاکی اثرات منفی دارد. به خاطر وجود مس، تجزیه مواد آلی به شدت کند می شود. هنگامی که مزارع با مس آلوده شوند، جانوران غلظت بالاتری از مس را جذب می کنند که به سلامت آنها آسیب می رساند. معمولاً گوسفندها از سمیت مس، بیشترین صدمه را می بینند زیرا در گوسفندها، اثرات مس در غلظت های بسیار پایین هم نمود می یابد.

خواص فیزیکی و شیمیایی

عدد اتمی : ۲۹

جرم اتمی : ۶۳.۵۴۶

نقطه ذوب : 1084°C

نقطه جوش : 2567°C

شعاع اتمی : ۱.۵۷ pm

ظرفیت : ۲ و ۱

رنگ : سبز - آبی

حالت استاندارد : جامد

نام گروه : ۱۱

انرژی یونیزاسیون : $7/726 \text{ KJ/Mol}$

ساختار الکترونی : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^1$

شعاع یونی : ۰.۷۳

الکترونگاتیوی : ۱.۹

حالت اکسیداسیون : ۲ و ۱

دانسیته : ۸.۹۶

گرمای فروپاشی : $13/05 \text{ KJ/Mol}$

گرمای تبخیر : $300/3 \text{ KJ/Mol}$

مقاومت الکتریکی : $0.168 / 0.000000000$ اهم

گرمای ویژه : $0.38 \text{ J/g}^{\circ}\text{K}$

دوره تناوبی : ۴

درجه اشتعال : در حالت جامد اشتعال پذیر

اشکال دیگر :

هیدرید مس CuH

دی اکسید مس Cu_2O و اکسید مس CuO

دی کلرید مس CuCl_2 و کلرید مس CuCl

بیسموت (Bi)

بیسموت ، عنصر شیمیایی است با عدد اتمی ۸۳ که در جدول تناوبی با نشان Bi مشخص شده است. فلزی است ضعیف و سه ظرفیتی ، سفید ، بلورین ، سنگین و شکننده که اثر خفیفی از رنگ صورتی در آن وجود دارد و از نظر شیمیایی شبیه آرسنیک و آنتیموان است.

بیسموت از تمامی فلزات مغناطیسی تر است و به جز جیوه از تمامی عناصر خاصیت هدایت حرارتی کمتری دارد. از ترکیبات بیسموت که فاقد سرب باشند، در ساخت لوازم آرایش و اهداف پزشکی استفاده می‌شود.

تاریخچه

بیسموت (کلمه آلمانی Weisse Masse به معنی جرم سفید ، بعدها Wisuth و Bisemutum) در ابتدا به خاطر شباهتش با سرب و قلع با این عناصر اشتباه گرفته می شد. " کلاذ جوفروی جونین " در سال ۱۷۵۳ تمایز آن را از سرب اثبات کرد.

پیدایش

بیسموتینیت و بیسمیت ، مهمترین سنگ های معدن بیسموت هستند و کشورهای کانادا ، بولیوی ، ژاپن ، مکزیک و پرو عمده ترین تولید کنندگان آن می باشند. بیسموتی که در آمریکا تولید می شود به عنوان محصول فرعی برای به عمل آوردن سنگ های معدن مس ، طلا ، سرب ، نقره ، قلع و به خصوص سرب فراهم آمده است .

ویژگی های قابل توجه

تا قبل از سال ۲۰۰۳ تصور بر این بود که بیسموت سنگین ترین و پایدارترین عنصر است، اما تحقیقات در موسسه "Astrophysique Spatial" در ورسای فرانسه ثابت کرد بیسموت یک عنصر پایدار نیست. این عنصر ، یک فلز شکننده دارای تهرنگ صورتی با یک ماتی رنگین کمانی است. در بین فلزات سنگین ، بیسموت سنگین ترین آنها و غیر سمی است. به جز جیوه ، هیچ فلز دیگری مغناطیسی تر از بیسموت نمی باشد.

این فلز که به شکل خالص وجود دارد، دارای مقاومت الکتریکی بالا و Hall effect آن از تمامی فلزات بیشتر است (یعنی وقتی بیسموت در یک میدان مغناطیسی قرار می گیرد، بیشترین افزایش مقاومت الکتریکی را دارد). وقتی در مجاورت هوا به آن حرارت داده شود، با شعله آبی رنگی شروع به سوختن می کند و اکسید آن ، بخار زرد رنگی تولید می کند.

کاربردها

اکسی کلرید بیسموت در لوازم آرایش کاربرد وسیعی دارد. ساب نیترات و ساب کربنات بیسموت در پزشکی بکار می رود. بیسمونال (manganese Bi) آهنربای دائمی قوی می باشد. آلیاژهای بیسموت ، درجه ذوب پایینی دارند و به میزان زیادی برای یافتن آتش و وسایل ایمنی سیستم های سرد کننده به کار می روند.

بیسموت در تولید آهن های چکش خوار و به عنوان کاتالیزور در ساخت الیاف اکریلیک به کار می رود. بیسموت همچنین به عنوان مواد ترموکوبل کاربرد دارد و حاملی برای سوخت U-235 یا uranium-234 در رآکتورهای اتمی می باشد و در لحیم هم مورد استفاده واقع می شود.

خواص فیزیکی و شیمیایی

وزن اتمی : ۲۰۸.۹۸۰۳۸ amu

شعاع اتمی : ۱۴۳ pm

شعاع کووالانسی : ۱۴۶ pm

شعاع واندروالس : اطلاعات موجود نیست

ساختار الکترونی : $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$

حالت ماده : جامد

نقطه ذوب : ۵۴۴.۴ کلوین
نقطه جوش : ۱۸۳۷ کلوین
حجم مولی : ۲۱.۳۱ متر مکعب بر مول
گرمای تبخیر : 104.8 KJ/Mol
گرمای هم‌جوشی : 11.3 KJ/Mol
سرعت صوت : 1790 m/s در $293/15$ کلوین

کادمیم (Cd)

کادمیم یک عنصر شیمیایی است با علامت اختصاری Cd و دارای عدد اتمی ۴۸ که جزو فلزات نادر است. کادمیم بیشتر در سنگ‌های معدنی روی یافت می‌شود و استفاده ی عمده آن در صنایع باتری سازی است. وجود فلزات سمی و کاربرد گسترده آنها در صنایع رو به رشد ما، بسیار حائز اهمیت بوده و در بسیاری از موارد برای صنایع بسیار مفید می باشند. ولی آیا می توان از کنار خطراتی که این مواد برای سلامتی کارگران ایجاد می کنند ، به راحتی عبور کرد ؟

خواص

کادمیم یکی از این مواد سمی است که کاربرد زیادی در آّبکاری فلزات دارد. این ماده به طور طبیعی در پوسته زمین یافت می شود. کادمیم خالص نرم است و مانند نقره سفید می باشد. معمولا به صورت فلز خالص در طبیعت یافت نمی شود ، اما به عنوان یک ماده معدنی با سایر مواد مثل اکسیژن (اکسید کادمیم) ، کلر (کلرید کادمیم) و یا سولفور (سولفات و سولفید کادمیم) ترکیب می شود. کلریدها و سولفات ها ، فرم هایی از کادمیم هستند که به آسانی در آب حل نمی شوند. کادمیم بو و طعم قابل تشخیص ندارد ، از این رو نمی توان از طریق بو کردن یا حس چشایی به وجود کادمیم در آب یا هوا پی برد. عمده ی مصرف کادمیم در باتری ها ، پیگمنت های رنگ ، روکش فلزات ، پلاستیک و بعضی آلیاژهای فلزی می باشد.

برآورد شده است که سالانه ۳۰-۲۵ هزار تن کادمیم در محیط رها می شود. حدود نیمی از آن از فرسایش سنگ ها در رودخانه ها تولید و به دریا می رود. آتش سوزی جنگل ها و فرایندهای آتشفشانی نیز مقادیری کادمیم در هوا آزاد می کنند . برآورد شده است که میزان کادمیمی که در اثر فعالیت های انسانی مثل استخراج معادن و سوزاندن سوخت های فسیلی در محیط آزاد می شود ، سالانه در حدود ۱۳-۴ هزار تن می باشد. کودها اغلب حاوی مقادیری کادمیم هستند که در حین فعالیت های کشاورزی وارد خاک می شوند . کادمیم همچنین می تواند از طریق ریختن یا نشت زباله های خطرناک وارد آب یا خاک شوند. البته فرم کادمیم (حل شونده یا غیر قابل حل) در این شرایط بسیار مهم است.

فلز کادمیم به خودی خود در محیط تجزیه نمی شود ، اما می تواند به فرم های دیگر تغییر شکل یابد. کادمیم می تواند توسط ماهی، گیاهان و سایر حیوانات دریافت شود و همچنین می تواند در بدن تغییر شکل دهد ولی برای مدت های طولانی (سالها) در بدن باقی می ماند.

چگونگی مواجهه با کادمیم

در جوامع عمومی غذا و دود سیگار ، از بزرگترین منابع تماس انسان با کادمیم به شمار می آیند. پائین ترین سطح کادمیم در میوه ها و نوشیدنی ها می باشد و بالاترین سطح آن در گیاهان پر برگ و سیب زمینی ها می باشد. در ایالات متحده ، میانگین فردی دریافت کادمیم از طریق خوردن غذا در حدود ۳۰ میکروگرم گزارش شده است ، اما فقط در حدود ۳-۱ میکروگرم از آن در روز جذب و وارد بدن می شود . میزان دریافت کادمیم

توسط افراد سیگاری در مقایسه با افراد غیر سیگاری ممکن است ۲ برابر شود ، هر سیگار ممکن است شامل ۱-۲ میکروگرم کادمیم باشد و در حدود ۶۰-۴۰٪ از کادمیم موجود در سیگار استنشاق شده می تواند از ریه ها عبور کرده و وارد بدن شود.

علاوه بر سیگاری ها ، افرادی که نزدیک محل جمع آوری زباله های خطرناک زندگی می کنند ، یا نزدیک کارخانجاتی که کادمیم را وارد هوا می کنند ، تماسی بالقوه با کادمیم موجود در هوا خواهند داشت . در صنایع ، کارگران در حین انجام فعالیت هایی نظیر ذوب و پالایش فلزات و یا از طریق هوای اطراف کارخانجاتی که محصولات حاوی کادمیم مثل باتری ، روکش یا پلاستیک را تولید می کنند ، می توانند با کادمیم تماس داشته باشند. همچنین در حین فرایندهای لحیم کاری یا جوشکاری فلزاتی که حاوی کادمیم هستند ، این تماس می تواند برای کارگران اتفاق بیافتد.

نحوه ورود و خروج کادمیم از بدن

کادمیم می تواند از طریق غذا ، آب ، هوای تنفسی و استنشاق دود سیگار وارد بدن ما شود . البته مقدار کادمیم دریافت شده از طریق هوا و دود سیگار به مراتب بیشتر خواهد بود. اگر مواد غذایی مقدار کافی آهن و سایر مواد مغذی مثل کلسیم را نداشته باشند ، مقدار کادمیم دریافتی بیشتر خواهد بود. تقریبا میزان کادمیم دریافت شده از طریق پوست ، در حد صفر می باشد . یعنی کادمیم نمی تواند از طریق پوست جذب شود . بیشتر کادمیم دریافت شده به کلیه ها و کبد رفته و برای سال های طولانی در آنجا باقی می ماند . بخش کمی از کادمیم می تواند از طریق مدفوع و ادرار دفع شود و مقداری نیز که از ریه ها جذب نشده اند ، با هوای بازدمی به بیرون منتقل می شوند.

اثرات کادمیم بر سلامتی انسان

آسیب رسانی کادمیم به عواملی همچون فرم کادمیم موجود، مقدار کادمیم دریافت شده و راه ورود آن به بدن بستگی دارد. مقادیر زیاد کادمیم در هوای تنفسی می تواند به شدت به ریه ها آسیب رسانده و باعث مرگ شود. ولی مقادیر کم آن در هوای تنفسی در مدت زمان طولانی باعث تجمع آن در کلیه و آسیب به آنها و همچنین شکنندگی استخوان ها شود . در مطالعات انجام شده بر روی موش ها و همستر ها (نوعی موش) که کادمیم را تنفس می کردند ، نتیجه شد که کادمیم ایجاد سرطان ریه نمی کند ولی در رت ها (rats) سرطان ریه را توسعه می دهد. در مورد انسان ها مطالعات دقیقی مبنی بر اینکه کادمیم تنفس شده بر روی نازائی آنها تاثیر دارد یا خیر انجام نشده است ، ولی این مطلب در مورد رت های ماده و موش ها صدق می کند. همچنین کادمیم استنشاق شده می تواند در موش ها و رت ها باعث آسیب های کبدی و تغییراتی در سیستم ایمنی شود.

کادمیم خورده شده از طریق غذا ، در مقادیر زیاد می تواند شدیداً معده را تحریک و منجر به اسهال ، استفراغ و بعضی اوقات مرگ شود. خوردن و آشامیدن مواد حاوی کادمیم در بعضی مواقع باعث افزایش فشار خون ، فقر آهن ، بیماری های کبدی و همچنین آسیب های مغز و اعصاب می شود ولی در انسان ها سطوحی که باعث ایجاد این بیماری ها شود ، هنوز مشخص نشده است. مطالعات نشان می دهد که حیوانات جوان تر کادمیم بیشتری نسبت به حیوانات پیرتر جذب می کنند. اگر غذا فاقد آهن ، کلسیم و پروتئین باشد و حتی اگر غذا پرچرب باشد (به دلیل عبور آهسته آن از معده و روده و افزایش زمان جذب) جذب بیشتری صورت خواهد گرفت. کادمیم از طریق بدن مادر به آسانی نمی تواند به جنین منتقل شود ولی گاهی این اتفاق از طریق جفت صورت می گیرد.

چگونگی کاهش خطر تماس با کادمیم

یک رژیم غذایی متعادل که شامل کلسیم ، آهن ، پروتئین و روی کافی باشد ، به کاهش کادمیمی که از طریق غذا و آب در بدن جذب می شود ، کمک می کند. عموماً در برچسب زدن عناصر در خط تولید ، کادمیم و ترکیبات آن را به عنوان یک عنصر فعال ، لیست می کنند. اگر فکر می کنید که کودهای مصرفیتان حاوی کادمیم هستند ، حتماً از

تهیه کننده و تولید کننده آن سوال کنید . همه قارچ کش ها و رنگ های حاوی کادمیم بایستی به طور مناسب ذخیره و انبار شوند و از دسترس کودکان در امان باشند.

باتری های نیکل- کادمیم در صورت سوزانده شدن در زباله سوزها می توانند فیوم های کادمیم را آزاد کنند . در بعضی مواقع ممکن است که گرد و غبارهای حاوی کادمیم از محیط کار به لباس ، پوست ، مو ، ابزار و یا دیگر اشیاء مربوط به شما که در محیط کار قرار داشته اند منتقل شود. اگر در محیط کار کادمیم مورد استفاده قرار می گیرد ، بایستی یک برگ مربوط به اطلاعات ایمنی مواد (MSDS) در دسترس باشد . اطلاعات MSDS شامل نام شیمیایی ترکیب کادمیم ، اطلاعات مربوط به خطرات حریق و انفجار آن ، اثرات بهداشتی بالقوه ، راه های دریافت این ماده در بدن ، نحوه استفاده صحیح از مواد و اقدامات اضطراری باشد .

آرسنیک (As)

عنصر شیمیایی است که در جدول تناوبی با علامت As مشخص است و دارای عدد اتمی ۳۳ است. آرسنیک شبه فلز سمی معروفی است که به سه شکل زرد، سیاه و خاکستری یافت می شود. ماده ای طبیعی است که به دو صورت معدنی و آلی وجود دارد. آرسنیک معدنی در آب، خاک و بستر سنگ یافت می شود و برای بدن سمی است. آرسنیک و ترکیبات آن در صنعت کاربرد زیادی دارد و در ساخت شیشه، چوب، حشره کش، علف کش، اجزاء الکترونیکی و آلیاژها استفاده می کنند. آرسنیک از راه تنفس، غذا، آب، خاک و پوست منتقل می شود. سوزاندن مواد حاوی آرسنیک از قبیل چوب ، آرسنیک را در هوا منتشر می کند و همچنین تنباکو و سیگار نیز حاوی مقدار ناچیز آرسنیک هستند. ماهی ها و غذاهای دریایی و مکمل های کلسیم که از صدف های دریایی ساخته می شود نیز حاوی مقدار زیادی آرسنیک می باشند، اما برای بدن سمی نیستند .

ویژگی های در خور نگرش

آرسنیک از نظر شیمیایی شبیه فسفر است تا حدی که در واکنش های بیو شیمیایی می تواند جایگزین آن شود از این رو سمی است. وقتی به آن حرارت داده شود به صورت اکسید آرسنیک در می آید (اکسیده می شود) که بوی آن مانند سیر است. آرسنیک و ترکیبات آن همچنین می توانند بر اثر حرارت به گاز تبدیل شوند. این عنصر به صورت جامد وجود دارد : زرد و خاکستری فلز مانند .

کاربردها

در سده بیستم آرسنیت سرب به عنوان آفت کش برای درختان میوه به خوبی مورد استفاده قرار گرفت (استفاده از آن در افرادی که به این کار اشتغال داشتند ایجاد آسیب های عصب شناسی کرد) و آرسنیت مس در سده نوزدهم به عنوان عامل رنگ کننده در شیرینی ها به کار رفت.

سموم کشاورزی و حشره کش های مختلف آرسنید گالیم یک نیمه رسانای مهمی است که در IC ها به کار می رود. مدارهایی که از این ترکیب ساخته شده اند نسبت به نوع سیلیکونی بسیار سریع تر هستند (البته گران تر هم هستند) آرسنید گالیم بر خلاف سیلیکون آن band gap مستقیم است پس می تواند در دیوهای لیزری و LED ها برای تبدیل مستقیم الکتریسته به نور به کار رود. تری اکسید آرسنیک در خون شناسی برای درمان بیماران سرطان خون حاد که در برابر ATRA درمانی مقاومت نشان می دهند به کار می رود. همچنین در برنز پوش کردن و ساخت مواد آتش بازی و ترقه مورد استفاده قرار می گیرد.

تاریخچه

آرسنیک (واژه یونانی arsenikon به معنی اریپمنت زرد) در دوران بسیار کهن شناخته شده است. از این عنصر به کرات برای قتل استفاده شده ، علائم مسمومیت با این عنصر تا قبل از آزمایش مارش تا حدی نامشخص بود. آلبرتوس مگنوس را اولین کسی می دانند که این عنصر را جدا کرد. جوان شرودر هم دو روش برای تهیه آرسنیک منتشر کرد. همچنین از آن برای ساخت مواد بهداشتی همچون داروی نظافت بدن (موبر) استفاده می شود. موبر از آهک و آرسنیک تشکیل یافته است. گفتنی است که حتی پایه ی اصلی کرم ها و اسپری های موبر از همین دو ماده می باشد.

پیدایش

آرسوپیزیت (سنگ آرسنیک) میس پیکل Mispickel هم نامیده می شود ، که بر اثر حرارت ، بیشترین مقدار آرسنیک از سولفید آهن آن جدا می شود. مهم ترین ترکیبات آرسنیک عبارت است از : آرسنیک سفید، سولفید آن ، گرد حشره کش ، آرسنیت کلسیم و آرسنیت سرب. از گرد حشره کش ، آرسنیت کلسیم و آرسنیت سرب به عنوان سموم و حشره کش ها در کشاورزی استفاده می شود. این عنصر گه گاه به صورت خالص یافت می شود ولی معمولاً به صورت ترکیب با نقره، کبالت، نیکل، آهن ، آنتیموان یا سولفور وجود دارد.

منابع آرسنیک

آرسنیک ممکن است در آبی که از میان صخره های غنی از آرسنیک جریان دارد یافت شود. به طور وسیع در قشر خاک وجود دارد. از طریق حل شدن مواد و سنگ های معدنی وارد آب می شود و به ویژه در مناطقی که فرسایش خاک از صخره ها زیاد است در آب های زیرزمینی متراکم می گردد. در برخی مناطق فاضلاب های صنعتی باعث توزیع آرسنیک در آب می شوند. آرسنیک به طور تجاری در ساختن آلیاژ و مواد نگهدارنده چوب به کار می رود. احتراق سوخت های فسیلی منبعی از آرسنیک است که آلودگی را در هوا منتشر می کند. آرسنیک معدنی می تواند از راه های مختلف وارد محیط شود اما آرسنیت سه ظرفیتی و آرسنات پنج ظرفیتی در آب های طبیعی و همچنین در آب های آشامیدنی بیشتر یافت می شود. آرسنیک آلی به وفور در غذاهای دریایی یافت می شوند که خطرات آن برای سلامتی بسیار کمتر است و به سهولت توسط بدن دفع می شوند.

عوارض ناشی از آرسنیک

مسمومیت مزمن آرسنیک بعد از یک دوره طولانی در معرض آرسنیک (بین ۵ تا ۲۰ روز) قرار گرفتن از طریق نوشیدن ایجاد می شود که با مسمومیت حاد متفاوت است. در مسمومیت حاد علائم مسمومیت بلافاصله ظاهر می شود که شامل : استفراغ ، درد دستگاه گوارش و اسهال می باشد.

در معرض آرسنیک قرارگرفتن به مدت طولانی حتی در مقادیر کم (۰/۰۵ میلی گرم در لیتر) باعث افزایش خطر ابتلاء به سرطان پوست ، ریه ، مجاری ادراری و مثانه و سرطان کلیه می شود. همچنین تغییرات پوستی از قبیل تغییر رنگ پوست (پیدایش نقاط تیره و روشن در پوست) و افزایش ضخامت یا برآمدگی زرد رنگ روی پوست (شاخی شدن پوست) نیز از عوارض دیگر آن است. آرسنیک دارای اثرات سوء روی سیستم عصبی است که علائم آن لرزش و سردرد است. تنفس آرسنیک خطر ابتلاء به سرطان ریه را افزایش می دهد. جذب آرسنیک از طریق پوست بسیار کم است. بنابراین شستشو با آب حاوی آرسنیک مخاطرات سلامتی برای انسان ندارد.

علائم و نشانه های عوارض ناشی از آرسنیک در بین گروه های مختلف مردم و مناطق جغرافیایی متفاوت است. بنابراین نشانه های کلی از بیماری هایی که به وسیله آرسنیک ایجاد می شود، وجود ندارد و این پیچیدگی ها تشخیص را دشوار می کند. به هر حال آرسنیک اثرات سوء روی عروق محیطی دارد.

پیشگیری و کنترل

مهمترین راه پیشگیری تهیه آب آشامیدنی سالم و تصفیه شده است و دیگری کاهش آرسنیک در آب است که دشوار و گران است و در بسیاری از مناطق شهری و در بیشتر مناطق روستایی جهان غیرقابل اجراست. اولین استاندارد بین المللی آب آشامیدنی میزان قابل قبول آرسنیک را $0/2$ میلی گرم در لیتر تعیین کرد. در سال ۱۹۶۳ استاندارد آب آشامیدنی مورد تجدید نظر قرار گرفت و میزان آرسنیک را به $0/05$ میلی گرم در لیتر کاهش داد. در سال ۱۹۹۳ سازمان بهداشت جهانی WHO به دلیل اثبات سرطان زایی آرسنیک معدنی میزان قابل قبول آرسنیک در آب آشامیدنی را به کمتر از $0/01$ میلی گرم در لیتر کاهش داد.

قلع (Sn)

نام قلع (tin) از واژه zin در آلمان قدیم و tin در اسکاندیناوی گرفته شده و علامت Sn که توسط berzlius پیشنهاد گردید از واژه لاتین stannum اقتباس شده است. قلع از نظر فراوانی در پوسته زمین با فراوانی $0/0002$ درصد می باشد. قلع آزاد به ندرت در طبیعت رخ می دهد و تنها در کانادا با اطمینان گزارش شده است. قلع فلزی است نرم به رنگ خاکستری روشن یا سفید-نقره ای با نماد Sn، عدد اتمی ۵۰، وزن اتمی $118/71$ وزن مخصوص $7/31$ گرم بر سانتی متر مکعب (قلع تجارتي در حدود $7/5$)، سختی کم $1/5$ در مقیاس موس، براق، دارای جلا، قابل انعطاف و دارای خاصیت شکل پذیری و چکش خواری، مقاومت کم، نقطه جوش 2270 درجه سانتی گراد و نقطه ذوب $232/06$ درجه سانتی گراد. معمولاً به علت نرمی و درخشندگی قلع، این عنصر به سیاره مشتری و ندرتا به سیاره زهره نسبت داده می شوند. قلع در جدول تناوبی به عنوان فلز ضعیف بوده و در دوره ۵ قرار دارد. بر اثر اسید کلریدریک دانه بندی قلع نمایان می شود و در هنگام تا کردن قلع، به دلیل دانه بندی دوقلوی آن، صدای مخصوصی بر می خیزد که فریاد قلع نامیده می شود. قابلیت هدایت حرارت و الکتریسیته قلع کم است. (حرارت 15 نسبت به 100 برای نقره و الکتریسیته $11/45$ تا 14 نسبت به 100 برای نقره). عنصر قلع در کانی هایی چون کاسیتريت، هیدروکاسیتريت یا والاموفی، استانیت، تیلیت، هدنبرژیت، فرانکیت، توریولیت، هولسیت (برات آهن و قلع) و استوکسیت یافت می شود.

تاریخچه

به سبب کاربرد قلع در تولید آلیاژ برنز در دوران برنز، این عنصر از اهمیت فرهنگی-تاریخی بالایی برخوردار است. اولین ابزار برنزی که در مقبره های مصر کشف گردید به اواخر هزاره چهارم قبل از میلاد مربوط می شود. قلع خالص نخستین بار در 1800 قبل از میلاد در چین و ژاپن تولید شد. در حدود 600 سال قبل از میلاد مصری های باستان مصنوعات ساخته شده از قلع خالص را کنار اجساد مومیایی شده قرار می دادند. این عنصر تنها در تولید برنز استفاده نمی شد بلکه در تولید آلیاژهای سرب جهت مقاصد نظامی و واکنش فلزات نیز به کار برده می شد. قلع و به خصوص آلیاژهای آن در مناطق جغرافیایی متعدد مانند چین، اندونزی، هند، خاور نزدیک، آفریقای شمالی و اروپا دیده شده است.

بزرگترین معادن قلع در آسیا واقعند. مالزی، اندونزی و چین مهمترین تولیدکنندگان قلع در جهان می باشند. دومین محدوده معدنی بزرگ قلع در برزیل و بولیوی واقع است. کشورهایی که بیشترین تولید کنسانتره قلع را دارند، بیشترین قلع را نیز تولید می نمایند.

شکل های مختلف

در فشار طبیعی قلع جامد دارای دو شکل مختلف است. در دماهای پایین به شکل خاکستری یا قلع آلفا وجود دارد که دارای ساختار بلوری مکعبی مانند سیلیکن و ژرمانیم است. وقتی دما بالاتر از $13/2$ درجه سانتیگراد باشد به رنگ سفید یا قلع بتا تبدیل می شود که فلزی بوده و دارای ساختار چهار وجهی است. در صورتیکه سرد شود به آهستگی به صورت خاکستری بر می گردد که بیماری قلع نامیده می شود. به هر حال این تغییر شکل تحت تاثیر ناخالصی هایی از قبیل آلومینیم و روی قرار می گیرد که با افزودن آنتیموان یا بیسموت می توان از آن جلوگیری کرد.

کاربردها

قلع به آسانی به آهن متصل شده و برای پوشش سرب روی و فولاد مورد استفاده قرار می گیرد تا از پوسیدگی آنها جلوگیری شود. قوطی های فولادی با پوشش قلع برای نگهداری غذا کاربردی وسیع دارد و این کاربرد بخش وسیعی از بازار قلع فلزی را تشکیل می دهد.

سایر کاربردها :

برخی از آلیاژهای مهم قلع عبارتند از : برنز، مفرغ، بابت، آلیاژ ریخته گری شده تحت فشار، پیوتر، برنز فسفردار، لحیم نرم و فلز سفید.

مهمترین نمک آن کلرید قلع است که به عنوان عامل کاهنده و یک خورنده در چاپ روی پارچه کاربرد دارد. اگر نمک قلع روی شیشه پاشیده شود لای هایی بوجود می آید که خاصیت هدایت الکتریکی دارد. از این پوشش ها در شیشه های اتومبیل ضد یخ و روشنایی تابلو فرمان استفاده می شود.

برای ساخت شیشه پنجره با سطحی تخت، بیشتر از روش شناور نمودن شیشه مذاب روی قلع مذاب (شیشه شناور) استفاده می شود (این روش را فرآیند Pilkington می نامند).

از قلع همچنین در لحیم کاری برای اتصال لوله ها یا مدارهای الکتریکی، در آلیاژهای چرخ دنده، در شیشه سازی و طیف وسیعی از کاربردهای شیمیایی قلع استفاده می شود.

زیر دمای $72/3$ کلوین قلع تبدیل به یک ابر رسانا می شود. در واقع قلع یکی از اولین ابررساناهایی بود که مورد بررسی قرار گرفت؛ Meissner effect که یکی از ویژگی های ابررساناها می باشد اولین بار در بلورهای قلع ابررسانا کشف شد. آلیاژ نیوبیوم - قلع (Nb_3Sn) به علت دمای بحرانی بالا (۱۸ کلوین) و میدان مغناطیسی بحرانی (۲۵ تسلا) به صورت سیم هایی برای آهنرباهای ابررسانا کاربرد تجاری پیدا کرده است. یک آهنربای ابررسانا به وزن چند کیلوگرم قادر به تولید میدان های مغناطیسی مشابه الکترومغناطیس های چند تنی می باشد.

ایزوتوپها

قلع معمولی از ۹ ایزوتوپ پایدار و ۱۸ ایزوتوپ ناپایدار تشکیل شده است.

اثرات قلع بر روی سلامتی

اثرات قلع آلی متفاوتند. این اثرات بستگی به نوع ماده موجود و جاندار که آن را مورد استفاده قرار داده بستگی دارد. خطرناک ترین نوع قلع آلی برای انسان، تری اتیل قلع می باشد. طول پیوندهای هیدروژن این ماده نسبتا کوتاه است. وقتی پیوندهای هیدروژن در قلع بلندتر باشد، برای سلامت انسان مضر نخواهد بود. انسان از طریق غذا، تنفس و پوست قلع را جذب می کند.

جذب قلع در طولانی مدت اثرات زیر را به همراه دارد :

- سوزش چشم و پوست

- سردرد

- شکم درد

- بیماری و سرگیجه

- اختلال در تنفس

- اختلال در دفع ادرار

اثرات دراز مدت آن عبارتند از :

- افسردگی

- آسیب کبد

- اختلال سیستم ایمنی

- اختلالات کروموزومی

- کاهش تعداد گلبول های قرمز خون

- آسیب مغز (خشم، ناهنجاری خواب، فراموشی و سردرد)

خواص فیزیکی و شیمیایی

وزن اتمی : 118.710 amu

شعاع اتمی : 145 pm

شعاع کووالانسی : 141 pm

شعاع وندروالس : 217 pm

ساختار الکترونی : $[Kr]4d^{10}5s^25p^2$

درجه اکسیداسیون : اکسید ۲ ، ۴ ، آمفوتریک

ساختار کریستالی : چهار گوش

حالت ماده : جامد

نقطه ذوب : ۵۰۵.۰۸ کلوین

نقطه جوش : ۲۸۷۵ کلوین

حجم مولی : ۱۶.۲۹ متر مکعب بر مول

گرمای تبخیر : 295.8 KJ/Mol

گرمای هم جوشی : 70.29 KJ/Mol

سرعت صوت : 2500 m/s در ۲۹۳/۱۵ کلوین

آنتیموان (Sb)

آنتیموان عنصر شیمیایی است که در جدول تناوبی دارای نشان Sb و عدد اتمی ۵۱ است. آنتیموان که یک شبه فلز است دارای چهار حالت آلوتروپیک می باشد. شکل پایدار این عنصر، فلزی آبی - سفید است و انواع زرد و سیاه آن ناپایدار می باشد. این عنصر در مواد ضد آتش ، رنگ ها ، سرامیک ، لعاب و آلیاژهای گوناگون و لاستیک به کار می رود.

خصوصیات قابل توجه

آنتیموان در حالت عنصری خود شکننده ، گداز پذیر، نقره فام و بلوری است که خاصیت هدایت الکتریکی و حرارتی ضعیفی دارد و در دمای کم تبخیر می شود. شبه فلز آنتیموان از نظر ظاهری و خصوصیات فیزیکی شبیه فلز است اما از نظر شیمیایی مثل فلز واکنش نمی کند. همچنین این عنصر مورد حمله اسیدهای اکسید کننده و هالوژن ها قرار می گیرد.

فراوانی آنتیموان در پوسته زمین بین ۰/۲ تا ۰/۵ ppm برآورد شده است. آنتیموان کالکوفیل است و با گوگرد و فلزات سنگین سرب ، مس و نقره وجود دارد.

کاربردها

استفاده از آنتیموان در صنایع نیمه هادی و در تولید دیود ها ، موج یاب های مادون قرمز و وسایل Hall-effect رو به افزایش است. این شبه فلز، به صورت آلیاژ موجب افزایش سختی و مقاومت مکانیکی سرب می شود. مهمترین کاربرد فلز آنتیموان به عنوان سخت کننده سرب در خازن ها می باشد.

سایر کاربردها :

در باتری ها ، آلیاژهای ضد اصطکاک ، فلز ویژه حروف چاپ ، گلوله های رسام و جنگ افزارهای کوچک و روکش کابل .

از ترکیبات آنتیموان به صورت اکسیدها ، سولفیدها ، آنتیمونات سدیم و تری کلرید آنتیموان در ساخت ترکیبات ضد حریق ، لعاب سرامیک ، شیشه ، رنگ و سفالگری استفاده می شود. تری اکسید آنتیموان مهمترین ترکیبات آنتیموان است و بیشتر در تنظیمات واپسگر آتش به کار می رود. کاربردهای واپسگر آتش در مواردی مثل لباس بچه ، اسباب بازی ، هواپیما و روکش صندلی اتومبیل است .

تاریخچه

آنتیموان (یونانی anti به علاوه monos به معنی فلزی که به تنهایی یافت نمی شود) در دوران باستان در ترکیبات مختلف شناخته شد و بعدها در اوایل قرن ۱۷ و احتمالاً زودتر به عنوان یک فلز شناسایی گشت . وجود این فلز را اولین بار سال ۱۴۵۰، Tholden به طور علمی گزارش کرد. استیب نیت ، سولفید طبیعی آنتیموان در دوران انجیل به عنوان دارو و وسیله آرایش کشف و مورد استفاده قرار گرفت . ارتباط بین نام جدید آنتیموان و نماد آن پیچیده است ؛ نام قبلی پودر آرایشی سولفید آنتیموان توسط یونانیان قرض گرفته شد و بعد در زبان لاتین هم وارد شد که نتیجه آن واژه stibium است . Jacob Berzelius مکتشف علم شیمی در نوشته های خود نام اختصاری برای آنتیموان به کار برده و این نام همچنان مورد استفاده است .

منابع در طبیعت

اگرچه این عنصر فراوان نیست ، در بیش از ۱۰۰ گونه ماده معدنی وجود دارد. آنتیموان گاهی اوقات به صورت بومی یافت می شود اما عمدتاً در سولفید استیب نیت (Sb_2S_3) که سنگ معدنی فراوانی است وجود دارد. اشکال تجاری آنتیموان بیشتر به صورت شمش ، قطعات خرد شده ، ریزدانه و قالب های ریخته شده می باشد. سایر شکل های آن پودر، گلوله و بلورهای مجزا است .

اثرات آنتیموان بر روی سلامتی

آنتیموان به طور طبیعی در محیط زیست وجود دارد. اما از طریق فعالیت های انسانی هم وارد محیط زیست می شود. افرادی که با آنتیموان کار می کنند، در اثر تنفس غبار آنتیموان عوارضی را نشان می دهند. در اثر تنفس هوا ، نوشیدن آب و خوردن غذایی که حاوی آنتیموان است، آنتیموان وارد بدن می شود. اما در اثر تماس پوست با خاک، آب و مواد دیگری که حاوی آنتیموان هستند هم آنتیموان وارد بدن می شود. تنفس آنتیموانی که در ترکیب با هیدروژن است

در حالت گازی، عوارض بسیاری بر روی سلامتی دارد. غلظت بالای آنتیموان (9 mg/m^3 در هوا) در مدت زمانی طولانی باعث سوزش چشم، پوست و ریه ها می شود. اگر تماس با آنتیموان برای مدتی طولانی ادامه یابد، عوارض جدی تری مانند بیماری های ریوی، مشکلات قلبی، اسهال، استفراغ و زخم معده پیش می آید. مشخص نیست که آیا آنتیموان باعث سرطان یا ناتوانی جنسی می شود یا خیر. آنتیموان در درمان عفونت های انگلی به عنوان دارو به کار می رود اما افرادی که داروهای زیادی مصرف می کنند یا نسبت به آن حساسیت دارند، در گذشته دچار بیماری هایی شده اند. این عوارض، ما را از خطرات آنتیموان آگاه می کند

خواص فیزیکی و شیمیایی

وزن اتمی : ۱۲۱.۷۶۰ amu

شعاع اتمی : ۱۳۳ pm

شعاع کووالانسی : ۱۳۸ pm

شعاع واندروالس : اطلاعات موجود نیست

ساختار الکترونی : $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^3$

درجه اکسیداسیون : ± 1 (اسیدی ملایم)

ساختار کریستالی : رومبوهدرال

حالت ماده : جامد

نقطه ذوب : ۹۰۳.۷۸ کلوین

نقطه جوش : ۱۸۶۰ کلوین

حجم مولی : ۱۸.۱۹ متر مکعب بر مول

گرمای تبخیر : 77.14 KJ/Mol

گرمای هم جوشی : 19.87 KJ/Mol

عنوان آزمایش :

شناسایی و جداسازی

یون های گروه III (گروه نیکل - آلومینیوم)

مختصری درباره عناصر گروه III (گروه نیکل - آلومینیوم)

نیکل

نیکل فلزی سخت ، چکش خوار، براق با ساختار بلورین مکعبی به رنگ سفید-نقره ای است . این عنصر در سال ۱۷۵۱ توسط دانشمند سوئدی کشف گردید .

از نظر خواص مغناطیسی و فعالیت شیمیایی شبیه به آهن و کبالت است . کانی های اصلی نیکل ، پنتلانیدیت ، پیروتیت (سولفید های نیکل- آهن) و گارنیریت (سیلیکات نیکل- منیزیم) هستند. این عنصر رسانای جریان برق است و سطح آن براق و صیقلی می باشد. این عنصر از گروه عناصر آهن و کبالت می باشد و آلیاژهای آن قیمت های بالایی دارند.

این عنصر کاربردهای فراوانی در طبیعت دارد و برای ساخت فولاد ضد زنگ و دیگر آلیاژهای ضد زنگ و خوردگی مثل اینوار و مانل که آلیاژی از نیکل و کبالت که در برابر خوردگی مقاوم است و و اینکونل و Hastelloys کاربرد دارد. برای ساخت لوله های نیکلی و مسی و همین طور برای نمک زدایی گیاهان و تبدیل آب شور به آب مایع استفاده می شود. نیکل استفاده های فراوانی برای ساخت سکه ها و فولاد نیکلی برای زره ها و کلید ها کار برد دارد و همین طور از نیکل می توان آلیاژهای نیکروم و پرمالوی و آلیاژی از مس را تهیه کرد.

از نیکل برای ساخت شیشه های به رنگ سبز استفاده می شود. صفحات نیکلی می تواند نقش محافظت کننده برای دیگر فلزات را داشته باشد.. همچنین صنعت سرامیک و ساخت آلیاژی از آهن و نیکل که خاصیت مغناطیسی دارد و باتری های قوی ادیسون کاربرد دارد. از ترکیبات مهم نیکل می توان سولفات و آکسید را نام برد. نیکل هم به صورت فلز و هم به صورت ترکیب محلول می تواند وجود داشته باشد.

اثرات نیکل بر سلامت انسان

راه های ورود نیکل به بدن انسان از طریق هوا، آشامیدن آب، خوردن غذا و کشیدن سیگار است. ممکن است بر اثر تماس پوست با خاک یا آب آلوده به نیکل، مقداری نیکل وارد بدن انسان شود. مقدار اندک نیکل برای انسان ضروری است اما اگر مقدار آن افزایش یابد، برای سلامت انسان خطرناک است.

نتایج مصرف بالای نیکل به شرح زیر است :

- شانس مبتلا شدن به سرطان ریه، سرطان بینی، سرطان حنجره و سرطان پروستات را افزایش می دهد.
- پس از اینکه فرد در معرض گاز نیکل قرار گرفت، دچار کسالت و سرگیجه میشود.
- آب آوردن ریه ها
- مشکلات تنفسی
- کاهش توانایی تولید مثل
- آسم و برونشیت مزمن

- حساسیت هایی از قبیل خارش پوست (به خصوص در هنگام استفاده از جواهرات)
- نارسایی قلبی

از لحاظ تقسیم بندی برنامه سم شناسی ملی آمریکا (NTP)، نیکل و ترکیبات آن جزء عوامل سرطان زا محسوب می شوند و از نظر طبقه بندی آژانس بین المللی تحقیقات سرطان (IARC) ترکیبات نیکل در گروه یک قرار می گیرند. گروه یک شامل عناصری می باشد که شواهد کافی در مورد سرطان زایی آنها وجود دارد. در این تقسیم بندی عنصر نیکل در گروه B₂ قرار دارد. گروه B₂ عناصری هستند که ممکن است در انسان سرطان ایجاد کنند.

تأثیرات زیست محیطی

کارخانه ها و سوزاندن زباله ها دو عامل اصلی در تولید نیکل و ورود آن به هوا می باشند. مقدار نیکلی که در هوا وجود دارد به مراتب از نیکل موجود در زمین بیشتر است. مدت زمان از بین رفتن نیکل موجود در هوا زیاد است. زمانیکه هرز آب ها جریان پیدا می کنند، مقداری نیکل را وارد آب های سطحی می کنند. بخش اعظم ترکیبات نیکل در طبیعت جذب ذرات خاک و رسوبات شده و در نهایت به صورت غیر متحرک در می آیند. در زمین های اسیدی نیکل بسیار متحرک میشود و معمولاً در آب های زیرزمینی شسته می شود. مقدار اندک نیکل باید در غذای جانوران وجود داشته باشد. اما زمانیکه مقدار نیکل از حد مجاز خود فراتر رود، می تواند برای جانوران مضر و خطرناک باشد. جانورانی که در نزدیکی پالایشگاه زندگی می کنند، بر اثر دریافت مقدار زیاد نیکل به انواع مختلف سرطان مبتلا می شوند.

خواص فیزیکی و شیمیایی :

- عدد اتمی : ۲۸ * جرم اتمی : ۵۸.۶۹۳۴
- نقطه ذوب : ۱۴۳۵ °C * نقطه جوش : ۲۷۳۲ °C
- شعاع اتمی : ۱.۶۲ * ظرفیت : ۳و۲ * رنگ : سفید - نقره ای * حالت استاندارد : جامد * نام گروه : ۱۰
- انرژی یونیزاسیون : ۷/۶۳۵ kJ/mol
- شکل الکترونی : ۱s^۲ ۲s^۲ ۲p^۶ ۳s^۲ ۳p^۶ ۳d^۸ ۴s^۱
- شعاع یونی : ۰.۶۹ * الکترون گاتیوی : ۱.۹۱ * حالت اکسیداسیون : ۳و۲ * دانسیته : ۸.۹ g/cm^۳
- گرمای فروپاشی : ۱۷/۴۷ kJ/mol * گرمای تبخیر : ۳۷۰/۴ kJ/mol * گرمای ویژه : ۰/۴۴ J/g.k
- مقاومت الکتریکی : ۰/۰۰۰۰۰۰۰۰۶۹۹ اهم * دوره تناوبی : ۴
- درجه اشتعال : در حالت جامد اشتعال پذیر

اشکال دیگر : هیدرید نیکل NiH ، اکسید نیکل NiO ، دی کلرید نیکل NiCl_۲

کبالت

کبالت ، عنصر شیمیایی است که با نشان Co و عدد اتمی ۲۷ در جدول تناوبی قرار دارد.

تاریخچه

کبالت و ترکیبات آن در دوران باستان شناخته شد که برای آبی کردن رنگ شیشه از آنها استفاده می کردند. "George Brand" به خاطر کشف کبالت شهرت یافت. تاریخ کشف این عنصر در منابع مختلف ، متفاوت است، اما این کشف بین سال های ۱۷۳۰ و ۱۷۳۷ اتفاق افتاده است. او موفق به اثبات این نکته شد که منبع رنگ آبی شیشه ها کبالت است. قبلا بیسموت همراه کبالت را عامل رنگ آبی شیشه ها می دانستند.

پیدایش

کبالت ، به صورت فلز آزاد وجود ندارد و عموماً به صورت سنگ معدن یافت می‌شود. کبالت معمولاً به تنهایی استخراج نمی‌شود و به عنوان محصول جانبی فعالیت های استخراج مس و نیکل بدست می‌آید. سنگ معدن های اصلی کبالت عبارتند از: کبالتیت ، اریتریت ، گلائوکودوت و اسکوتروودیت. عمده ترین تولید کنندگان کبالت در جهان ، چین ، زامبیا ، روسیه و استرالیا هستند.

ترکیبات

به علت وجود حالت های اکسیداسیون مختلف ، تعداد زیادی از ترکیبات کبالت وجود دارد. هر دو اکسید در دمای پایین ، ضد فرومغناطیس می‌باشند ؛ CaO ، Co_3O_4 .

کاربردها

آلیاژهایی از قبیل :

آلیاژهای دیرگداز ، برای قطعات توربین گاز موتورهای هواپیما.

آلیاژهای مقاوم در مقابل فرسایش و آسیب بر اثر کارکرد بالا.

فولاد ، در سرعت های بسیار زیاد.

در کاربردهای روکشدار (فلزات سخت هم نامیده می‌شوند) و ابزارهای الماسه.

در آهن ربا و واسطه ضبط مغناطیسی (از قبیل نوار کاست و ویدئو).

کاتالیزور برای مصرف در صنایع شیمیایی و نفتی.

در آبکاری الکتریکی برای ظاهر ، استحکام و مقاوت در برابر اکسیداسیون.

عامل خشک کننده در رنگ ها ، جوهر و براق کننده‌ها.

در لایه زیرین لعاب های چینی.

در رنگدانه (کبالت آبی و سبز).

در الکترودهای باتری.

تایرهای رادیال تسمه فولادی.

کبالت -۶۰ هم به عنوان منبع اشعه گاما دارای چندین کاربرد است :

در پرتو درمانی (رادیوتراپی) بکار می‌رود.

در استرلیزه کردن غذاها با روش تابشی (پاستوریزه کردن سرد) بکار می‌رود.

در رادیوگرافی صنعتی به منظور تشخیص عیوب ساختاری قطعات فلزات بکار می‌رود.

ایزوتوپ ها

کبالت ، به صورت طبیعی دارای ۱ ایزوتوپ پایدار ($Co-59$) می‌باشد. ۲۲ رادیوایزوتوپ نیز شناخته شده که

پایدارترین آنها $Co-60$ با نیمه عمر ۵,۲۷۱۴ سال ، $Co-57$ با نیمه عمر ۲۷۱,۷۹ روز ، $Co-56$ با نیمه عمر ۷۷,۲۷ روز

و $Co-58$ با نیمه عمر ۷۰,۸۶ روز هستند. مابقی ایزوتوپ های رادیواکتیو ، دارای نیمه عمری کمتر از ۱۸ ساعت هستند

که اکثریت آنها نیمه عمری کمتر از ۱ ثانیه دارند. این عنصر همچنین دارای ۴ حالت برانگیختگی است که تمامی آنها

نیمه عمری کمتر از ۱۵ دقیقه دارند.

ایزوتوپ های کبالت از نظر وزن اتمی ، بین $50 amu$ و $73 amu$ قرار دارند. حالت فروپاشی اصلی قبل از فراوانترین

ایزوتوپ پایدار $Co-59$ ، الکترون گیری و حالت اصلی بعد از آن کاهش بتا می‌باشد. محصول فروپاشی اصلی پیش از

$Co-59$ ایزوتوپ های عنصر ۲۶ (آهن) و محصولات اصلی بعد از آن ایزوتوپ های عنصر ۲۸ (نیکل) می‌باشند.

خواص فیزیکی و شیمیایی :

شعاع کووالانسی : ۱۲۶ pm * ساختار الکترونی : $[Ar]3d^4 4s^2$
درجه اکسیداسیون (اکسید) : ۲,۳ (آمفوتریک) * ساختار کریستالی : ۶ گوش
حالت ماده : جامد (فرومغناطیس)

نقطه ذوب : ۱۷۶۸ °F : ۲۷۲۳ °F * نقطه جوش : ۲۳۰۱ °F
حجم مولی : $6.67 \text{ m}^3/\text{mol}$ * گرمای تبخیر : $376.5 \text{ kJ}/\text{mol}$ * گرمای هم جوشی : $16.19 \text{ kJ}/\text{mol}$
فشار بخار : ۱۷۵ پاسکال در ۱۷۶۸ °K * سرعت صوت : $4720 \text{ m}/\text{s}$ در ۲۹۳/۱۵ °K
الکترونگاتیویته : ۱.۸۸ (درجه پائولینگ) * ظرفیت گرمایی ویژه : $420 \text{ J}/\text{kg} \cdot \text{K}$
رسانائی الکتریکی : ۱۷.۲ ۱۰۶ اهم * رسانائی گرمایی : $100 \text{ W}/\text{m} \cdot \text{K}$

آهن

آهن فلزی نسبتاً فراوان در جهان است و اهمیت حیاتی در زندگی حیوانات و گیاهان دارد. فلزی خالص که دارای فعالیت شیمیایی زیاد است و مخصوصاً در هوای مرطوب به سرعت زنگ می زند.

این عنصر در خورشید و انواع ستاره ها یافت می شود. این عنصر هسته پایداری دارد. هسته زمین دارای ترکیبی از ۱۰ درصد آهن و هیدروژن دارد. این فلز چهارمین عنصر فراوان از نظر وزنی در پوسته زمین است. عمومی ترین ترکیب این عنصر هماتیت است که در داخل رسوبات سیاه سواحل و صخره های رودخانه ها یافت می شود.

آهن معمولی ترکیبی از ۴ ایزوتوپ می باشد. ده ایزوتوپ دیگر نیز از این عنصر شناخته شده است. عنصر خالص آهن دارای خاصیت واکنش پذیری شیمیایی بالا است و به سرعت زنگ می زند و اکسید می شود. در هوای مرطوب و خیلی گرم این خاصیت افزایش پیدا می کند. آهن دارای ۴ آلوتروپی است که عبارتند از آلفا، بتا، گاما، امگا. آلفا شکلی از آهن با است که از بتا تغییر شکل پیدا کرده باشد. آهن خام یا چدن شامل ۳ درصد کربن با میزان مختلفی از عناصر گوگرد، سیلیسیوم، منگنز و فسفر می باشد.

آهن دارای خاصیت سخت، شکننده، نسبتاً زودگذاز و آلیاژها و ترکیبات مختلف آن کاربردهایی مثل فولاد دارند. آهن ورزیده شامل یک دهم درصد کربن، بادوام، چکش خوار، ذوب شونده سریع و معمولاً ساختار الیافی دارد. فولاد کربنی ترکیبی از آهن و به میزان کم منگنز و گوگرد و فسفر و سیلیسیوم می باشد. آلیاژهای فولاد عبارتند از فولاد کربنی یا ترکیبی از عناصر دیگر مثل نیکل و کروم و وانادیم و غیره. آهن ارزان، فراوان بسیار مفید و فلز مهمی در صنعت می باشد.

اثرات آهن بر سلامتی انسان

آهن در کلیه مواد غذایی مانند گوشت، سیب زمینی و سبزیجات وجود دارد. آهن مهمترین بخش تشکیل دهنده هموگلوبین است و عامل رنگ قرمز خون و منتقل کننده اکسیژن در کل بدن انسان می باشد.

اگر آهن با بافت های بدن برخورد کند یا در آنها باقی بماند، باعث ورم ملتحمه، مشکلاتی در مشیمیه و آماس شبکیه می شود. اگر مقدار بیش از حد مجاز غبار یا بخار اکسید آهن تنفس شود، مشکلات معده و ریوی خوش خیم را به نام siderosis سبب می شود. این بیماری با استفاده از اشعه ایکس قابل تشخیص می باشد. اختلالات فیزیکی خاصی همراه با بیماری siderosis پیش نمی آید. تنفس مقدار فراوانی اکسید آهن (به خصوص کارگرانی که در چنین محیط هایی کار می کنند) خطر ابتلا به سرطان ریه را افزایش می دهد.

مقدار اندکی آهن در ۵۰ درصد جانورانی که در معرض این عنصر شیمیایی قرار گرفته اند، سبب مرگ شده است. معمولاً این مقدار در حدود میلی گرم یا از ماده در هر کیلوگرم از وزن جانور می باشد.

تأثیرات زیست محیطی

آهن-۳ آرسنیت و پنتاهیدرات ممکن است برای محیط زیست خطرناک باشند. به همین دلیل باید توجه خاصی به گیاهان، هوا و آب شود. به طور کلی باید از ورود مواد شیمیایی به محیط زیست جلوگیری به عمل آورد، زیرا اکثر مواد شیمیایی برای مدت زمان طولانی در طبیعت باقی می ماندند و از خود مقاومت نشان می دهند.

خواص فیزیکی و شیمیایی:

عدد اتمی: ۲۶ * جرم اتمی: ۵۵.۸۴۵ * شعاع اتمی: ۱.۷۲ * شعاع یونی: ۰/۶۴۵
 نقطه ذوب: 1244°C * نقطه جوش: 1962°C * ظرفیت: ۳و۲
 رنگ: خاکستری مایل به صورتی * حالت استاندارد: جامد
 انرژی یونیزاسیون: $7/87 \text{ kJ/mol}$ * دوره تناوبی: ۴
 شکل الکترونی: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1$
 الکترونگاتیوی: ۱.۸۳ * حالت اکسیداسیون: ۳و۲ * دانسیته: 7.873 g/cm^3
 گرمای فروپاشی: $13/8 \text{ kJ/mol}$ * گرمای تبخیر: $349/6 \text{ kJ/mol}$ * گرمای ویژه: $0/44 \text{ J/kg}^{\circ}\text{K}$
 مقاومت الکتریکی: ۰/۰۰۰۰۰۰۰۹۷۱ اهم
 اشکال دیگر:

اکسید آهن FeO، مگنتیت Fe_۳O_۴ و هماتیت Fe_۲O_۳، دی کلرید آهن FeCl_۲ و تری کلرید آهن FeCl_۳

منگنز

منگنز، عنصر شیمیایی است که در جدول تناوبی، دارای نشان Mn و عدد اتمی ۲۵ می باشد.

تاریخچه

منگنز از ماقبل تاریخ مورد استفاده بوده است. رنگ هایی که از رنگدانه های دی اکسید منگنز ساخته شده اند، به ۱۷۰۰ سال پیش برمی گردند. مصریان و رومیان، از ترکیبات این عنصر در شیشه سازی، چه برای رنگ آمیزی آن و چه برای از بین بردن رنگ آن استفاده می کردند. منگنز که می توان آن را در کانی های آهن یافت، توسط اسپارت ها بکار می رفت. بعضی افراد بر این باورند که سختی استثنائی فولاد اسپارتان، ناشی از تولید ناخواسته یک آلیاژ آهن - منگنز می باشد.

تقریباً در آغاز قرن ۱۹، دانشمندان استفاده از منگنز را در فولادسازی مورد بررسی قرار دادند که آن زمان، حقوق انحصاری برای کاربردهای آن واگذار شد. در سال ۱۸۱۶ متوجه شدند، افزودن منگنز به آهن بدون تغییر در میزان شکنندگی آن، باعث استحکام بیشتر آهن می شود.

کاربردها

منگنز به خاطر خصوصیات ثابت کنندگی گوگرد، اکسیژن زدائی و آلیاژ سازی برای تولید آهن و فولاد ضروری است. فولادسازی، از جمله بخش تولید آهن آن، بیشترین مقدار منگنز داخلی را نیاز دارد که اخیراً بین ۰.۹۰٪ تا ۰.۸۵٪ مقدار مورد نیاز است. از بین کاربردهای مختلف دیگر آن، منگنز بخش اصلی فرمول های فولاد ضد زنگ ارزان قیمت و آلیاژهای آلومینیم پر کاربرد را تشکیل می دهد.

از اکسید منگنز، در انواع پیل های خشک جدید استفاده می شود. انتظار می رود ماهیت و سطح کلی کاربرد منگنز در آمریکا در آینده ای نزدیک تقریباً یکسان باقی بماند. هیچ گونه فن آوری عملی برای جایگزینی مواد دیگر به جای منگنز یا استفاده از مقادیر داخلی و سایر ذخائر جهت خودکفایی آمریکا نسبت به کانی منگنز سایر کشورها وجود ندارد.

ترکیبات

پرمنگنات پتاسیم که آن را بلورهای کاندی هم می‌نامند، به علت خصوصیات اکسیداسیون آن، یک معرف آزمایشگاهی متداول است و بعنوان یک داروی محلی کاربرد دارد؛ (مثلاً برای درمان بیماری‌های ماهی). دی‌اکسید منگنز در پیل‌های خشک کاربرد داشته، نیز می‌توان از آن برای کلرزدایی شیشه‌هایی که با مقادیر کمی آهن، سبز رنگ شده‌اند، استفاده نمود. با ترکیبات منگنز، می‌توان شیشه‌ها را ارغوانی کرد و عامل رنگ ارغوانی واقعی می‌باشد. علاوه بر این‌ها، از دی‌اکسید منگنز برای تولید اکسیژن، کلر و رنگ‌های سیاه جامد استفاده می‌گردد.

ایزوتوپ‌ها

منگنز به طور طبیعی دارای یک ایزوتوپ پایدار Mn-55 می‌باشد. ۱۸ ایزوتوپ پرتوزاد هم برای این عنصر شناسایی شده است که پایدارترین آنها منگنز-۵۳ با نیمه عمر ۳/۷ میلیون سال، منگنز-۵۴ با نیمه عمر ۳۱۲،۳ روز و منگنز-۵۲ با نیمه عمر ۵،۵۹۱ روز هستند. مابقی ایزوتوپهای رادیواکتیو از نیمه عمری کمتر از ۳ ساعت برخوردار بوده که نیمه عمر اکثر آنها کمتر از ۱ دقیقه است. همچنین این عنصر دارای ۳ meta states می‌باشد.

منگنز، جزء عناصر گروه آهنی است که تصور می‌شود در ستارگان بزرگ، اندکی قبل از انفجار ابراختر سنتز شده‌اند. منگنز-۵۳ به شکل Cr-53 با نیمه عمر ۳،۷ میلیون سال فرسایش می‌یابد. منگنز-۵۳ به علت نیمه عمر نسبتاً کوتاهش یک رادیونوکلید غیر فعال است. محتویات ایزوتوپی منگنز، معمولاً با محتویات ایزوتوپی کروم ترکیب می‌شود که در isotope geology بکار می‌رود. نسبت‌های ایزوتوپی منگنز - کروم شواهدی را که از آلومینیم ۲۶ و پالادیم ۱۰۷ برای تاریخ‌آغازین منظومه شمسی وجود دارد، تقویت می‌کند.

ایزوتوپ‌های منگنز از نظر وزن اتمی بین 46 amu تا 65 amu قرار دارند. حالت فروپاشی اولیه، قبل از فراوان‌ترین ایزوتوپ پایدار (Mn-55) جذب الکترون و حالت اولیه پس از آن بتا می‌باشد.

خواص فیزیکی و شیمیایی:

وزن اتمی: ۵۴.۹۳۸۰۴۹ amu

شعاع اتمی: ۱۶۱ pm * شعاع کووالانسی: ۱۳۹ pm

ساختار الکترونی: $[Ar]3d^5 4s^2$ * ساختار کریستالی: مکعب بدنه مرکزی

درجه اکسیداسیون (اکسید): ۷،۶،۴،۲،۳ (اسید قوی) * الکترونگاتیویته: ۱.۵۵ (درجه پائولینگ)

حالت ماده: جامد (معمولاً غیر مغناطیسی)

نقطه ذوب: ۱۵۱۷ °F * نقطه جوش: ۲۲۳۵ °F

حجم مولی: ۷.۳۵ m^۳/mol * ظرفیت گرمایی ویژه: ۴۸۰ J/kg.°k

گرمای تبخیر: ۲۲۶ kJ/mol * گرمای هم‌جوشی: ۱۲۰.۵ kJ/mol

فشار بخار: ۱۲۱ پاسکال در ۱۵۱۷ °k * سرعت صوت: ۵۱۵۰ m/s در ۲۹۳.۱۵ °k

رسانائی الکتریکی: ۱۰۶۰۶۹۵ اهم * رسانائی گرمایی: ۷.۸۲ W/m.°k

آلومینیم

آلومینیم فلزی چکش خوار و نرم به رنگ سفید-نقره‌ای است و ساختار بلورین مکعبی دارد. این عنصر در سال ۱۸۲۵ توسط Hans Christian Oersted دانشمند دانمارکی کشف گردید. اگر چه فراوان‌ترین فلز در پوسته زمین است (حدود ۸٪ وزنی) اما به صورت غیر ترکیبی وجود ندارد و از اجزاء سنگ‌های معدنی از جمله خاک رس، بوکسیت، میکا، فلدسپار، کریولیت و همچنین الکترولیز بوکسیت بدست می‌آید. آلومینیم به صورت تجاری از طریق پروسه Hall- Heroult تهیه می‌شود.

روش بدست آوردن این فلز الکترولیز اکسید آلومینیم محلول در فلورید سدیم و آلومینیم است که این روش در سال ۱۸۸۶ توسط Hall در آمریکا کشف شد. سنگ کریولیت یا فلورید سدیم و آلومینیم طبیعی در گرینلند یافت می شود که کاربرد زیادی ندارد اما در عوض به جای کریولیت مخلوط مصنوعی را از سدیم و آلومینیم و فلورید کلسیم درست می کنند که در تجارت کاربرد دارد.

آلومینیم خالص دارای رنگ نقره ای سفید است و محصول فراوری شده آن دارای خصوصیات آلی است. این فلز سبک و خصوصیات مغناطیسی ندارد و غیر رسانای جریان برق است و دومین فلز از نظر چکش خواری است و ششمین فلز از نظر مفتول پذیری است.

کاربردها

کاربرد این فلز برای ظروف آشپزخانه کاربرد زیادی دارد برای تزئین خارجی بناهای ساختمانی نیز به کار می رود و کاربرد زیادی در صنایع به علت خصوصیات سبکی و مقاوت بالا دارد.

اگرچه رسانایی الکتریکی این عنصر ۶۰ درصد مس است اما در صنایع انتقال خطوط الکتریکی به علت سبکی وزن کاربرد دارد. آلومینوم خالص فاقد استحکام و بسیار انعطاف پذیر است. اما آلیاژ این عنصر با عناصر مس و منیزیم و سیلیسیم و منگنز و دیگر عناصر کاربرد زیادی در صنایع مختلف دارد.

این آلیاژها نقش بسیار اساسی در ساخت هواپیماها و راکتورها دارند. آلومینیم در خلا تبخیر می شود و فرم های مختلف این عنصر کاربردهای مختلفی دارند مثلاً به عنوان پوشش صیقلی برای نور مرئی و اشعه گرمایی دارد. این پوشش ها به صورت یک لایه نازک جسم را از اکسید شدن جلوگیری می کند. از پوشش آلومینیمی برای آینه تلسکوپ ها و ساخت کاغذهای تزئینی و اسباب بازی ها و قوطی ها استفاده می شود.

ترکیبات مهم آلومینیم عبارتند از اکسید و سولفات آلومینیم و سولفات آلومینیم محلول در پتاسیم. اکسید آلومینیم در یاقوت سرخ و یاقوت کبود و کزندوم و سنگ سمباده یافت می شود که این اکسید برای ساخت شیشه و کارخانه ها استفاده می شود. یاقوت سرخ و کبود مصنوعی برای اشعه لیزر نور همدوس کاربرد دارد.

اثرات آلومینیم بر سلامتی انسان

آلومینیم فلزی است که بسیار مورد استفاده قرار می گیرد و همچنین یکی از فراوان ترین ترکیباتی است که در پوسته زمین وجود دارد. با توجه به این موارد، آلومینیم عنصر مظلومی است. اما زمانیکه غلظت آلومینیم در محیط افزایش می یابد، اثرات شدیدی بر سلامت انسان می گذارند.

در بیشتر اوقات مقدار آلومینیم غذا افزایش پیدا می کند. راه های دیگری که سبب افزایش مقدار آلومینیم می شود تنفس کردن و تماس پوستی آلومینیم است. اگر فردی برای مدت زمان طولانی در تماس با غلظت زیادی از آلومینیم باشد علائم زیر در وی بروز پیدا می کند:

- سیستم عصبی مرکزی آسیب می بیند.
- سبب جنون می شود.
- فرد حافظه خود را از دست می دهد.
- باعث سستی و بی حالی می شود.
- باعث لرز شدید و تشنج می گردد.

تنفس آلومینیم یا پودر اکسید آلومینیم باعث تصلب ریه ها و آسیب به شش ها می شود. این بیماری تحت نام Shaver's Disease خوانده می شود. در این حالت ممکن است آلومینیم با سیلیسیم و اکسید آهن موجود در هوا نیز واکنش داده و باعث بیماری آلزایمر شود.

اثرات آلومینیم بر محیط زیست

مقدار آلومینیم در دریاچه های اسیدی بسیار بالا است. در این دریاچه ها تعداد ماهی ها و دو زیستان کاهش می یابد زیرا یون های آلومینیم با پروتئین های موجود در آب شش ماهی ها و جنین قورباغه ها واکنش می دهد. غلظت بالای آلومینیم نه تنها بر ماهی ها اثر می گذارد، بلکه بر پرندگان و سایر جانوران که از ماهی و حشرات آلوده تغذیه می کنند و جانورانی که در هوای حاوی آلومینیم تنفس می کنند، اثر میگذارد. اثر مصرف ماهی های آلوده بر پرندگان به گونه ای است که پوست تخم آنها نازک می شود و جوجه های با وزن کم متولد می شوند. اثر تنفس آلومینیم بر جانوران مشکلات تنفسی، کمبود وزن و کاهش فعالیت می باشد.

دریاچه های اسیدی و هوا فقط آلومینیم زیاد ندارند، بلکه آب های زیرزمینی که از خاک های اسیدی عبور می کنند هم دارای مقدار زیادی آلومینیم هستند. علائم بسیار زیادی وجود دارد که آلومینیم می تواند به ریشه درختانی که در آب های زیرزمینی قرار دارند، آسیب می رساند.

خواص فیزیکی و شیمیایی :

عدد اتمی : ۱۳ * جرم اتمی : ۲۶.۹۸۱۵۴ amu * شعاع اتمی : ۱/۱۴۳ pm
 نقطه ذوب : ۶۶۰/۳۲ °C * نقطه جوش : ۲۴۶۷ °C
 ظرفیت : +۳ * رنگ : نقره ای * حالت استاندارد : جامد * نام گروه : ۳ * دوره تناوبی : ۳
 انرژی یونیزاسیون : ۵۷۷/۵ kJ/mol
 شکل الکترونی : ۱s^۲ ۲s^۲ ۲p^۶ ۳s^۲ ۳p^۱
 شعاع یونی : ۰.۵۳۵ * الکترون گاتیوی : ۱.۶۱ * حالت اکسیداسیون : ۳
 دانسیته : ۲.۷ g/cm^۳ * مقاومت الکتریکی : ۰.۰۰۰۰۰۰۰۰۰۰۰۰۰۰ اهم
 گرمای فروپاشی : ۱۰/۷۹ kJ/mol * گرمای تبخیر : ۲۹۳/۴ kJ/mol * گرمای ویژه : ۰/۹ J/g.k
 اشکال دیگر :

اکسید آلومینیم Al_۲O_۳ ، هیدرید آلومینیم AlH_۳ ، کلرید آلومینیم AlCl_۳ و هگزا کلرید آلومینیم Al_۲Cl_۶

کروم

کروم یکی از عناصر جدول تناوبی است که دارای نشان Cr و عدد اتمی ۲۴ می باشد.

پیدایش

کروم به شکل سنگ معدن کرومیت (H_۲CrO_۴) استخراج می شود. این عنصر را به صورت تجاری با حرارت دادن این سنگ معدن در حضور آلومینیوم یا سلیکون تهیه می کنند. تقریباً نیمی از سنگ معدن کرومیت جهان در آفریقای جنوبی تولید می شود. البته قزاقستان ، هند و ترکیه نیز از تولید کنندگان عمده آن هستند. مقدار کرومیت استخراج نشده بسیار زیاد است اما از نظر جغرافیایی در قزاقستان و آفریقای جنوبی متمرکز هستند. در سال ۲۰۰۰ تقریباً ۱۵ میلیون تن سنگ معدن کرومیت قابل فروش تولید شد و تقریباً به ۴ میلیون تن آهن- کروم به ارزش تقریبی ۲/۵ میلیارد دلار آمریکا تبدیل شد.

اگرچه وجود کروم خالص بسیار نادر است ، مقادیری کروم خالص کشف شده است. معدن Udachnaya در روسیه نمونه هایی از کروم خالص تولید می کند. این معدن یک استوانه کیمبرلیت غنی از الماس است ، و هم کروم عنصری و هم الماس تولید می کند.

خصوصیات قابل توجه

کروم ، فلزی سخت ، براق و به رنگ خاکستری فلزی است که به شدت جلا می گیرد، به سختی قابل جوش خوردن است و در برابر زنگ زدگی و سیاه شدن مقاوم می باشد.

معمولی ترین حالت های اکسیداسیون کروم ۲+، ۳+ و ۶+ است که ۳+ پایدارترین آنها و حالت های ۴+ و ۵+ نسبتاً کمیاب می باشند. ترکیبات کروم در حالت اکسیداسیون ۶+، اکسیدکننده هایی قوی هستند.

کاربردها

در متالوژی برای مقاوم کردن در مقابل پوسیدگی و در براقی نهائی :
به عنوان یک جزء در آلیاژها ، مثلاً در فولاد ضدزنگ ، در آب کاری با کروم ، در آلومینیوم آنادایز ، و به عنوان یک کاتالیزور به کار می رود .

از کرومیت برای ساخت قالب های پخت آجر استفاده می شود.
نمک های کروم باعث سبز شدن رنگ شیشه می شود. کرومات ها و اکسیدها در رنگ مو و رنگ های معمولی بکار می روند.

دی کرومات پتاسیم یک معرف شیمیایی است که در تمیز کردن ظروف شیشه ای آزمایشگاهی و به عنوان یک عامل تیترات مورد استفاده قرار می گیرد. این عنصر همچنین به صورت دندانه (مثلاً، عامل ثابت نگه دارنده) در رنگرزی به کار می رود.

دی اکسید کروم (CrO_2) در تولید نوارهای مغناطیسی مصرف می شود این نوارها نسبت به نوارهای اکسید آهن دارای مقاومت در برابر میدان های مغناطیسی بیشتری ، بوده لذا موجب کارآئی بهتر می شوند.

ترکیبات

دی کرومات پتاسیم عامل اکسید کننده بسیار قوی است و این ترکیب برای تمیز کردن ظروف آزمایشگاهی ، ارجح تر از سایر ترکیبات آلی است. اکسید کرومیک همان اکسید کروم سبز است (Cr_2O_3) که در نقاشی لعابی و رنگ کردن شیشه مورد استفاده قرار می گیرد. زردینه کروم رنگدانه زرد درخشانی است ($PbCrO_4$) که مورد استفاده نقاشان قرار می گیرد.

اسید کرومیک دارای ساختار فرضی H_2CrO_4 است. نه اسید کرومیک و نه اسید دی کرومیک در طبیعت یافت نمی شوند اما آنیون های آنها در ترکیبات متنوعی یافت می شود. تری اکسید کروم CrO_3 ، اسید بدون آب اسید کرومیک به صورت تجاری ، به عنوان اسید کرومیک به فروش می رسد.

ایزوتوپ ها

کروم به طور طبیعی متشکل از ۳ ایزوتوپ پایدار $Cr-52$ ، $Cr-54$ ، $Cr-53$ است که فراوان ترین آنها $Cr-52$ (با فراوانی طبیعی ۷۸۹/۸۳٪) می باشد. ۱۹ رادیو ایزوتوپ که پایدارترین آنها $Cr-50$ با نیمه عمر (بیش از) $E171.8$ سال و $Cr-51$ با نیمه عمر $27/7025$ روز می باشد T برای این عنصر شناخته شده است. مابقی ایزوتوپ های رادیواکتیو آن از نیمه عمری کمتر از ۲۴ ساعت برخوردارند که نیمه عمر اکثر آنها کمتر از ۱ دقیقه است. این عنصر همچنین دارای ۲ حالت برانگیخته می باشد.

کروم ۵۳ محصول فروپاشی پرتوزاد $Mn-53$ است. محتویات ایزوتوپی کروم معمولاً با محتویات ایزوتوپی منگنز ترکیب می شود و در زمین شناسی ایزوتوپی کاربرد دارد. نسبت های ایزوتوپ $Mn-Cr$ شواهدی را که از $Al-26$ و $Pd-107$ درباره تاریخ ابتدایی بدست آمده تقویت می کند. اختلاف در نسبت های $Cr-53/Cr-52$ و $Mn-Cr$ در چندین شهاب سنگ بیانگر یک نسبت $Mn-53/Mn-55$ است که نشان می دهد رده بندی ایزوتوپ $Mn-Cr$ باید از فروپاشی ثابت $Mn-53$ در پیکره سیاره های مجزا ناشی شده باشد. بنابراین $Cr-53$ دلایلی بیشتر را درباره فرآیندهای نوکلئوسنتزی بلافاصله قبل از یکپارچگی منظومه شمسی در اختیار می گذارد.

خواص فیزیکی و شیمیایی :

وزن اتمی : ۵۱.۹۹۶۱ amu * شعاع کووالانسی : ۱۲۷ pm

ساختار الکترونی : $[Ar]3d^5 4s^1$

درجه اکسیداسیون (اکسید) : ۶,۳,۲ (اسید قوی)

ساختار کریستالی : مکعبی * حالت ماده : جامد

نقطه ذوب : $2130^{\circ}F$ * نقطه جوش : $2945^{\circ}F$

حجم مولی : $7.23 \text{ m}^3/\text{mol}$ * فشار بخار : ۹۹۰ پاسکال در $2130^{\circ}K$

گرمای تبخیر : $344.3 \text{ kJ}/\text{mol}$ * گرمای هم‌جوشی : $16.9 \text{ kJ}/\text{mol}$

سرعت صوت : $5940 \text{ m}/\text{s}$ در $293/15^{\circ}K$

الکترون‌گاتیویته : ۱.۶۶ (درجه پائولینگ) * ظرفیت گرمایی ویژه : $45.0 \text{ J}/\text{g}\cdot\text{K}$

رسانائی الکتريکی : 1067.74 اهم * رسانائی گرمایی : $93.7 \text{ W}/\text{m}\cdot\text{K}$

روی

روی عنصر فلزی براق به رنگ سفید مایل به آبی است. در دماهای معمولی به حالت شکننده و کریستالی است اما در دمای بین $110-150^{\circ}C$ خاصیت چکش خواری و تورق دارد. این عنصر در سال توسط دانشمند کشف گردید. منابع اصلی آن معدن سولفید، زینک‌بلند یا اسفالریت زینکیت (اکسید روی)، کالامین (سیلیکات روی) و اسمیت سونیت (کربنات روی) می باشند. سنگ سولفیدی تا تبدیل شدن به اکسید برشته می شود سپس با زغال تا دمای $1200^{\circ}C$ حرارت داده می شود. تبخیر و سپس خارج از محفظه واکنش متراکم شده و در قالب هایی که اسپلتر نامیده می شود قالب گیری می شود.

روی از سال ها قبل شناخته شده بود از روی و ترکیبات روس برای ساخت آلیاژ برنج استفاده می شود. آلیاژهای روی که شامل ۸۷ درصد روی هستند از سال های خیلی پیش در ترانسیلوانیا شناخته شده هستند. این عنصر از ۱۳ قرن پیش توسط هندی ها از واکنش بین کالامین و یک ترکیب الی تولید شد. این فلز دوباره توسط اروپاییان در سال ۱۷۴۶ کشف و تولید شد. روی در طبیعت دارای ۵ ایزوتوپ پایدار است. ۱۶ عدد ایزوتوپ ناپایدار نیز برای روی شناخته شده است.

این عنصر خاصیت نیمه رسانایی دارد و در هوا با شعله قرمز خیلی داغ می سوزد و براده های سفید سمی از آن ساطع می شود. خاصیت قالب پذیری این عنصر بالا است. نه فلز روی نه زیرکونیم هیچ کدام خاصیت آهنربایی ندارند. اما این ترکیب $ZrZn_7$ در دمای زیر 350 درجه کلون خاصیت آهنربایی دارد.

کاربردها

روی با کیفیت بالا برای تولید قالب استفاده می شود که از این قالب گیری برای کاربردهای اتومبیل سازی و صنایع الکتريکی و سخت افزاها مورد استفاده قرار می گیرد. یک آلیاژ روی که به نام پرزتال نامیده می شود شامل ۷۸ درصد روی و ۲۲ درصد آلومینیوم است که بیشتر برای صنایع فولاد و پلاستیک های قالب گیری استفاده می شود. از این آلیاژ همچنین برای قالب گیری سرامیک و سیمان مورد استفاده قرار می گیرد.

روی همچنین برای آبکاری دادن فلزاتی مثل آهن برای جلوگیری از خوردگی استفاده می شود. اکسید روی عنصر مفید و دنیای مدرن است. که به طور گسترده ای برای صنایع و ساخت رنگ ها، تولیدات لاستیک، وسایل آرایشی و صنایع داروسازی، پوشش کف، پلاستیک، چاپ پارچه، صابون سازی، ذخیره باتری ها، منسوجات، تجهیزات الکتريکی و دیگر تولیدات کاربرد دارد. لیتوفون ترکیبی از سولفید روی و سولفات باریم است که برای تولید مواد و رنگدانه ها مورد استفاده قرار می گیرد.

سولفید روی در ساختن صفحات روشن و تابناک، صفحات اشعه ایکس و تلویزیون و نورهای فلورسانس مورد استفاده قرار می گیرد. از ترکیبات کلر و کرومات روی برای ترکیبات مهم استفاده می شود. روی عنصر حیاتی برای رشد و نمو جانوران و گیاهان است.

روی به تنهایی و به خودی خود سمی نیست اما وقتی که با اکسیژن هوا ترکیب می شود به ماده سمی تبدیل می شود که تنفس را دچار مشکل می کند که در موقع استفاده از آن باید دقت لازم را به عمل آورد.

اثرات روی بر روی سلامتی

روی یکی از عناصر کمیاب است که برای سلامتی انسان حیاتی است. وقتی مقدار روی در بدن انسان کم باشد، باعث بی اشتهاپی، کاهش حس چشایی و بویایی، دیر التیام یافتن زخم ها و ناراحتی های پوستی می شود. کمبود روی حتی می تواند باعث نقص های مادرزادی شود.

اگرچه انسان می تواند مقادیر نسبتا زیاد روی را تحمل کند، اما مقادیر بسیار زیاد روی باعث بیماری هایی مانند دل درد، تحریک پوست، استفراغ، حالت تهوع و کم خونی می شود. بالا بودن بیش از اندازه روی، به لوزالمعده آسیب می رساند و متابولیسم پروتئین ها را مختل کرده و باعث تصلب شراین می شود. قرار گرفتن در معرض کلرید روی برای مدتی طولانی سبب اختلالات تنفسی می شود. در محیط کار، انتشار روی سبب ایجاد عوارض آنفولانزا ماندی می شود که به نام تب فلز شناخته می شود. این وضعیت بعد از دو روز از بین می رود و در اثر حساسیت بیش از اندازه ایجاد می شود. روی برای جنین و نوزادان خطرناک است. وقتی مادر مقدار روی زیادی مصرف کند، جنین یا نوزاد از طریق خون و یا شیر مادر تحت تاثیر روی قرار می گیرد.

اثرات روی بر محیط زیست

روی به طور طبیعی در هوا، آب و خاک وجود دارد اما گاهی اوقات غلظت روی در اثر فعالیت های بشری، به طور غیرعادی زیاد می شود. قسمت عمده افزایش روی در اثر فعالیت های صنعتی مانند معدن کاری، احتراق ذغال سنگ و فرآوری فولاد است.

تولید جهانی روی هنوز هم بالاست. تولید جهانی مس هم هنوز بالاست. این بدان معناست که میزان مس موجود در محیط زیست روبه روز کمتر می شود.

آب به علت بالا بودن مقدار روی در فاضلاب کارخانجات صنعتی، آلوده می شود. این فاضلاب، تصفیه نمی شود در نتیجه در ساحل رودخانه ها گل و لای آلوده به روی نهشته می شود. مقدار روی در آب های اسیدی هم بالاست.

وقتی ماهی ها در آب های آلوده به روی زندگی کنند، مقدار روی در بدن آنها بالا می رود. وقتی روی وارد بدن این ماهی ها می شود زنجیره غذایی را مختل می کند.

در خاک های غنی از روی، تعداد محدودی از گیاهان شانس بقاء دارند. به همین علت است که در نزدیکی کارخانه هایی که در زباله شان روی وجود دارد، پوشش گیاهی اندکی وجود دارد. به علت اثرات منفی روی، این عنصر برای مزارع تهدید محسوب می شود. با وجود این، کودهای روی دار هنوز هم مورد استفاده قرار می گیرند.

در پایان، روی می تواند فعالیت های خاک را مختل کند زیرا روی فعالیت میکرو ارگانیسم ها و کرم های خاکی اثرات منفی دارد. به خاطر وجود روی، تجزیه مواد آلی به شدت کند می شود.

خواص فیزیکی و شیمیایی:

عدد اتمی: ۳۰ * جرم اتمی: ۶۵.۴۰۹ amu * شعاع اتمی: ۱.۵۳ * شعاع یونی: ۰.۷۴

نقطه ذوب: ۴۱۹/۷۳ °C * نقطه جوش: ۹۰۷ °C

ظرفیت: ۲ * رنگ: سفید مایل به آبی * حالت استاندارد: جامد * نام گروه: ۱۲

انرژی یونیزاسیون : $9/394 \text{ kJ/mol}$ * دوره تناوبی : ۴

شکل الکترونی : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^1$

الکترونگاتیوی : ۱.۶۵ * حالت اکسیداسیون : ۲ * دانسیته : 7.13 g/cm^3

گرمای فروپاشی : $7/322 \text{ kJ/mol}$ * گرمای تبخیر : $115/3 \text{ kJ/mol}$ * گرمای ویژه : $0/39 \text{ J/g}^\circ\text{K}$

مقاومت الکتریکی : $0/00000005964$ اهم

اشکال دیگر :

هیدرید روی ZnH_2 ، اکسید روی ZnO ، کلرید روی ZnCl_2

عنوان آزمایش :

شناسایی و جداسازی

یون های گروه IV و V و آنیون ها

مختصری درباره عناصر گروه IV و V

باریم

اکسید باریم ، Baryta نام دارد و به صورت اولیه در کانی باریت $BaSO_4$ یافت می شود اما هرگز به شکل خالص دیده نمی شود، زیرا باریم در هوا بسیار واکنش پذیر می باشد.

باریت (Barite & Baryte) یا سولفات باریم طبیعی $BaSO_4$ از واژه یونانی (Barus & Barys) به معنی سنگین یا چگال گرفته شده است (به این کانی Heavy spar و گاهی Tiff نیز می گویند). باریم چهاردهمین عنصر فراوان در پوسته زمین است که در حدود ۰.۰۵۰٪ پوسته زمین و ۴۲۵ گرم در تن سنگ های رسوبی پوسته را می سازد.

باریم فلزی است قلیایی (آلکالن) خاکی به رنگ سفید-نقره ای با نماد Ba، عدد اتمی ۵۶، وزن اتمی ۱۳۷/۳۲۷، وزن مخصوص ۳/۵۹ گرم بر سانتی متر مکعب، سختی ۱/۲۵ در مقیاس موس، نرم، سنگین، نقطه جوش ۱۸۹۸ درجه سانتی گراد و نقطه ذوب بالا ۷۲۹ درجه سانتی گراد.

باریم در گروه ۲ (II) جدول تناوبی به عنوان فلز قلیایی (آلکالن) خاکی Alkali Earth Metals بوده و در دوره ۶ قرار دارد.

باریت یکی از سنگین ترین کانی های سولفات است و تنها کانی که در این رده، دارای وزن مخصوص بالاتری نسبت به آن می باشد، انگلیزیت ($PbSO_4$) است. فرم بلورین آن اکثرا به صورت بلورهای تیغه ای، ورقه ورقه مانند، لایه ای یا رشته ای است. در بیشتر ذخایر تجاری به صورت نودول ها، کنکرسیون های تجمعات گل سرخ مانند، ورقه های نازک تا لایه ای مشاهده می شود.

تاریخچه

نام باریت از کلمه یونانی باروس به معنی سنگین گرفته شده و برای اولین بار توسط هامیلتون Hamilton و به عقیده برخی از مولفین در سال ۱۷۷۴، توسط شیل Carl Scheele به کاررفته است. نام های محلی دیگر برای این کانی نظیر هوی اسپار، تیف، کوک، باریتس و باریتین به کاررفته است. اکسید باریم در ابتدا به نام barote توسط Guyton de Morveau نامیده شد که توسط Antoine Lavoisier به baryta تغییر نام داده است که پس از آن به barium تبدیل شد.

باریم در سال ۱۸۰۸ توسط Sir Humphry Davy در انگلستان استخراج شد. این ماده معدنی به دلیل وزن مخصوص زیاد از سالهای ۱۹۳۰ در حفاریهای اکتشافی مورد استفاده قرار گرفته است. وزن مخصوص بالا و خنثی بودن آن از نظر شیمیایی موجب به کارگیری گسترده این کانی به عنوان یک عامل وزنی در مایعات یا گل های حفاری می شود. بیشتر مصرف باریت در صنایع حفاری چاه های عمیق نفت و گاز است، به طوری که تقریبا ۸۵٪ تقاضا برای این ماده معدنی را در برمی گیرد که بالغ بر ۶ میلیون تن در سال است (راسیکل، ۲۰۰۰). گل حفاری در روش دورانی و در

مناطقى كه فشار گاز يا مايع در اعماق زياد است، براى محافظت و جلوگيرى از فوران چاه يا ريزش ديواره استفاده مى شود.

خصوصياتى نظير وزن مخصوص زياد، خنثى بودن آن از نظر شيميايى، فراوانى ذخاير، سهولت استفاده و ارزانى آن سبب شده تا در اكثر نقاط دنيا و در بسيارى از صنايع در ساختن مواد شيميايى باريم دار، پرکننده هاى ويژه، سراميك، لاستيك، شيشه هاى شفاف، كاغذ، لوازم آرايش، پلاستيك، لباسهاى عايق، كابل، جوهر سفيد، آلياژها، رنگ، چيني، چاشنى فشنگ، گرانول، لنت ترمز، چراغهاى راهنمايى با نور سبز، ليتوپون مورد استفاده قرار گيرد ولى ميزان مصرف آن در اين صنايع كمتر از يك ميليون تن در سال برآورد شده است.

مشخصات شيميايى

كانى باريت از دسته سولفات ها جزء گروه عناصر قليايى خاكى و داراى فرمول شيميايى $BaSO_4$ بوده و منبع اصلى تهيه عنصر باريم محسوب مى شود. باريم داراى عدد اتمى ۵۶، عدد جرمى $137/34$ ، الكترونگاتيوته $0/85$ ، شعاع يونى $1/36$ آنگستروم و پتانسيل يونى $1/5$ مى باشد. فراوانى اين عنصر به صورت تركيب قابل حل $BaSO_4$ در آب دريا ۲۰ ميكروگرم در ليتر است.

ميانگين عنصر باريم در پوسته ۴۲۵ گرم در تن يا قسمت در ميليون (ppm) است (يعنى $0/0425$ ٪). ميانگين آن در گرانيت 1220 ppm و در دياباز 160 ppm مى باشد. در فلدسپات ۳٪، در پلاژيو كلازها $7/3$ ٪، در مسكوويت $9/9$ ٪ و در بيوتيت $6-8$ ٪ BaO مى توان وجود داشته باشد.

$65/7$ درصد BaO و $34/3$ درصد SO_3 در ساختمان باريت خالص وجود دارد. حلاليت اين كانى در آب و اسيد، در درجه حرارتهائى عادى، بسيار كم است، بنابراين مى توان از آن به عنوان ماده شيميايى خنثى استفاده كرد. از هرگرم باريت در درجه حرارت عادى در حدود ۲ ميلي گرم در هر ليتر آب حل مى شود. با افزايش حرارت به ميزان حلاليت باريت زيادتر شده، به طورى كه از هر گرم باريت در درجه حرارت ۵۰۰ تا ۱۰۰۰ درجه سانتىگراد بخار آب، ۴۰ ميلي گرم آن در هر ليتر آب حل مى شود. حلاليت باريت با حضور كلريد در آب افزايش مى يابد (هسل و مورگ ۱۹۵۱). در اثر شيميايى باريت، ويتريت ($BaCO_3$) كه كربنات باريم طبيعى است، حاصل مى شود. اين كانى به سختى گداخته مى گردد و ساختمان بلورين آن در اثر گرما (شعله فوتك) شكسته مى شود. اين كانى داراى خاصيت لومينسانس بوده و حرارت دادن شديد آن سبب تظاهر رنگ سبز متمايل به زرد مى گردد. اگر پودر اين كانى به داخل شعله دمیده شود، رنگ سبز متمايل به زرد به شعله مى دهد.

باريم با شعاع يونى $1/36$ آنگستروم، پتانسيل يونى $1/5$ ، الكترونگاتيوى $0/85$ ، عدد كوردپنانسيون ۸ بوده و از عناصر ليتوفيل محسوب مى شود.

باريم از نظر شيميايى بسيار شبیه به كلسيم است و فرم خالص آن به رنگ سفيد-نقره مشابه سرب است. اين فلز زمانى در معرض هوا قرار مى گيرد، بسيار آسان اكسيد مى شود و با آب و الكل واكنش پذيرى بالايى دارد و توسط آب و يا الكل تجزيه مى شود.

بيشتر مواد مركب حاوى عنصر باريم به علت وزن مخصوص بالاي آن (بالتر از $4/2$ گرم بر سانتى مترمكعب) كه ناشى از وزن اتمى بالاي آن (137) مى باشد، كانى شفاف و سنگين ناميده مى شوند.

باريم به صورت يك عنصر كمياب در بسيارى از سنگ ها وجود دارد، اين عنصر بيشتري در سنگ هاى آذرین اسيدى يافت مى شود و هنگام واكنش هاى بين آب و سنگ، به محيط آبى وارد مى شود، ولى انحلال آن به تشكيل كانى سولفات باريم يا باريت وابسته است. بنابراين تركز باريم در آب هاى سطحى و زيرزمينى به طور معكوس به تركز سولفات بستگى دارد.

باریم به سرعت در هوا اکسید می شود و دستیابی به این فلز در شکل خالص آن مشکل بدست می آید. باریم به صورت اولیه به صورت کانی باریت (سولفات باریم متبلور) یا ویتريت (BaCO_3) یافت می شود. باریم از نظر اقتصادی از طریق الکترولیز کلرید باریم مذاب (BaCl_2) ایجاد می شود.

اکسیداسیون در باریم به آسانی اتفاق می افتد و باریم به ندرت به شکل خالص باقی می ماند بنابراین باریم باید در زیر نفت سفید و یا مایعات دارای اکسیژن آزاد مناسب نگهداری شوند.

مهمترین مواد مرکب باریم پروکسید، کلرید، سولفات، کربنات، نیترات و کلرات هستند. زمانی که باریم می سوزد، نمک های باریم به رنگ سبز درخشان در می آیند.

باریم با منشأ طبیعی مخلوطی از ۷ ایزوتوپ پایدار است. ۲۲ ایزوتوپ آن شناسایی شده اند اما این ایزوتوپهای با خاصیت رادیواکتیو بالا و نیمه عمری از رنج چندین هزارم ثانیه به چندین دقیقه می باشد. تنها یک مورد استثناء $\text{Ba}133$ با نیمه عمر ۱۰/۵۱ سال می باشد.

پودر باریت BaSO_4 به صورت پودری سنگین با وزن مخصوص ۴/۵، سختی ۳/۵ - ۲/۵، سفید رنگ تا خاکستری با جلای شیشه ای، کلیواژ کامل در جهت {۰۰۱}، بدون بو و غیرمحلول در آب و حلال های آلی است و به علت محلول نبودن در آب خاصیت سمی ندارد حال آن که سولفید باریم به علت محلول بودن و آزاد شدن یون باریم در آب به شدت سمی است. باریت خالص از SO_3 ۶۵/۷٪ و BaO ۳۳/۳٪ تشکیل شده است ولیکن در طبیعت باریت با ناخالصی هایی همراه است که این ناخالصی ها از وزن مخصوص آنها می کاهند.

استرانسیم

استرانسیم فلزی نرم با رنگ زرد نقره ای است. خواص فیزیکی و شیمیایی آن شباهت زیادی به کلسیم و باریم دارد. سلسیتید و استرونتیانیت دو سنگ معدن مهم استرانسیم هستند. این فلز ممکن است از طریق الکترولیز کلرید مذاب تهیه شود. استرانسیم به طور طبیعی متشکل از چهار ایزوتوپ پایدار است. پایدارترین این ایزوتوپ ها، ایزوتوپ رادیواکتیو استرانسیم - ۹۰ (نیمه عمر ۲۸ / ۱ سال) است. استرانسیم اولین بار در سال ۱۷۹۰ توسط A.Crawford دانشمند اسکاتلندی کشف گردید .

نام عنصر شیمیایی استرانسیم از لغت **Strontian** که نام شهری در اسکاتلند می باشد، گرفته شده است. در سال ۱۸۰۸، شخصی به نام **Davey** طی الکترولیز توانست این عنصر را کشف کند. البته در سال ۱۷۹۰، **Adair Crawford** کانی جدیدی به نام استرونتیانیت را شناسایی کرد که از کانی های باریم دار متفاوت بود.

استرانسیم در کانی های سلسیت و استرونتیانیت یافت میشود. فلز استرانسیم از الکترولیز مخلوط کلر گداخته همراه با کلرید پتاسیم حاصل می شود، یا از احیا اکسید استرانسیم با آلومینیم در شرایط خلا و در دمایی که استرانسیم تقطیر میشود، بدست می آید. سه شکل آلوتروپی این فلز وجود دارد که نقطه انتقال آنها ۲۳۵ و ۵۴۰ درجه سانتیگراد میباشد.

استرانسیم از کلسیم نرمتر است و در آب به شدت تجزیه می شود. استرانسیم، در دماهای زیر ۳۸۰ درجه سانتیگراد، نیتروژن را جذب نمی کند. برای جلوگیری از اکسید شدن استرانسیم این عنصر باید در نفت سفید نگهداری شود. مقطع جدید استرانسیم، ظاهری نقره ای دارد، اما به سرعت به رنگ زرد با ساختار اکسیدی در می آید. فلز نهایی در هوا می سوزد. نمک های فرار استرانسیم رنگ قرمز زیبایی دارند. این نمک ها در فشفشه ها و مواد آتش زا کاربرد دارند. استرانسیم طبیعی از مخلوط چهار ایزوتوپ پایدار تشکیل شده است.

شانزده ایزوتوپ ناپایدار دیگر از استرانسیم وجود دارد. یکی از مهمترین ایزوتوپ های ناپایدار استرانسیم $\text{Sr}90$ است که نیمه عمر آن ۲۹ سال می باشد. $\text{Sr}90$ محصول ریزش های هسته ای است و مشکلاتی در سلامت انسان ایجاد می کند. این ایزوتوپ یکی از ایزوتوپ های با عمر طولانی است که اشعه بتا از خود متصاعد می کند و در دستگاه های SNAP (سیستم برای قدرت کمکی هسته ای) به کار می رود. این دستگاه ها برای ساختن فضاپیماها، ایستگاههای

هواشناسی، بویه های دریایی و جاهاییکه منابع قدرت هسته ای - الکتریکی، دراز مدت، سبک وزن نیاز است، به کار می روند.

در حال حاضر مهمترین کاربرد استرانسیم برای تولید شیشه های رنگی تلویزیون است. همچنین از استرانسیم برای تولید آهنربا و تصفیه روی استفاده می شود. تیتانیت استرانسیم ماده نوری جالبی است که دارای شاخص انکسار بسیار بالایی است و پراکندگی نوری بالاتری نسبت به الماس دارد. استرانسیم به عنوان جواهر نیز به کار می رود، اما خیلی نرم است.

اثرات استرانسیم بر روی سلامتی

در نتیجه واکنش های 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، سبزی های 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.

نمک های استرانسیم باعث خارش پوست یا دیگر مشکلات پوستی نمی شوند. وقتی جذب استرانسیم بسیار زیاد باشد، رشد استخوان ها 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.

اثرات زیست محیطی استرانسیم

استرانسیم عنصری است که به طور طبیعی در بسیاری از بخش های محیط زیست مانند سنگ ها، خاک، آب و هوا وجود دارد. ترکیبات استرانسیم به آسانی در محیط زیست حرکت می کنند زیرا بسیاری از این ترکیبات در آب محلول هستند. استرانسیم به صورت غبار، همیشه و به میزان مشخصی در هوا وجود دارد. میزان استرانسیم موجود در هوا در اثر فعالیت های بشری مانند سوختن ذغال و نفت، ذرات غباری که حاوی استرانسیم هستند در آب های سطحی، خاک یا سطح گیاهان ته نشین می شوند. ذراتی که ته نشست نکرده اند به هنگام ریزش باران یا برف به زمین برمی گردند. بنابراین مقدار استرانسیم در خاک یا کف آب های سطحی افزایش می یابد و با استرانسیم موجود مخلوط می شود. استرانسیم از طریق خاک و هوازگی سنگها، وارد آب می شود. تنها بخش کوچکی از استرانسیم موجود در آب از گرد و غبار موجود در هواست. قسمت عمده استرانسیم موجود در آب به صورت محلول است. اما بخشی از آن هم به صورت معلق می باشد که در بعضی جاها باعث گل آلود شدن آب می شود. میزان استرانسیم در آب آشامیدنی زیاد نیست. معمولاً در اثر فعالیت های بشری و عمدتاً در اثر ریختن زباله ها در آب، میزان استرانسیم موجود در آب بیشتر از حد طبیعی است. به علاوه در اثر ته نشینی ذرات گرد و غبار موجود در هوا که با ذرات استرانسیم حاصل از فرآیندهای صنعتی واکنش داده اند هم میزان استرانسیم افزایش می یابد. غلظت استرانسیم موجود در خاک در اثر فعالیت های بشری و توسط خاکستر ذغال سنگ و زباله های صنعتی افزایش می یابد. به خاطر طبیعت استرانسیم بخشی از آن وارد بدن ماهی ها، سبزیجات، دامها و جانوران دیگر می شود. یکی از ایزوتوپ های استرانسیم رادیو اکتیو است. این ایزوتوپ به طور طبیعی در محیط وجود ندارد و در

نتیجه فعالیت های بشری مانند آزمایش بمبهای اتمی در محیط افزایش می یابد. تنها راه کاهش غلظت این ایزوتوپ تجزیه رادیواکتیو آن به زیرکونیم پایدار است. غلظت استرانسیم رادیواکتیو در محیط زیست نسبتا کم است و ذرات آن همیشه در خاک و کف آب تجمع می یابد. در نتیجه با دیگر ذرات استرانسیم مخلوط می شود. اما میزان آن در آب آشامیدنی افزایش نمی یابد.

کلسیم

کلسیم ، یکی از عناصر شیمیایی با نشانه Ca، دارای عدد اتمی ۲۰ 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 ۳/۶۴٪ از پوسته زمین می باشد. فلز کلسیم در آب و اسید محلول بوده و هیدروکسید و نمک تولید می نماید .

منابع

منابع کلسیم در پهنه زمین گسترده بوده و در هر یک از سرزمینها بوفور یافت می شود. این عنصر در حیات گیاهی و جانوری دارای نقش حیاتی بوده و در استخوان ها و دندان ها و پوسته تخم مرغ ، انواع مرجان ها و بسیاری از خاکها وجود دارد. همچنین کلرید کلسیم در حدی به گستردگی ۰/۱۵٪ در آب دریا وجود دارد. ذکر این نکته ضروری به نظر می رسد که آهک (اکسید کلسیم) ماده شناخته شده ای است که از قدیم الایام در مورد یونان باستان از آن به عنوان ملات در ساختمان ها استفاده می شده است. کلسیم در ترکیب پوسته زمین به مقدار ۳۶۳۰۰ گرم در تن وجود دارد این عنصر به حالت آزاد یافت نمی شود، بلکه به شکل ترکیب های مختلف در کانی ها و به صورت محلول در ساختمان جانوران و گیاهان شرکت می کند. کانی های حائز اهمیت کلسیم عبارتند از: دولومیت ، گیبس و آپاتیت.

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 ، اگزالات استفاده می کنند که کلسیم به شکل کلسیم اگزالات رسوب نموده و سپس این رسوب را توزین می نمایند. اگزالات مورد نظر را نیز می توان بوسیله اشتعال به اکسید و یا با استفاده از محلول های 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 هیدروکربن ها ، بعنوان ناخالصی می باشد. از حکیم ، می توان به عنوان یک عامل آلیاژ کننده برای فلزات حاوی آلومینیوم به منظور حذف بیسموت از سرب و به عنوان کنترل کننده کربن گرافیتی ، در چدن استفاده کرد. از طرف دیگر می توان از این فلز به عنوان عاملی برای حذف اکسیژن در کارخانجات فولاد و بعنوان عامل احیا کننده در تهیه فلزاتی مانند کروم ، زیرکونیم و اورانیوم و بعنوان یک ماده جداکننده برای مخلوط گازهای نیتروژن و آرگون استفاده نمود. ضمنا زمانیکه کلسیم ، به آلیاژهای منیزیم افزوده شود (۰/۲۵٪) ، ساختمان آنها را تصفیه و موجب کاهش تمایل آتش گیری های 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 هیدروکسیدسدیم محسوب می شود. از ترکیبات مهم کلسیم می توان به موارد زیر اشاره نمود:

هیدرید کلسیم : این ترکیب در اثر واکنش مستقیم با هیدروژن 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 می توان بوسیله تجزیه حرارتی کربنات معدنی این عنصر در کوره های بلند در فرآیندی مداوم تولید نمود. برای تهیه هیدروکسید کلسیم نیز می توان از هیدرولیز اکسید آن استفاده نمود. از هیدروکسید کلسیم ، به عنوان قلیا در مواردی که نیاز باشد استفاده می گردد.

سیلید کلسیم : برای تهیه سیلید کلسیم می توان در یک کوره الکتریکی از اثر آهک برسلیکا و یک زغال احیا کننده استفاده نمود. این ماده بعنوان عامل اکسیژن زدایی از فولاد ، بسیار مفید می باشد.

کربید کلسیم: برای تهیه این ترکیب می توان مخلوطی از آهک و کربن را در یک کوره الکتریکی قرار داد. کربید کلسیم در اثر هیدرولیز استیلن تبدیل می گردد 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 می شود. سنگ آهک ایسلند و کلسیت اساسا کربنات خالص هستند، در حالیکه ماربل تا اندازه ای دارای ناخالصی می باشد. اگر چه کربنات کلسیم کاملا در آب نامحلول می باشد، لکن در آبهای حاوی دی اکسید کربن ، در حد قابل ملاحظه ای محلول است زیرا در اثر ترکیب با دی اکسید کربن به صورت بی کربنات درمی آید.

هالیدهای کلسیم : از جمله هالیدهای کلسیم ، فلئورید فسفر سانس ، یکی از ترکیبات گسترده کلسیم می باشد، 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 به عنوان عامل خشک کننده و همچنین به دلیل قابلیت انحلال فوق العاده آن در آب سرد ، در سیستم های خنک کننده استفاده می شود. مضافا از کلرید کلسیم و هیپوکلریت کلسیم به عنوان عامل سفید کننده نیز استفاده می کنند.

سدیم

سدیم ، یک عنصر شیمیایی جدول تناوبی است که نماد آن Na و عدد اتمی آن ۱۱ می باشد. سدیم ، یک فلز واکنش دهنده نرم و مومی شکل است که به گروه فلزات قلیایی که از نظر ترکیبات طبیعی فراوان هستند (خصوصا و هالیدها) تعلق دارد. این عنصر بسیار واکنش دهنده است و با شعله زرد رنگی می سوزد. در هوا ، اکسید می شود و به شدت با آب واکنش می دهد. از این رو باید همیشه در زیر نفت یا روغن نگهداری شود.

تاریخچه

مدت زمان زیادی است که سدیم (soda) بصورت ترکیبی شناخته شده است. این عنصر در سال ۱۸۰۷ 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 می‌شود. نماد جدید سدیم Na از لاتین جدید Natrium که در زبان یونانی که نوعی نمک طبیعی است می‌آید گرفته شده است.

پیدایش

سدیم در ستارگان فراوان است و این فراوانی در خطوط طیفی D در نور ستارگان مشهودتر می‌باشد. سدیم حدوداً ۲.۶٪ از پوسته زمین را به خود اختصاص داده است که چهارمین عنصر از نظر فراوانی در پوسته زمین و فراوانترین فلز قلیایی می‌باشد. این عنصر هم‌اکنون به صورت اقتصادی از عمل الکترولیز کلرید سدیم تولید می‌شود. این روش ارزان‌تر از روش الکترولیز هیدرواکسید سدیم است. قیمت هر پوند سدیم فلزی حدوداً ۱۵ تا ۲۰ سنت (در سال ۱۹۹۷) می‌باشد. ولی هر پوند سدیم ACS آزمایشگاهی، حدوداً ۳۵ دلار قیمت دارد که از نظر حجمی ارزان‌ترین فلز است.

خصوصیات قابل توجه

سدیم مانند دیگر فلزات قلیایی، نرم، سبک وزن، سفید مایل به نقره‌ای و واکنش دهنده است و از این جهت هرگز به صورت آزاد در طبیعت یافت نمی‌شود. سدیم در آب غوطه‌ور شده، آن را تجزیه کرده، هیدروژن آزاد می‌کند و هیدرواکسید می‌سازد. سدیم در آب فوراً آتش می‌گیرد، ولی در هوای معمولی در دمای زیر ۳۸۸ 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 است که برای زندگی حیاتی است نیز می‌باشد. 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.

ترکیبات

نمک طعام یا کلرید سدیم، معمول‌ترین ترکیب سدیم است. اما سدیم در کانی‌های بسیار دیگری از قبیل آمفیبول، کریولیت، هالیت، soda niter، زئولیت و ... بوجود می‌آید. ترکیبات سدیم برای صنایع شیمیایی شیشه‌سازی فلزی ساخت کاغذ صنعت نفت، ساخت صابون و نساجی کاربرد دارد. صابون معمولاً یک نمک سدیم از اسیدهای چرب است.

پتاسیم

پتاسیم یکی از عناصر شیمیایی جدول تناوبی است که نماد آن K و عدد اتمی آن ۱۹ می‌باشد. پتاسیم، فلز قلیایی سفید مایل به نقره‌ای است که به‌طور طبیعی به صورت ترکیبی با عناصر دیگر در آب دریا و دیگر کانی‌ها یافت می‌شود. این عنصر به سرعت در هوا اکسید شده، بسیار واکنش پذیر است (مخصوصاً در آب) و از نظر شیمیایی همانند سدیم است.

تاریخچه

پتاسیم (انگلیسی، potash و لاتین، kalium) در سال ۱۸۰۷ توسط "Sir Huphry Davy" که آن را از پتاس سوزآور (KOH) بدست آورد، کشف شد. این فلز قلیایی تنها فلزی بود که توسط عمل الکترولیز از هم جدا شده بود.

پیدایش

این عنصر حدوداً ۲.۴٪ از وزن پوسته زمین را تشکیل می‌دهد و از نظر فراوانی هفتمین عنصر در آن می‌باشد. به دست آوردن پتاسیم از کانی‌ها به دلیل خاصیت نامحلولی و ماندگاری آن بسیار دشوار است. با این وجود، مواد معدنی دیگر مانند Carnallite، Polyhalite، Langbeinite و Sylvite در بستر دریاها یا دریاچه‌های قدیمی یافت می‌شوند. مواد معدنی بسیار زیاد ته‌نشین شده در این برکه‌ها 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 ۳۰۰۰ فوتی زیر بستر Saskatchewan ، مقادیر عظیمی از پتاس وجود دارد که می‌تواند به‌عنوان یک منبع مهم برای این عنصر در آینده در نظر گرفته شود.

اقیانوس ها نیز منابع دیگری برای پتاسیم می‌باشند، اما در مقایسه با سدیم مقدار پتاسیم موجود در یک حجم معین از آب دریا بسیار کم است. پتاسیم در صورت عمل الکترولیز می‌تواند به اجزای هیدروکسیدش تجزیه شود. از روش های حرارتی نیز برای تولید پتاسیم استفاده می‌شود. پتاسیم هرگز به‌صورت رها شده در طبیعت یافت نمی‌شود. با این وجود ، یونهای K^+ در ارگانسیم های زنده برای فیزیولوژی سلول های تحریکی بسیار مهم هستند.

خصوصیات قابل توجه

پتاسیم که دومین فلز سبک می‌باشد، در میان فلزات ، واکنش پذیرترین و الکتروپوزیتیوترین است. این فلز ، بسیار نرم بوده ، با چاقو به راحتی برش می‌خورد و در سطوح صاف به رنگ نقره‌ای می‌باشد. از آنجا که به در 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. و نیترات پتاسیم در ساخت باروت کاربرد دارد. همچنین پتاسیم در ساخت شیشه استفاده می‌شود.

از NaK که آلیاژ سدیم و پتاسیم است، به‌عنوان رسانه انتقال گرما استفاده می‌شود.

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

یونهای پتاسیم در سلولهای حیوانی موادی حیاتی برای زنده نگه داشتن سلولها می‌باشند.

کلرید پتاسیم یک جانشین برای نمک طعام بوده ، برای ایست قلب در اعدام ها توسط تزریق کشنده استفاده می‌شود.

بیشتر نمک های پتاسیم بسیار مهم بوده ، 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 می‌باشند.

مختصری درباره آنیون ها

گوگرد

گوگرد یا سولفور یکی از عناصر شیمیایی اصلی گروه ششم (VIA) در جدول تناوبی و از خانواده اکسیژن می‌باشد . نماد آن S و عدد اتمی آن ۱۶ می‌باشد. اکتشاف این عنصر به پیش از تاریخ بازمی‌گردد.

گوگرد یک نافلز بی‌بو ، بی‌مزه و چند ظرفیتی است که بیشتر به شکل کریستال‌های زرد رنگ که در کانی‌های سولفید و سولفات بدست می‌آید شناخته شده می‌باشند. گوگرد یک عنصر حیاتی و لازم برای تمامی موجودات زنده می‌باشد و مورد نیاز ساخت اسید آمینوها و پروتئین‌ها است. این عنصر به صورت اولیه در کودها استفاده می‌شود ولی به صورت گسترده‌تر در باروت ، ملین‌ها ، کبریت‌ها و حشره‌کش‌ها به کار گرفته می‌شود .

گوگرد که اسم لاتین آن Sulphur می‌باشد از زمان‌های باستان شناخته شده بود . این عنصر با نام Brimstone در اسفار پنجگانه کتاب مقدس آمده‌است . هومر نیز گوگرد حشره‌کش را قبل از میلاد ذکر کرده بود. قبیله Bootier دیوارهای یک شهر را با سوزاندن مخلوطی از ذغال و گوگرد سوزانیده و خراب کردند. زمانی نیز در چین باروت که مخلوطی از نیترات پتاسیم KNO_3 ، کربن و گوگرد بود کشف شد.

کیمیایان اولیه برای گوگرد نماد مثلثی که در بالای یک خط قرار داشت در نظر گرفته بودند. این کیمیایان از روی تجربه می‌دانستند که عنصر جیوه می‌تواند با گوگرد ترکیب شود .

سوگند یا سوگند در اصل به معنای گوگرد بوده است. در دوران گذشته یکی از روش‌های نهایی اثبات اتهام یا برائت متهمان، خوردن آب گوگرد به آنان بوده است. چنانچه متهم بعد از خوردن گوگرد یا همان سوگند زنده می‌ماند، حکم به برائت وی می‌دادند. اصطلاح سوگند خوردن که تأکید شخص بر صحت گفته‌هایش است، در اصل از همین آیین گرفته شده است .

آنتوان لاووازیه توانست مجامع علمی را متقاعد کند که گوگرد یک عنصر است و نه یک ترکیب.

ترکیبات

یک ترکیب آلی گوگرددار dithiane است. از آنجایی که گوگرد یک نافلز است انواع ترکیبات یونی به وجود می‌آورد :

ترکیبات معدنی

سولفید

گالنا یک که نام علمی آن سولفید سرب است نیز یک ترکیب مشتق از گوگرد است که در صنایع نیمه‌رساناها کاربرد دارد.

سولفید آهن

سولفید روی

کربونیل سولفید – COS

کربن دی‌سولفید – CS₂

مس سولفید – Cu₂S

مس (II) سولفید – CuS

ژرمانیوم سولفید – GeS

طلا سولفید – Au₂S

سولفید هیدروژن – H₂S

سرب (II) سولفید – PbS

جیوه (II) سولفید – HgS

مولبدنیوم دی‌سولفید – MoS₂

پنتاسولفید آنتیموان – Sb₂S₅

پتاسیم سولفید – K₂S

سولفید نقره – Ag₂S

سدیم هیدروسولفید – NaSH

ایتريوم سولفید – Y₂S₃

سولفات

سولفات لیتیم

سولفات روی

سولفات آلومنیوم – Al₂(SO₄)₃

آمونیم سولفات – NH₄(2SO₄)

باریم سولفات – BaSO₄

کادمیوم سولفات - $CdSO_4$

کلسیم سولفات (گچ) - $CaSO_4$

سریوم سولفات - $Ce(SO_4)_2$

کبالت (II) سولفات - $CoSO_4$

سولفیت

سولفیت سدیم - Na_2SO_3

ترکیبات آلی

سم‌های فسفات آلی در طول جنگ جهانی دوم در آلمان توسعه یافتند. سم دی‌ایزوپروپیل فلئور فسفات (DFP) یک معرف بسیار سمی است. پاراتیون و مالاتیون ترکیبات آلی فسفره هستند و به عنوان حشره‌کش موثر و کم‌دوام توسعه یافته‌اند.

در ساختمان شیمیایی پنی سیلین نیز گوگرد موجود است.

در تخم‌مرغ هیدروژن سولفید وجود دارد این ماده در آب حل می‌شود و تولید اسید می‌کند

ویژگی‌ها

گوگرد در حال سوخت به رنگ زرد کم‌رنگ می‌باشد که بسیار سبک و نرم است. این عنصر به هنگام ترکیب با هیدروژن بوی مشخصی داشته که مشابه بوی تخم مرغ فاسد شده است. گوگرد با شعله آبی رنگ سوخته و بوی عجیبی از خود ساطع می‌کند. گوگرد در آب حل شدنی نیست ولی در دی‌سولفید کربن (سولفور دو کربن) حل می‌شود. گوگرد در تمام حالت‌های مایع، جامد و گاز شکل‌های چندگانه دارد که ارتباط بین آنها هنوز کاملاً درک نشده است. گوگرد کریستالی به صورت حلقه گوگردی نشان داده می‌شود.

نیتريد گوگرد پلیمری خواص فلزی دارد و این در حالی است که هیچ گونه اتم فلزی در خود ندارد (شبه فلز است). این عنصر همچنین خواص نوری و الکتریکی غیر معمولی نیز دارد. گوگرد غیرمتبلور یا پلاستیک با عمل سرد کردن سریع کریستال گوگرد حاصل می‌شود.

گوگرد می‌تواند به دو حالت کریستالی بدست آید به صورت اورتورومبیک (گوگرد هشت وجهی) یا بلور مونو کلینیک که اولی در دماهای معمولی پایدارتر می‌باشد.

کاربردها

گوگرد صنعتی بازیافت شده از هیدروکربن‌ها در ونکوور گوگرد یکی از اجزای باروت می‌باشد. همچنین گوگرد برای جوشکاری لاستیک به کار می‌رود. گوگرد به عنوان ماده از بین برنده قارچ و همچنین ضد عفونی کننده و کود به کار می‌رود گوگرد برای تهیه اسید سولفوریک نیز مورد استفاده قرار می‌گیرد. گوگرد همچنین برای ساختن چندین نوع کاغذ، ماده سفیدکننده و به عنوان عایق الکتریکی مورد استفاده است.

ترکیبات گوگرد بسیار سمی است، برای مثال مقدار کمی سولفید هیدروژن می‌تواند متابولیسم بدن را دگرگون کند اما مقادیر بیشتر آن می‌تواند به سرعت باعث مرگ از راه فلج تنفسی شود. سولفید هیدروژن با سرعت حس بویایی را از بین می‌برد. دی‌اکسید گوگرد آلوده‌کننده مهم جوی می‌باشد. این عنصر برای استفاده‌های صنعتی مانند تولید H_2SO_4 اسید سولفوریک برای باتری‌ها تولید باروت و حرارت دادن لاستیک تولید می‌شود. گوگرد در فرایند تولید کودهای فسفاتی به عنوان ماده ضد قارچ عمل می‌کند. سولفات‌ها در کاغذهای شستشو و خشک‌بار نیز کاربرد دارند. همچنین گوگرد در ساخت کبریت و در آتش‌بازی نیز به کار گرفته می‌شود. تیوسولفات آمونیوم یا سدیم به عنوان عامل ثابت کننده در عکاسی

کاربرد دارد. سولفات منیزیم می‌تواند به عنوان ماده ضد خشکی و ملین که یک مکمل منیزیم گیاهی است به کار گرفته شود.

برم

برم نام عنصری با عدد اتمی ۳۵ معادل انگلیسی : Bromine .
بالار برای اولین بار کشف جدیدی را اعلام کرد ، که مایعی بود به رنگ سرخ تیره ، با بویی بسیار زننده که از تأثیر کلر بر آب های شور مونت پلیه به دست می‌آمد. در این ناحیه قبلاً نمک را نخستین بار استخراج کرده بودند

ریشه نام

بالار آن را Muride نامید و علت آن وجود این عنصر در آب شور بود به هر حال، این نام را شیمی دانان نپذیرفتند. زیرا نامش با اسید موریاتیک و کلریدها اشتباه می‌شد این نام را به Brome (که واژه‌ای فرانسوی است) که از واژه یونانی bromos به معنی بوی زننده گرفته شده‌است تغییر دادند پسوند ine که در واژه انگلیسی قابل ملاحظه‌است در هالوژن‌ها به کار می‌رود .

مشخصات

برم عنصر غیر فلز هالوژن با عدد اتمی ۳۵ است که در گروه VIIA و در دوره چهارم جدول تناوبی قرار دارد و دارای دو ایزتوپ پایدار است.

خواص

مایع قهوه‌ای متمایل به سرخ و تیره رنگ است. دود کننده با بوی زننده و خفکان آور است. دود آن محرک و سوزش آور است. در حلال های آلی معمولی حل می‌شود ؛ بسیار جزئی در آب حل می‌شود. از هالوژنهاست و بر بیشتر فلزها مانند پلاتین و پالادیم اثر می‌گذارد ؛ با آلومینیوم به شدت واکنش می‌دهد و با پتاسیم واکنش انفجاری است.

طرز تهیه

از آب دریا و آب نمک طبیعی به کمک اکسایش نمک های برم با کلر ؛ تبخیر خورشیدی ؛ از بسترهای خشک شده رودخانه‌های نمک و دریا‌های خشک شده به دست می‌آید

هشدارها

بلع و تنفس آن به شدت سمی است ؛ سوزش بسیار شدید پوستی ایجاد می‌کند و مجاورت آن با پوست سبب تاول های شدیدی می‌شود.

کاربرد

در ساختن و تهیه در برومید اتیلن سنتز مواد آلی ؛ رنگ بری؛خالص سازی آب؛ حلال؛ مایع آتش خاموش کن ؛ کند کننده آتش برای پلاستیک ها ؛ رنگها ؛ مواد دارویی ؛ گندزدایی ؛ صنایع فیلم و عکاسی .

ید

ید ، عنصر شیمیایی است که در جدول تناوبی دارای نشان I و عدد اتمی ۵۳ می باشد. عنصری است حل نشدنی که مقدار بسیار کم آن برای موجودات زنده لازم است. واکنش پذیری ید از تمامی هالوژن ها کمتر است و الکترون دهنده ترین هالوژن شبه فلز می باشد. از ید عمدتاً در پزشکی ، عکاسی و رنگ استفاده می‌شود.

تاریخچه

ید (واژه یونان *iodes* به معنی بنفش) در سال ۱۸۱۱ توسط *Barnard Courtois* کشف شد.

پیدایش

ید بسیار خالص را می توان از واکنش یدید پتاسیم با سولفات مس تهیه کرد. البته روش های دیگری نیز برای جداسازی این عنصر وجود دارد.

خصوصیات قابل توجه

ید عنصر جامد درخشانی است به رنگ آبی مایل به سیاه که در دماهای استاندارد به بخاری بنفش رنگ و بد بو تبدیل می گردد. این هالوژن همچنین با بسیاری از عناصر، ترکیباتی را می سازد اما از سایر عناصر گروه هالوژن ها فعالیت کمتری داشته و دارای خصوصیتی شبیه فلزات است. ید به راحتی در کلروفرم، تتراکلرید کربن یا دی سولفید کربن حل شده و محلولهای ارغوانی رنگی بوجود می آورد (تنها به مقدار کمی در آب قابل حل است). رنگ آبی سیر با محلول نشاسته ویژگی ید آزاد می باشد.

کاربردها

در مناطقی که غذای آنها حاوی مقدار کم ید می باشد - مثلاً مناطق دور افتاده از دریا که هیچگونه غذای دریایی مصرف نمی شود- کمبود ید ابتلا به بیماری گواتر اصطلاحاً گواتر محلی را افزایش می دهد. در بیشتر (نه تمامی) این مناطق با افزودن مقدار کم یدید سدیم به نمک طعام از ابتلا به این بیماری جلوگیری شده است. این محصول به نام نمک ید دار نیز معروف است. کاربردهای دیگر این عنصر:

یکی از هالوژن ها است که وجود آن به مقدار کم برای موجودات زنده حیاتی است؛ هورمون تیروئید تیروکسین و تری یدوتیرونین حاوی اتم های ید می باشد.

تنتورید (۳٪ ید عنصری در پایه آب / اتانول) از اجزاء مهم تمامی وسایل کمک های اولیه می باشد که هم برای ضد عفونی کردن زخم ها و هم برای پاکسازی آب های شرب سطحی مورد استفاده قرار می گیرد (۳ قطره در هر لیتر، پس از ۳۰ دقیقه تاثیر می کند).

ترکیبات ید در رشته شیمی آلی مهم و در پزشکی بسیار سودمند هستند.

از یدیدها و تیروکسین که حاوی ید هستند در پزشکی داخلی و در ترکیب با الکل (به عنوان تنتور ید) برای ضد عفونی نمودن زخم های بیرونی استفاده می شود.

یدید پتاسیم در عکاسی کاربرد دارد.

یدید تنگستن برای تقویت افروزه لامپ ها مورد استفاده قرار می گیرد.

تری یدید نیتروژن برای کاربردهای تجاری بسیار انفجاری و ناپایدار است.

ایزوتوپها

برای ید ۳۰ ایزوتوپ وجود دارد که تنها یکی از آنها I-127 پایدار است. از ایزوتوپ رادیواکتیو مصنوعی I-131 (ساطع کننده بتا) که دارای نیمه عمر ۸ روز است برای درمان سرطان و دیگر بیماری های غده تیروئید استفاده می گردد. معمول ترین ترکیبات ید عبارتند از یدیدهای سدیم و پتاسیم (KI) و یدیت ها (KIO_3).

ید فقط یک ایزوتوپ پایدار I-127 دارد. با این همه ایزوتوپ های رادیواکتیو ید کاربردهای وسیعی دارند. I-129 با نیمه عمر ۱۷ میلیون سال محصولی از پراش Xe-129 در اتمسفر است اما نتیجه فروپاشی U-238 نیز می باشد. چون U-238 در خلال فعالیت های مربوط به انرژی هسته ای تولید می شود، وجود آن (به نسبت I-129/I) می تواند فعالیت های در حال انجام در هر مکان را مشخص کند. به همین علت از I-129 در مطالعات آب باران بعد از حادثه چرنوبیل استفاده شد. از آن همچنین به عنوان ردیاب آب های زیر زمینی و نشان دهنده پراکندگی فضولات در محیط

زیست استفاده می گردد. سایر کاربردها ممکن است بوسیله تولید I-129 در پوسته زمین از طریق تعدادی مکانیسم فروپاشی مختل شود.

I-129 از جهات زیادی شبیه Cl-36|chlorine است. این ایزوتوپ ، هالوژنی قابل حل و نسبتا واکنش ناپذیر است که بیشتر به صورت آنیونی non-sorbing یافت شده و بوسیله واکنش های کیهانزاد ، حرارت اتمی و ثابت تولید می شود. در مطالعات آب شناسی چگاله های I-129 معمولا به نسبت I-129 به مقدار کلی I گزارش می شود(که عملا I-127 است). چون نسبت های Cl-36/Cl, I-129/I در طبیعت تقریبا کم می باشد (۱۴-۱۰ تا ۱۰-۱۰) اوج حرارت اتمی I-129/I در طول دهه ۷۰ و ۸۰ تقریبا به ۷-۱۰ رسید. I-129 با Cl-36 در بعضی موارد فرق دارد ؛ نیمه عمر آن طولانی تر است (3/0, vs 6/1 میلیون سال)، به شدت biophilic است و به اشکال یونی چندگانه وجود دارد (معمولا I- و یودیت) که دارای رفتار شیمیایی متفاوتی هستند.

هشدارها

تماس مستقیم آن با پوست ممکن است آسیب هایی را به همراه داشته باشد پس هنگام کار با ید باید بسیار احتیاط نمود. بخار ید باعث دردناک شدن چشم و غشاء مخاطی می شود. حداکثر مقدار مجاز ید در هوا نباید از ۱ میلی گرم در هر متر مکعب فراتر رود.

سولفات (SO₄²⁻)

ساختار و پیوند یون سولفات

مدل فضاپرکن یون سولفاتدر شیمی معدنی سولفات به گروهی از ترکیبات یونی از گوگرد گفته می شود ریشه نام آن در انگلیسی بریتانیایی است که به معنی نمک (salt) اسید سولفوریک است.

خواص شیمیایی

سولفات ها آنیون هستند و بنیان SO₄²⁻ دارند و جرم اتمی این بنیان ۹۶.۰۶ daltons ؛ این بدین معنی است که هر بنیان از چهار اتم گوگرد و یک اتم اکسیژن تشکیل شده که در مجموع دو الکترون کم دارند.

ترکیبات دیگر گوگرد

SO₅²⁻ : Peroxomonosulfate

SO₄²⁻ : سولفات

SO₃²⁻ : سولفیت

S₂O₈²⁻ : Peroxodisulfate

S₂O₇²⁻ : Pyrosulfate

S₂O₆²⁻ : Dithionate

S₂O₅²⁻ : Metabisulfite

S₂O₄²⁻ : Dithionite

S₂O₃²⁻ : Thiosulfate

S₄O₆²⁻ : Tetrathionate

نیترات (NO₃⁻)

نیترات یکی از آنیون های موثر است با فرمول ترکیبی NO₃⁻ که از ترکیب اکسیژن و نیتروژن پدید می آید و در آب آشامیدنی در افزایش خطر بیماری NHL نقش آفرین است.

NHL بیماری سرطان سیستم لنفاوی است. مطالعه سازمان بین المللی سرطان (NCI) نشان میدهد که آلودگی آب آشامیدنی با نیترات که یک ترکیب شیمیایی موجود در کودهای شیمیایی است ممکن است در افزایش خطر بیماری لنفاوی NHL مخصوصا در مناطق با فعالیت کشاورزی نقش داشته باشد.

نیترات در قالب ترکیبات نیتروژنه به عنوان عامل سرطان زا در بسیاری از حیوانات شناخته شده است. مطالعات بیوشیمیایی در انسان نشان می دهد که نیترات در آب با آمینو اسیدها ترکیب می شود و این ترکیبات سرطانزا را ایجاد می کند. افزایش مرگ و میر بخاطر NHL در مناطق روستایی بیشتر شده است و این حقیقتی است که ابتلای کارگران کشاورز در معرض این ترکیبات را تا اندازه ای توضیح می دهد. آلودگی نیترات در مناطق جغرافیایی به مقدار نیتروژن بکار گرفته شده به صورت تقویت کننده ، کودهای طبیعی ، مشخصات زهکش زمین (امکان نفوذ آب از خاک به عمق های پایین تر و منبع آب زیر خاک) و منابع آلودگی هوتیی مثل دود اتومبیل ها بستگی دارد.

بیشترین مقدار مصرف نیترات اغلب مربوط به سبزیجاتی که حاوی اسفناج ، چغندر و لتوس است که با خطر اندکی برای ایجاد NHL مرتبطند. مصرف نیترات همچنین به عنوان فاکتور خطر آفرین احتمالی برای سرطان معده که بیماری ای است که کمتر در آمریکا نسبت به آسیا و بعضی مناطق جهان رایج است مورد مطالعه قرار می گیرد .