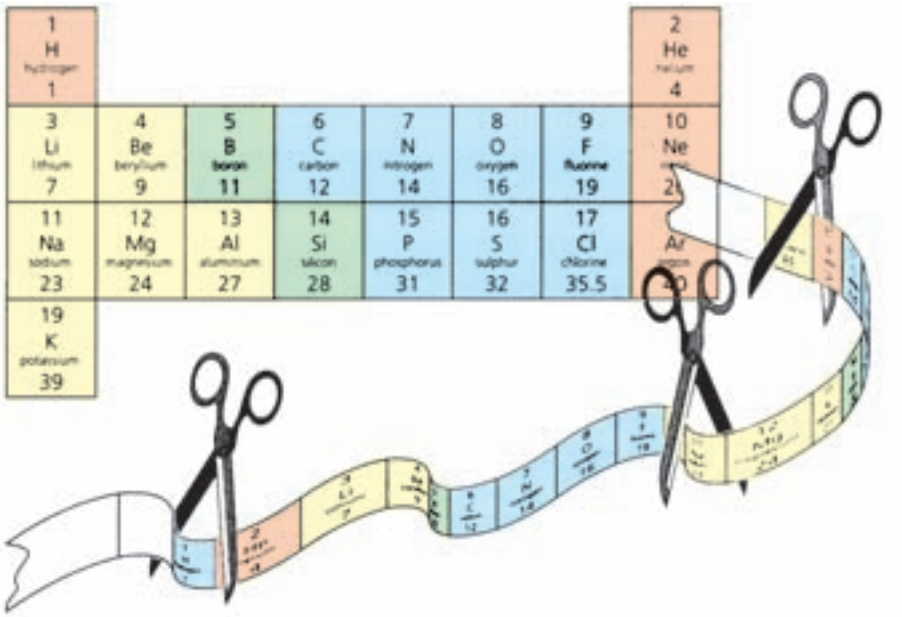
بخش ۲

خواص تناوبی عنصرها



چگونه می‌توان دو عضو یک خانواده را بدون داشتن آگاهی از رابطه‌ی خانوادگی آن‌ها شناسایی کرد؟ شاید برای دادن پاسخ به این پرسش نخست به دنبال ویژگی‌های ظاهری مشترکی در آن‌ها بگردید یا طرز رفتار آن دو، شما را به‌وجود وابستگی خانوادگی میان آن‌ها راهنمایی کند. در واقع در این مثال وجود برخی از ویژگی‌های ظاهری و رفتاری مشترک می‌تواند وابستگی افراد را به یک‌دیگر آشکار سازد. این مثال در مورد عنصرها نیز درست است، یعنی عنصرهایی که اعضای یک خانواده از جدول تناوبی عنصرها به‌شمار می‌آیند ویژگی‌های مشترکی دارند. برای درک بهتر این موضوع بجاست به‌طور خلاصه تاریخچه‌ی دسته‌بندی عنصرها را با هم مرور کنیم.

سرگذشت جدول تناوبی عنصرها

خواص عنصرها تغییرات گسترده‌ای را نشان می‌دهند. این تغییرات به‌طور تصادفی و بی‌نظم نیستند بلکه خواص عنصرها با نظم و ترتیب خاصی تغییر می‌کند. از این‌رو می‌توان عنصرها را در چند خانواده گروه‌بندی کرد به‌طوری که در هر خانواده خواص عنصرهای موجود مشابه یک‌دیگر باشد و تنها تغییر مختصری در خواص آن‌ها روی دهد.

اگرچه تا پیش از سال ۱۸۷۱ شماری از شیمی‌دان‌ها دسته‌بندی‌های ویژه‌ای را برای عنصرها پیشنهاد کرده بودند، اما گستردگی خصلت تناوبی در بین همه‌ی عنصرها در این سال شناخته شد. در واقع در این سال یک معلم شیمی اهل روسیه به نام دیمیتری ایوانوویچ مندلیف به وجود خصلت تناوبی در میان عنصرها به شیوه‌ای که امروز می‌شناسیم، پی برد.

دیمیتری ایوانوویچ مندلیف
(۱۸۳۴_۱۹۰۷)

تحقیق کنید

در یک فعالیت گروهی تحقیق کنید که پیش از مندلیف چه کسانی برای دسته‌بندی عنصرها تلاش کرده‌اند. نتیجه‌ی کار گروه خود را به‌صورت یک روزنامه‌ی دیواری به کلاس ارایه دهید.

مندلیف پس از سال‌ها مطالعه متوجه شد که اگر عنصرها را برحسب افزایش تدریجی جرم اتمی آن‌ها در ردیف‌هایی کنار یک‌دیگر بگذارد و آن‌هایی را که خواص فیزیکی و شیمیایی نسبتاً مشابه دارند در یک گروه زیر یک‌دیگر قرار دهد، جدولی مطابق شکل ۱ برای طبقه‌بندی عنصرها به‌دست می‌آید. شکل ۱ سازماندهی اولیه‌ی عنصرها را نشان می‌دهد. این سازماندهی نخستین بار توسط مندلیف طراحی و ارایه شده است.

TABELLE II

REIHEN	GRUPPE I. — R^2O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R^2O^3	GRUPPE IV. RH^4 RO^2	GRUPPE V. RH^3 R^2O^5	GRUPPE VI. RH^2 RO^3	GRUPPE VII. RH R^2O^7	GRUPPE VIII. — RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

شکل ۱ جدولی که نخستین بار توسط مندلیف برای دسته‌بندی عنصرها پیشنهاد شد.

به جاهای خالی جدول اولیه مندلیف توجه کنید، شکل ۱. عنصرهایی با جرم‌های اتمی ۴۴ ، ۶۸ و ۷۲ به این مکان‌ها تعلق دارند. مندلیف برای رعایت اصل تشابه خواص فیزیکی و شیمیایی ناگزیر شد که برخی از خانه‌های جدول پیشنهادی خود را خالی بگذارد. او پیش‌بینی کرد که این جاهای خالی باید به عنصرهایی تعلق داشته باشد که تا آن زمان شناخته نشده بودند. او هم‌چنین برخی از خواص این عنصرهای ناشناخته را پیش‌بینی کرد. در جدول ۱ برخی از این عنصرها و خواص آن‌ها را مشاهده می‌کنید. جالب است که پس از یافتن این عنصرها خواص پیش‌بینی شده با خواصی که برای آن‌ها مشاهده شد، مطابقت داشت.

جدول ۱ مقایسه‌ی خواص مشاهده‌شده‌ی برخی عنصرها با خواص پیش‌بینی شده توسط مندلیف پیش از کشف آن‌ها

عنصرهای پیش‌بینی شده	نام عنصر سال کشف	خواص	پیش‌بینی شده	مشاهده شده
اِکا* آلومینیم	گالیم ۱۸۷۵	چگالی نقطه‌ی ذوب فرمول اکسید	۶/۰ g/mL کم Ea_2O_3	۵/۹۶ g/mL ۳۰°C Ga_2O_3
اِکابور	اسکاندیم ۱۸۷۹	چگالی فرمول اکسید انحلال‌پذیری اکسید	۳/۵ g/mL Eb_2O_3 در اسید حل می‌شود	۳/۸۶ g/mL Sc_2O_3 در اسید حل می‌شود
اِکاسیلیسیم	ژرمانیم ۱۸۸۶	چگالی نقطه‌ی ذوب رنگ فرمول اکسید چگالی اکسید فرمول نمک کلردار آن	۵/۵ g/mL زیاد خاکستری تیره EsO_2 ۴/۷ g/mL $EsCl_4$	۵/۴۷ g/mL ۹۰۰°C سفید مایل به خاکستری GeO_2 ۴/۷۰ g/mL $GeCl_4$

* «اِکا» در زبان روسی به معنی «مشابه» است.

یکی از موارد بی‌نظمی که در جدول مندلیف مشاهده می‌شد جای خالی یک عنصر میان کلسیم و تیتانیم بود. مندلیف معتقد بود این محل به عنصری تعلق دارد که تا آن زمان کشف نشده بود. امروزه این عنصر را با نام اسکاندیم می‌شناسیم. او هم‌چنین خواص گالیم و ژرمانیم و هفت عنصر دیگر را پیش‌بینی کرد که این پیش‌گویی‌ها در هشت مورد درست بود. مندلیف نیز به‌خاطر این پیش‌بینی‌های درست خود تا این اندازه مشهور شده است.

در جدول مندلیف که در آن عنصرها برحسب افزایش جرم اتمی در کنار هم قرارگرفته بودند افزون بر وجود جاهای خالی، در چند مورد نیز بی‌نظمی‌هایی مشاهده می‌شد. زیرا او در مواردی مجبور بود برای قراردادن عنصرهایی با خواص مشابه در یک ستون، ترتیب قرارگرفتن عنصرها را برحسب افزایش جرم اتمی بر هم بزند. به‌عنوان مثال، در جدول پیشنهادی او نیکل بعد از کبالت و نیز ید بعد از تلور آمده است درصورتی که جرم اتمی نیکل و ید به‌ترتیب از کبالت و تلور کم‌تر است. فرض مندلیف این بود که چنین بی‌نظمی‌هایی به علت خطا در اندازه‌گیری جرم اتمی روی داده است. اما مدتی بعد معلوم شد که این اندازه‌گیری‌ها کاملاً درست بوده است.

جدول تناوبی امروزی عنصرها

چهل سال پس از مندلیف موزلی و رادرفورد کشف کردند که بار مثبت هسته یا عدد اتمی اتم هر عنصر منحصر به فرد است و اتم عنصرهای مختلف عدد اتمی متفاوتی دارد. هنگامی که آن‌ها عنصرها را برحسب افزایش عدد اتمی مرتب کردند، بی‌نظمی‌های موجود در جدول مندلیف، که در نتیجه‌ی مرتب کردن عنصرها برحسب افزایش جرم اتمی پیش آمده بود، به‌آسانی توجیه شد. از آن زمان تاکنون عنصرها را بر حسب افزایش عدد اتمی به شکل جدولی در کنار هم می‌چینند. به این جدول، **جدول تناوبی عنصرها** می‌گویند.

شکل ۲، متداول‌ترین شکل جدول تناوبی است که در حال حاضر توسط شیمی‌دان‌ها مورد استفاده قرار می‌گیرد. این جدول براساس **قانون تناوبی** عنصرها استوار است. بر طبق این قانون هرگاه عنصرها را برحسب افزایش عدد اتمی در کنار یک‌دیگر قرار دهیم خواص فیزیکی و شیمیایی آن‌ها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.

از آن‌جا که رفتار شیمیایی هر عنصر به وسیله آرایش الکترونی آن تعیین می‌شود، مهم‌ترین نکته در جدول تناوبی تشابه آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت عنصرهای یک خانواده در بسیاری از گروه‌های این جدول است. بنابراین با نگاهی به جدول تناوبی متوجه می‌شویم که خواص شیمیایی عنصرهای هم‌گروه به این دلیل مشابهند که آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت آن‌ها به یک‌دیگر شبیه است. با دقت به جدول ۲ به شباهت‌های موجود در آرایش‌های الکترونی عنصرهای هم‌گروه در دو دوره‌ی جدول تناوبی پی می‌برید.

جدول ۲ آرایش الکترونی برخی از عنصرهای تناوب‌های دوم و سوم

تناوب ۲	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
تعداد الکترون‌ها در هر لایه	۲،۱	۲،۲	۲،۳	۲،۴	۲،۵	۲،۶	۲،۷	۲،۸
آرایش الکترونی	$1s^2 2s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$
تناوب ۳	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
تعداد الکترون‌ها در هر لایه	۲،۸،۱	۲،۸،۲	۲،۸،۳	۲،۸،۴	۲،۸،۵	۲،۸،۶	۲،۸،۷	۲،۸،۸
آرایش الکترونی	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

شکل ۲ جدول تناوبی عنصرها

ویژگی‌های گروهی عنصرها

در حدود ۹۱ عنصر از جدول تناوبی در طبیعت یافت می‌شوند. عنصرها را به شرح زیر به سه دسته تقسیم می‌کنند: فلزها، نافلزها و شبه فلزها

فلزها: بیش از ۸۰ درصد عنصرها فلز هستند. مانند عنصرهای قلیایی، قلیایی خاکی، واسطه و عنصرهای دیگری مانند آلومینیم، قلع، بیسموت و... خواصی از جمله رسانایی خوب گرما و برق، دارا بودن سطح براق، قابلیت چکش‌خواری و شکل‌پذیری از ویژگی‌های مشترک همه‌ی فلزهاست.

نافلزها: این عنصرها به‌طور معمول رساناهای خوبی برای گرما و برق نیستند. برخلاف فلزها به حالت جامد شکننده‌اند و عموماً سطح براقی هم ندارند. بیش‌تر نافلزها مانند نیتروژن، اکسیژن، فلوئور و کلر در فشار atm ۱ و دمای اتاق به‌صورت گاز هستند.

شبه فلزها: اگر یک عنصر را نتوان جزو فلزها یا نافلزها طبقه‌بندی کرد آن را جزو شبه فلزها قرار می‌دهند. این عنصرها برخی از خواص فلزها و نافلزها را دارند. یک مثال خوب از شبه فلزها عنصر سیلیسیم است که عنصری درخشان و شکننده است. افزون بر این، سیلیسیم عنصری نیمه‌رسانا نیز هست.

در ادامه به بررسی ویژگی‌های برجسته‌ی فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی، فلزهای واسطه، اکتینیدها، لانتانیدها، هالوژن‌ها و گازهای نجیب می‌پردازیم.

گروه اول ـ فلزهای قلیایی

فهرست عنصرهای این گروه از جدول تناوبی را در شکل ۳ مشاهده می‌کنید. این عنصرها همگی فلزهایی نرم و بسیار واکنش‌پذیرند. این فلزها آن چنان نرم هستند که با چاقو بریده می‌شوند و سطح براق آن‌ها به سرعت با اکسیژن هوا وارد واکنش شده، تیره می‌شود. در آزمایشگاه معمولاً این فلزها را زیر نفت نگهداری می‌کنند تا از تماس مستقیم با اکسیژن هوا و رطوبت در امان باشند. زیرا فلزهای قلیایی حتی با آب سرد به شدت واکنش می‌دهند و محلولی با خاصیت قلیایی یا بازی به‌وجود می‌آورند، شکل ۴.

شکل ۳ عنصرهای قلیایی

شکل ۴ فلزهای قلیایی را به علت واکنش‌پذیری زیادی که با آب و هوا دارند، در زیر نفت نگاه می‌دارند.

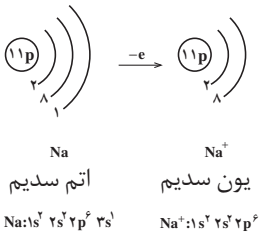
در گذشته انسان به این نکته پی‌برده بود که اگر خاکستر باقی‌مانده از سوختن چوب را با آب مخلوط کند، محلولی به دست می‌آید که می‌تواند چربی‌ها را در خود حل کند. آن ها این محلول را **قلیا** نام نهادند. امروزه می‌دانیم که در خاکستر چوب برخی از ترکیب‌های عنصرهای گروه اول جدول تناوبی وجود دارد، از این‌رو عنصرهای این گروه را **فلزهای قلیایی** نامیده‌اند.

این فلزها دارای خواص فیزیکی و شیمیایی مشابه بسیاری هستند، که در بندهای بعدی به برخی از آن‌ها می‌پردازیم، جدول ۳.

جدول ۳ خواص فلزهای قلیایی

نام عنصر	لیتیم	سدیم	پتاسیم	روبیدیم	سزیم
نشانه‌ی شیمیایی	Li	Na	K	Rb	Cs
آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$
چگالی $g.cm^{-3}$	۰٫۵۳۴	۰٫۹۷	۰٫۸۶	۱٫۵۳	۱٫۸۷
نقطه‌ی ذوب ($^\circ C$)	۱۷۹	۹۷٫۶	۶۳	۳۹	۲۸
نقطه‌ی جوش ($^\circ C$)	۱۳۱۷	۸۹۲	۷۷۰	۶۸۸	۶۷۸
شعاع اتمی (pm)	۱۵۲	۱۸۶	۲۳۱	۲۴۴	۲۶۲
شعاع یونی (pm)	۶۰	۹۵	۱۳۳	۱۴۸	۱۶۹
انرژی نخستین یونش ($kJ.mol^{-1}$)	۵۲۰	۴۹۶	۴۱۹	۴۰۳	۳۷۵

واکنش‌پذیری فلزهای قلیایی را می‌توان از روی آرایش الکترونی آن‌ها نیز توضیح داد. چنان که در جدول ۳ آمده است این فلزها در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی خود (بالاترین سطح انرژی) یک الکترون دارند. بنابراین آرایش الکترونی ns^1 پس از یک آرایش گاز نجیب، نشان‌دهنده‌ی عنصرهای گروه اول جدول تناوبی است. هنگامی که اتم یک فلز قلیایی، تک الکترون ظرفیتی خود را از دست می‌دهد لایه‌ی الکترونی بعدی، لایه‌ی بیرونی آن را تشکیل می‌دهد. در این حالت آرایش الکترونی مانند گاز نجیب پیش از آن فلز است. بنابراین اتم فلز قلیایی با از دست دادن یک الکترون به آرایش الکترونی پایدار یک گاز نجیب می‌رسد.



تشکیل یون سدیم

آزمایش کنید

واکنش‌پذیری فلزهای گروه اول جدول تناوبی

هدف‌ها

۱ـ مقایسه واکنش‌پذیری عنصرهای لیتیم، سدیم و پتاسیم

۲ـ آشنایی با برخی ویژگی‌های برجسته‌ی فلزهای قلیایی

مواد موردنیاز: آب، مقدار کمی از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم

وسایل موردنیاز: لوله‌ی آزمایش (سه عدد)، جای لوله‌ی آزمایش

روش کار

۱ـ سه لوله‌ی آزمایش را تا $\frac{۱}{۴}$ حجم آن با آب پر کنید.

۲ـ تکه‌ی کوچکی (به‌اندازه‌ی یک دانه‌ی عدس) از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم را هم‌زمان به هریک از لوله‌های آزمایش اضافه کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

۳ـ تکه‌ی کوچک دیگر از سدیم را دوباره در لوله‌ی آزمایش دوم بیندازید و انگشت خود

را روی دهانه‌ی لوله قرار دهید. هنگامی که فشار گاز را احساس کردید، انگشتتان را بردارید و کبریت شعله‌وری به دهانه‌ی لوله نزدیک کنید. مشاهده‌ی خود را یادداشت کنید.

پرسش

۱ـ واکنش‌پذیری کدام‌یک از فلزهای لیتیم، پتاسیم یا سدیم بیش‌تر است؟ چرا؟

۲ـ در ارتباط با روند واکنش‌پذیری فلزهای گروه اول فرضیه‌ای ارایه دهید.

۳ـ پیش‌بینی می کنید که واکنش سزیم با آب چگونه باشد؟چرا؟

بیش‌تر بدانید

به نظر می‌رسد تعداد زیادی از افراد جامعه از ضعف و ناتوانی ناشی از افسردگی و جنون رنج می‌برند. عنصر لیتیم می‌تواند به درمان بسیاری از این افراد کمک کند. هر ساله، پزشکان سراسر دنیا مقادیر زیادی لیتیم کربنات (Li_2CO_3) برای درمان این‌گونه بیماران تجویز می‌کنند.

اگرچه تاکنون سازو کار عملکرد لیتیم به‌خوبی شناخته نشده است، اما به نظر می‌رسد که یون لیتیم با تأثیر بر شیوه‌ی عکس‌العمل سلول‌های مغز به انتقال‌دهنده‌های عصبی، موجب آرامش اختلالات مغزی می‌شود. انتقال دهنده‌های عصبی، گروهی از مولکول‌ها هستند که انتقال تحریک‌های عصبی را آسان می‌کنند.

در واقع، به نظر می‌رسد که یون لیتیم مانع از انجام یک چرخه‌ی پیچیده از واکنش‌ها در مغز می‌شود و به این ترتیب، از انتقال دوباره یا تقویت تحریک‌های عصبی که به‌وسیله‌ی انتقال‌دهنده‌های عصبی و هورمون‌ها به مغز می‌رسند، جلوگیری می‌کند. براساس این نظریه، رفتارهایی نظیر جنون یا افسردگی، ناشی از فعالیت بیش از حد این چرخه است. از این رو، لیتیم با جلوگیری از انجام این چرخه، موجب می‌شود که فرد، رفتاری مناسب و متعادل پیدا کند.

مدارک زیادی وجود دارد که نشان می‌دهد، رفتارهای ناهنجار تا اندازه‌ی زیادی ناشی از تنظیم نامناسب انتقال‌دهنده‌های عصبی و هورمون‌هاست. برای نمونه، براساس پژوهشی در فنلاند، مقدار **سروتونین** در بدن اغلب تبهکاران خطرناک، به‌ویژه آن‌هایی که به عمد حریق ایجاد می‌کنند، از حد معمول کم‌تر است. سروتونین یک انتقال‌دهنده‌ی عصبی است. هم‌اکنون، مطالعه روی لیتیم به‌عنوان دارویی برای درمان رفتارهای ناهنجار ادامه دارد.

گروه دوم ـ فلزهای قلیایی خاکی

در این گروه فلزهایی جای دارند که نسبت به گروه فلزهای قلیایی سخت‌تر و چگال‌تر هستند و نقطه‌ی ذوب آن‌ها نیز بالاتر است. در جدول ۴ با عنصرهای این گروه و شباهت آرایش الکترونی بیرونی‌ترین سطح انرژی آن‌ها با یک دیگر و تفاوت این آرایش الکترونی با فلزهای گروه اول آشنا می‌شوید. کلیه‌ی فلزهای قلیایی خاکی واکنش‌پذیرند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آن‌ها به اندازه‌ی عنصرهای گروه اول نیست. اما چرا واکنش‌پذیری

آن‌ها کم‌تر است؟ عنصرهای گروه قلیایی خاکی در لایه‌ی ظرفیت خود دو الکترون دارند (ns^2) و برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود باید دو الکترون از دست بدهند. در حالی که عنصرهای قلیایی برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود تنها یک الکترون از دست می‌دهند.

ns^2

Be بریلیم ٤
Mg منیزیم ۱۲
Ca کلسیم ۲۰
Sr استرانسیم ۳۸
Ba باریم ۵۶
Ra رادیم ۸۸

عنصرهای قلیایی خاکی

جدول ۴ خواص فلزهای قلیایی خاکی

نام عنصر	بریلیم	منیزیم	کلسیم	استرانسیم	باریم
نشانه‌ی شیمیایی	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت	$2s^2$	$3s^2$	$4s^2$	$5s^2$	$6s^2$
چگالی $g.cm^{-3}$	۱/۸۶	۱/۷۴	۱/۵۵	۲/۶	۳/۵
نقطه‌ی ذوب (°C)	۱۲۸۰	۶۵۰	۸۳۸	۷۷۰	۷۱۴
نقطه‌ی جوش (°C)	۲۷۷۰	۱۱۰۷	۱۴۸۴	۱۳۸۰	۱۶۴۰
شعاع اتمی (pm)	۱۱۱	۱۶۰	۱۹۷	۲۱۵	۲۱۷
شعاع یونی (pm)	۳۱	۶۵	۹۹	۱۱۳	۱۳۵
انرژی نخستین یونش $(kJ.mol^{-1})$	۸۹۹	۷۳۸	۵۹۰	۵۴۸	۵۰۲
انرژی دومین یونش $(kJ.mol^{-1})$	۱۷۵۷	۱۴۵۰	۱۱۴۵	۱۰۵۸	۹۵۸

اطلاعات جمع‌آوری کنید

در یک فعالیت گروهی تحقیق کنید که چرا این گروه از عنصرها را فلزهای قلیایی خاکی نامیده‌اند؟ در ضمن یکی از این فلزها را انتخاب کنید و در مورد خواص فیزیکی و شیمیایی و کاربردهای آن در زندگی و صنعت مقاله‌ای تهیه کرده در کلاس ارایه دهید.

فراوان‌ترین فلز قلیایی خاکی، کلسیم است. ترکیب‌های کلسیم‌داری مانند سنگ آهک و سنگ مرمر به فراوانی در پوسته‌ی زمین یافت می‌شوند.

آزمایش کنید

واکنش‌پذیری فلزهای گروه دوم جدول تناوبی

هدف‌ها

۱ـ مقایسه‌ی واکنش‌پذیری منیزیم و کلسیم

۲ـ آشنا شدن با چگونگی واکنش هیدروکلریک اسید با فلزهای کلسیم و منیزیم

۳ـ شناختن گاز حاصل از واکنش منیزیم یا کلسیم با هیدروکلریک اسید

مواد موردنیاز: هیدروکلریک اسید غلیظ، نوار منیزیم، کلسیم (از کلسیم تازه استفاده کنید)

وسایل موردنیاز: جای لوله‌ی آزمایش، لوله‌ی آزمایش (دو عدد)

روش کار

۱ـ دو لوله‌ی آزمایش را تا $\frac{۱}{۴}$ حجم آن‌ها با هیدروکلریک اسید غلیظ پر کنید.

۲ـ تکه‌ی کوچکی از فلز کلسیم و نوار منیزیم را هم‌زمان به لوله‌های آزمایش بیفزایید و مشاهده‌ی خود را یادداشت کنید.

۳ـ تکه‌ی کوچک دیگری از نوار منیزیم را در لوله‌ی آزمایش اول بیندازید و انگشت خود را روی دهانه‌ی لوله قرار دهید. هنگامی که فشار گاز را احساس کردید، انگشتتان را بردارید و کبریت شعله‌وری را به دهانه‌ی لوله نزدیک کنید. مشاهده‌ی خود را یادداشت کنید.

پرسش

۱ـ واکنش‌پذیری فلز کلسیم بیش‌تر است یا منیزیم؟ چرا؟

۲ـ روند واکنش‌پذیری فلزهای گروه دوم جدول تناوبی را چگونه ارزیابی می‌کنید؟

بیش‌تر بدانید

کلسیم در تشکیل استخوان نقش مهمی دارد. کمبود نمک‌های کلسیم در رژیم غذایی به ویژه در دوره‌ی رشد استخوان‌ها، ممکن است سبب نرمی استخوان و شکنندگی آن شود. شیر یک منبع مهم شناخته شده برای تأمین کلسیم مورد نیاز بدن است. در جدول زیر میزان نیاز گروه‌های مختلف سنی به کلسیم نشان داده شده است.

گروه سنی		مقدار بهینه‌ی نیاز روزانه به کلسیم* mg
کودکان		۸۰۰
نوجوانان و جوانان		۱۲۰۰ تا ۱۵۰۰
مردان	۲۵ـ۵۰	۸۰۰
	۵۱ـ۶۵	۱۰۰۰
	بالاتر از ۶۵	۱۵۰۰
زنان	۲۵ـ۵۰	۱۰۰۰
	۵۱ـ۶۵	۱۵۰۰
	زنان باردار	۱۹۰۰

* مقدار کلسیم لازم برای ساختن و حفظ جرم استخوان‌ها و جلوگیری از بروز بیماری.

یکی از بیماری‌هایی که بر اثر کمبود کلسیم در بدن بویژه در افراد سالخورده بروز می‌کند، بیماری پوکی استخوان است. در این بیماری که بیش‌تر در افراد بالای پنجاه سال دیده می‌شود، استخوان‌های بدن جرم خود را از دست داده، شکننده می‌شوند.

امروزه پژوهشگران رشته‌ی پزشکی بر این باورند که برای جلوگیری از بروز این بیماری، کودکان، نوجوانان و افراد جوان باید روزانه به مقدار مورد نیاز کلسیم مصرف کنند تا در سنین بالا دچار بیماری پوکی

استخوان نشوند. با این کار استخوان‌های آن‌ها در سنین اولیه زندگی محکم‌تر و قوی‌تر می‌شود و احتمال پوکی آن‌ها در سنین بالاتر کاهش می‌یابد.

اصولاً نیاز به کلسیم در سنین ۹ تا ۱۸ سالگی (یعنی هنگامی که بدن انسان تقریباً ۲۷ درصد از جرم استخوان‌های خود را می‌سازد) بیش‌تر از بقیه‌ی مراحل زندگی است.

گروه‌های سوم تا دوازدهم ـ عنصرهای واسطه

این عنصرها مانند گروه‌های اول و دوم جدول تناوبی همگی فلز هستند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آن‌ها کم‌تر است. بجز جیوه، این فلزها از فلزهای گروه‌های اول و دوم سخت‌تر، چگال‌تر و دیرذوب‌تر هستند. بی‌نظمی‌های متعددی نیز در آرایش الکترونی عنصرهای واسطه به چشم می‌خورد. در لایه‌ی ظرفیت عنصرهای گروه‌های ۳ تا ۱۲ برخلاف عنصرهای گروه‌های اول و دوم جدول تناوبی تعداد الکترون‌ها متغیر هستند. هم‌چنین بسیاری از آن‌ها دو الکترون و برخی دیگر یک الکترون در اوربیتال s لایه‌ی ظرفیت خود دارند.

می‌دانید که در عنصرهای واسطه اوربیتال‌های زیر لایه‌ی d در حال پرشدن هستند از این رو به آن‌ها عنصرهای دسته‌ی d نیز گفته می‌شود. با مراجعه به جدول تناوبی عنصرها، شکل ۲، ملاحظه می‌شود که دو دسته‌ی دیگر از عنصرها که **عنصرهای واسطه‌ی داخلی** نامیده می‌شوند، در زیر جدول جای داده‌شده‌اند. این دو دسته از عنصرها به ترتیب **لانتانیدها** و **اکتینیدها** نامیده می‌شوند. لانتانیدها عنصرهای ۵۸ تا ۷۱ جدول تناوبی را تشکیل می‌دهند. نام این دسته از عنصرها از فلز لانتان ($_{57}La$) گرفته شده است. لانتانیدها فلزهایی براق هستند و واکنش‌پذیری شیمیایی قابل توجهی دارند.

عنصرهای ۹۰ تا ۱۰۳ دسته‌ی اکتینیدها را تشکیل می‌دهند. نام این دسته نیز از عنصر ۸۹ اکتینیم ($_{89}Ac$) گرفته شده است. در این عنصرها ساختار هسته نسبت به آرایش الکترونی از اهمیت کاربردی بیش‌تری برخوردار است. همه‌ی اکتینیدها هسته‌ی ناپایداری دارند، به این علت از جمله عنصرهای پرتوزا به‌شمار می‌آیند. شاید مشهورترین اکتینید، اورانیم باشد که از فروپاشی هسته‌ی آن انرژی لازم برای تولید برق در نیروگاه‌ها، زیردریایی‌ها و ناوهای هواپیمابر فراهم می‌شود.

هسته‌ی پایدارترین شکل عنصر اورانیم تا نزدیک به ۴/۵ میلیارد سال پایدار است. امّا عمر هسته‌ی بقیه اکتینیدها (بجز توریم) به اندازه‌ای کوتاه است که هر مقدار از آن که در زمان پیدایش زمین تشکیل شده است، باید تاکنون متلاشی شده باشند.

عنصرهای گروه‌های سیزدهم تا هیجدهم

عنصرهای این گروه‌ها را به عنوان عنصرهای دسته‌ی p جدول می‌شناسیم، زیرا در آن‌ها اوربیتال‌های p درحال پر شدن هستند. در شکل ۲ موقعیت عنصرهای یاد شده را در جدول تناوبی عنصرها مشاهده می‌کنید. این عنصرها برخی فلزها، نافلزها و شبه فلزها را شامل می‌شود. احتمالاً با برخی از این عنصرها از جمله کربن، نیتروژن، اکسیژن، آلومینیم، قلع و سرب آشنا هستید. دو عنصر سیلیسیم از گروه ۱۴ و اکسیژن از گروه ۱۶ جزو

فراوان‌ترین عنصرهای موجود در پوسته‌ی زمین هستند. از میان گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ گروه هالوژن‌ها و گروه گازهای نجیب نام‌های اختصاصی دارند. گروه هالوژن‌ها عنصرهای گروه ۱۷ و گازهای نجیب عنصرهای گروه ۱۸ را تشکیل می‌دهند.

هالوژن‌ها به آسانی با فلزها، به‌ویژه فلزهای قلیایی، واکنش می‌دهند و نمک‌ها را می‌سازند. هالوژن در زبان لاتین به معنی **نمک‌ساز** است. می‌دانید که نمک خوراکی از یک هالوژن به نام کلر و یک فلز قلیایی به نام سدیم تشکیل می‌شود.

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$$

از نظر شیمیایی هالوژن‌ها واکنش‌پذیرترین نافلزها هستند و در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی، تنها یک الکترون کم‌تر از اتم گاز نجیب پس از خود دارند. از این‌رو هنگامی که هالوژن‌ها در یک واکنش شیمیایی شرکت می‌کنند تمایل دارند الکترون مورد نیاز خود را برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پس از خود، دریافت کنند و تا حدودی به پایداری می‌رسند.

عنصرهای گروه ۱۸ یا گازهای نجیب در گذشته به گازهای *بی‌اثر* معروف بودند. این عنصرها را از آن جهت بی‌اثر می‌نامیدند که تا مدت‌ها تصور می‌شد در هیچ واکنش شیمیایی شرکت نمی‌کنند. در واقع تاکنون هیچ ترکیب شیمیایی پایداری از عنصرهای هلیم، نئون و آرگون شناخته نشده است. عنصرهای دیگر این گروه کریپتون، زنون و رادون نام دارند. این گازها واکنش‌پذیری بسیار کمی دارند و در سال‌های اخیر چند ترکیب شیمیایی از آن‌ها ساخته شده است.

ns^2np^5

F
فلوئور ۹
Cl
کلر ۱۷
Br
برم ۳۵
I
ید ۵۳
At
استاتین ۸۵

هالوژن‌ها

آزمایش کنید

مقایسه‌ی فعالیت شیمیایی هالوژن‌ها

هدف‌ها

۱ـ آشنا شدن با برخی از هالوژن‌ها

۲ـ مقایسه‌ی روند تغییر واکنش‌پذیری در گروه هالوژن‌ها

وسایل مورد نیاز: ۳ عدد بشر، ۹ عدد لوله‌ی آزمایش، جای لوله‌ی آزمایش، ۲ عدد بالون حجمی ۵۰۰mL

مواد مورد نیاز: پتاسیم کلرید، پتاسیم یدات، پتاسیم برمات، پتاسیم برمید، پتاسیم یدید، مایع سفید کننده، محلول غلیظ هیدروکلریک اسید

روش کار

۱ـ ۷/۵ گرم KCl (پتاسیم کلرید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید و سپس محلول حاصل را در یک بالون حجمی ۵۰۰ میلی لیتری بریزید و به کمک آب مقطر به

حجم برسانید.

۲ـ ۱۲ گرم KBr (پتاسیم برمید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید و این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵۰۰ میلی لیتری به حجم برسانید.

۳ـ ۱۷ گرم KI (پتاسیم یدید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید و این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵۰۰ میلی لیتری به حجم برسانید.

۴ـ ۱۰۰ میلی لیتر مایع سفیدکننده‌ی تجاری را در یک بشر بریزید و به آن ۷۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید (این اسید توسط مربی آزمایشگاه در اختیار شما قرار می گیرد) اضافه کنید تا آب کلر به‌دست آید.

۵ ـ ۱۵۰ میلی لیتر از محلول KBr (پتاسیم برمید) را در یک بشر بریزید، سپس به کمک ترازو ۰/۱ گرم $KBrO_3$ (پتاسیم برمات) را توزین کرده، به بشر اضافه کنید. سپس ۲۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب برم حاصل شود.

۶ ـ ۱۵۰ میلی لیتر آب را در یک بشر بریزید و به آن مقدار کمی KIO_3 (پتاسیم یدات) اضافه کنید. سپس ۲ قطره محلول KI (پتاسیم یدید) و ۲۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب ید به‌دست بیاید.

۷ـ ۹ عدد لوله‌ی آزمایش را به سه دسته‌ی سه‌تایی تقسیم کنید و در هر دسته به ترتیب ۱۰ میلی لیتر محلول پتاسیم کلرید، پتاسیم برمید و پتاسیم یدید بریزید.

۸ ـ به سه لوله‌ی آزمایش محتوی پتاسیم کلرید، به‌ترتیب ۱۰ میلی لیتر آب کلر به لوله‌ی اول، ۱۰ میلی لیتر آب برم به لوله‌ی دوم و ۱۰ میلی لیتر آب ید به لوله‌ی سوم اضافه کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

۹ـ مرحله‌ی ۸ را با سه لوله‌ی آزمایش محتوی پتاسیم برمید تکرار کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

۱۰ـ مرحله‌ی ۸ را با سه لوله‌ی آزمایش محتوی پتاسیم یدید تکرار کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

پرسش

۱ـ در میان این هالوژن‌ها کدام یک بیش‌ترین و کدام یک کم‌ترین واکنش‌پذیری را دارد؟ با آوردن دلیل پاسخ خود را توضیح دهید.

۲ـ آیا بر اثر افزایش محلول پتاسیم یدید به محلول آب برم واکنشی روی می‌دهد؟ چرا؟

گازهای نجیب با آرایش الکترونی ویژه‌ی خود شناخته می‌شوند. در این عنصرها (بجز هلیم که فقط اوربیتال s دارد) اوربیتال‌های s و p در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی ـ لایه‌ی

ظرفیت ـ پر هستند (ns^2np^6). به دلیل واکنش‌پذیری بسیار کم این گازها می‌توان نتیجه گرفت که پایداری آن‌ها نتیجه‌ی داشتن چنین آرایشی از الکترون‌هاست. از سوی دیگر، هنگامی که در یک واکنش شیمیایی اتم یک عنصر فلزی یا نافلزی یک یا چند الکترون از دست می‌دهد یا به دست می‌آورد آرایش الکترونی یون حاصل مشابه یک گاز نجیب می‌شود. علی‌رغم واکنش‌پذیری کم گازهای نجیب این عنصرهای تک‌اتمی کاربردهای بسیاری دارند. برای مثال از نئون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی و لیزرهای گازی استفاده می‌شود.

He هلیم ۲
Ne نئون ۱۰
Ar آرگون ۱۸
Kr کریپتون ۳۶
Xe زنون ۵۴
Rn رادون ۸۶

گازهای نجیب

هیدروژن، یک خانواده‌ی تک‌عضوی

هیدروژن عنصری است که در جدول تناوبی یکّه و تنهاست. این عنصر از آن جهت در یک خانواده‌ی جداگانه قرار می‌گیرد که به لحاظ شیمیایی به عنصرهای دیگر شباهت ندارد. وجود یک الکترون در اطراف هسته‌ی این اتم که تنها از یک پروتون تشکیل شده است، سبب می‌شود که این عنصر به آسانی با بیش‌تر عنصرها از جمله با اکسیژن واکنش دهد. به دلیل واکنش‌پذیری زیاد هیدروژن با عنصرهای گوناگون آن را نمی‌توان به حالت آزاد در طبیعت یافت در صورتی که ترکیب‌های آن به فراوانی یافت می‌شوند. آب فراوان‌ترین ترکیب هیدروژن‌دار است.

خود را بیازمایید

با نوشتن آرایش الکترونی یون‌های زیر، معین کنید که هر یک از آن‌ها آرایش الکترونی کدام گاز نجیب را دارد؟

$$Br^-, Na^+, Be^{2+}, S^{2-}$$

آشنایی با برخی روندهای تناوبی

همان‌طوری که می‌دانید عنصرها در جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی در کنار یک‌دیگر قرار گرفته‌اند. به این ترتیب می‌توانیم روندهای ویژه‌ای را در میان آن‌ها مشاهده کنیم. برای مثال واکنش فلزهای قلیایی با آب را مورد توجه قرار می‌دهیم. این واکنش به تولید گاز هیدروژن و تشکیل یک محلول قلیایی می‌انجامد ، شکل ۵. با توجه به شکل ۵، در این گروه واکنش‌پذیری چگونه تغییر می کند؟ در هر تناوب که از سمت چپ با یک فلز قلیایی (گروه ۱) شروع می‌شود و در سمت راست به یک هالوژن(گروه ۱۷) می‌رسد، خصلت فلزی به‌تدریج کاهش یافته، بر خصلت نافلزی عنصرها افزوده می‌شود. در انتهای تناوب نیز آخرین عنصر یک گاز نجیب است.عنصری که یا میل ترکیبی ندارد یا میل ترکیبی آن بسیار اندک است.

لیتیم

سدیم

پتاسیم

شکل ۵ مقایسه‌ی واکنش‌پذیری سه فلز قلیایی با آب.

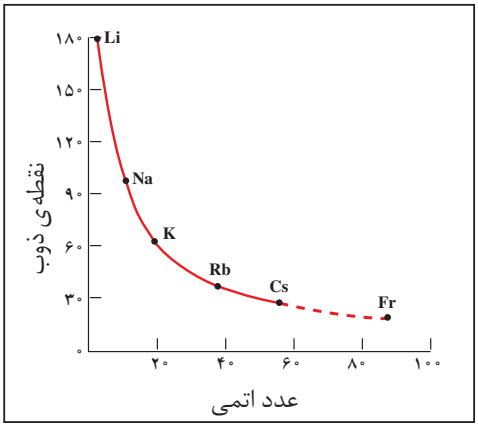
بیش‌تر بدانید

از ۱۱۵ عنصر که تاکنون شناخته شده، ۱۱ عنصر در شرایط معمولی به حالت گاز هستند. از این ۱۱ عنصر، ۶ عنصر متعلق به گروه ۱۸ جدول تناوبی (گازهای نجیب He، Ne، Ar، Kr، Xe و Rn) هستند و پنج عنصر دیگر عبارت‌اند از هیدروژن (H_2)، نیتروژن (N_2)، اکسیژن (O_2)، فلوئور (F_2) و کلر (Cl_2). شگفت‌آور است که در میان عنصرهای موجود در طبیعت، تنها دو عنصر در دمای اتاق به حالت مایع است: جیوه (Hg) و برم (Br_2).

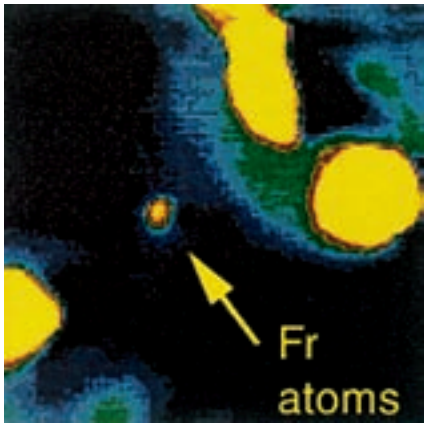
متأسفانه، ویژگی‌های همه‌ی عنصرهای شناخته‌شده معلوم نیست، زیرا مقدار تهیه شده از برخی از آن‌ها به اندازه‌ای ناچیز است که نمی‌توان آن را مورد بررسی قرار داد. برای پیش‌بینی ویژگی‌های این عنصرها باید بر روندهای تناوبی تکیه کرد.

فرانسیم (Fr)، آخرین عضو گروه ۱ جدول تناوبی، را در نظر بگیرید. همه‌ی ایزوتوپ‌های فرانسیم پرتوزا هستند. پایدارترین ایزوتوپ این عنصر، فرانسیم ـ ۲۲۳ با نیم عمر ۲۱ دقیقه است. (**نیم عمر** یک ماده‌ی پرتوزا، مدت زمان لازم برای فروپاشی و از بین‌رفتن نصف آن ماده است.) این نیم عمر کوتاه بیان‌گر آن است که تنها مقادیر بسیار کمی از فرانسیم می‌تواند در طبیعت وجود داشته باشد. هم‌چنین، اگر چه ساخت فرانسیم در آزمایشگاه امکان‌پذیر است، اما تهیه و جداسازی مقداری از آن که قابل وزن‌کردن باشد، ممکن نیست. از این رو، اطلاعات موجود درباره‌ی ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی فرانسیم بسیار اندک است. با وجود این، به کمک روندهای تناوبی در یک گروه می‌توان برخی از این ویژگی‌ها را پیش‌بینی کرد.

نقطه‌ی ذوب فرانسیم را به‌عنوان نمونه در نظر بگیرید. نمودار زیر نشان می‌دهد که نقطه‌ی ذوب فلزهای قلیایی با افزایش عدد اتمی، کاهش می‌یابد. براساس این نمودار، نقطه‌ی ذوب سدیم $81/4^\circ C$ از لیتیم، نقطه‌ی ذوب پتاسیم $34/6^\circ C$ از سدیم، نقطه‌ی ذوب روبیدیم $24^\circ C$ از پتاسیم و نقطه‌ی ذوب سزیم $11^\circ C$ از روبیدیم کم‌تر است. با توجه به این روند می‌توان پیش‌بینی کرد که دمای ذوب فرانسیم در حدود $5^\circ C$ از سزیم کم‌تر باشد. در این صورت، نقطه‌ی ذوب فرانسیم حدود $23^\circ C$ پیش‌بینی می‌شود. بنابراین، این عنصر در شرایط معمولی مایع است.



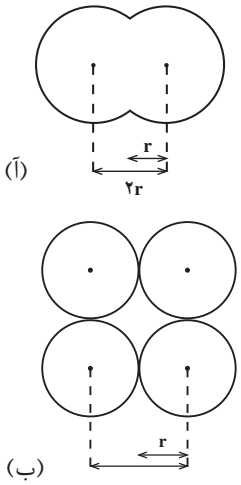
نمودار نقطه‌ی ذوب فلزهای قلیایی برحسب عدد اتمی آن‌ها. اگر این نمودار را برون‌یابی کنیم، نقطه‌ی ذوب فرانسیم $23^\circ C$ به‌دست می‌آید.



تصویری از اتم‌های فرانسیم ـ ۲۱۰ که از بمباران طلا به‌وسیله‌ی اکسیژن به وجود آمده‌اند. قطر نقطه‌ی مرکزی 1mm و شامل حدود ۱۰,۰۰۰ اتم است. نور زردرنگ از اتم‌های فرانسیمی ساطع می‌شود که به‌وسیله‌ی پرتوی لیزر برانگیخته شده‌اند.

روند تغییر شعاع اتمی در جدول تناوبی عنصرها

چنان که در بخش نخست کتاب نیز اشاره شد بیش‌تر فضای اتم خالی است. در واقع الکترون‌ها در محدوده‌هایی حرکت می‌کنند که شبیه به ابر به‌نظر می‌رسند. با این تشبیه می‌توان تصور کرد که تا چه اندازه، اندازه‌گیری ابعاد اتم‌ها دشوار است، زیرا مرزهای یک توده‌ی ابر مانند، نامشخص و متغیر است. اندازه‌ی یک اتم به‌وسیله‌ی شعاع آن تعیین می‌شود. بنا بر تعریف به نصف فاصله‌ی میان هسته‌ی دو اتم مشابه در یک مولکول دو اتمی **شعاع اتمی** گفته می‌شود. بر اساس این تعریف تعیین شعاع برخی از اتم‌ها در شکل ۶ نشان داده شده است. در روش دیگری برای تعیین شعاع اتم‌ها از اندازه‌گیری فاصله‌ی بین اتمی در بلور یک عنصر استفاده می‌شود. به دلیل همین تنوع در روش‌های تعیین شعاع‌های اتمی جدول‌های مربوط به این مقادیر معمولاً با یک دیگر اندکی تفاوت دارند. توجه داشته باشید که در شکل ۶ اتم‌ها به صورت گوی‌های ساده‌ای تصور شده‌اند.



شکل ۶ روش‌های تعیین شعاع اتمی
آ. در یک مولکول دواتمی. در این‌جا به r *شعاع کووالانسی* می‌گویند.
ب. در بلور یک عنصر. در این‌جا به r *شعاع وان‌دروالسی* می‌گویند.
با توجه به شکل، برای یک عنصر کدام شعاع بزرگ‌تر است؟ شعاع کووالانسی یا شعاع وان‌دروالسی؟

آیا تغییر شعاع اتمی عنصرها از یک روند تناوبی برخوردار است؟ در شکل ۷ شعاع اتمی عنصرهای گروه‌های اصلی آمده است. به نظر شما شعاع اتمی عنصرها در هر گروه از جدول تناوبی چگونه تغییر می‌کند؟ اگر به آرایش الکترونی عنصرهای جدول توجه کنیم متوجه می‌شویم که با حرکت از بالا به پایین در یک گروه جدول به ازای هر تناوب یک لایه‌ی الکترونی جدید به تعداد لایه‌های الکترونی عنصرها افزوده می‌شود. بنابراین، شعاع اتمی به دو دلیل در یک گروه از عنصرها افزایش می‌یابد:

آ. با زیادشدن تعداد لایه‌های الکترونی، شعاع اتمی نیز افزایش می‌یابد. به عبارت دیگر، الکترون‌ها در فاصله‌های دورتری نسبت به هسته قرار می‌گیرند.

۱ H ۳۰																
۳ Li ۱۵۲	۴ Be ۱۱۱											۵ B ۸۸	۶ C ۷۷	۷ N ۷۰	۸ O ۶۶	۹ F ۶۴
۱۱ Na ۱۸۶	۱۲ Mg ۱۶۰											۱۳ Al ۱۴۳	۱۴ Si ۱۱۷	۱۵ P ۱۱۰	۱۶ S ۱۰۴	۱۷ Cl ۹۹
۱۹ K ۲۳۱	۲۰ Ca ۱۹۷	۲۱ Sc ۱۶۰	۲۲ Ti ۱۴۶	۲۳ V ۱۳۱	۲۴ Cr ۱۲۵	۲۵ Mn ۱۲۹	۲۶ Fe ۱۲۶	۲۷ Co ۱۲۶	۲۸ Ni ۱۲۴	۲۹ Cu ۱۲۸	۳۰ zn ۱۳۳	۳۱ Ga ۱۲۲	۳۲ Ge ۱۲۲	۳۳ As ۱۲۱	۳۴ Se ۱۱۷	۳۵ Br ۱۱۴
۳۷ Rb ۲۴۴	۳۸ Sr ۲۱۵	۳۹ Y ۱۸۰	۴۰ Zr ۱۵۷	۴۱ Nb ۱۴۳	۴۲ Mo ۱۳۶	۴۳ Tc ۱۳۶	۴۴ Ru ۱۳۳	۴۵ Rh ۱۳۴	۴۶ Rd ۱۳۸	۴۷ Ag ۱۴۴	۴۸ Cd ۱۴۹	۴۹ In ۱۶۸	۵۰ Sn ۱۴۰	۵۱ Sb ۱۴۱	۵۲ Te ۱۳۷	۵۳ I ۱۳۳
۵۵ Cs ۲۶۲	۵۶ Ba ۲۱۷	۵۷ La ۱۸۸	۷۲ Hf ۱۵۷	۷۳ Ta ۱۴۳	۷۴ W ۱۳۷	۷۵ Re ۱۳۷	۷۶ Os ۱۳۴	۷۷ Ir ۱۳۵	۷۸ Pt ۱۳۸	۷۹ Au ۱۴۴	۸۰ Hg ۱۵۵	۸۱ Tl ۱۷۱	۸۲ Pb ۱۷۵	۸۳ Bi ۱۴۶	۸۴ Po ۱۴۰	۸۵ At ۱۴۰
(۸۷) Fr ۲۷۰	۸۸ Ra ۲۲۰	۸۹ Ac ۲۰۰														

شکل ۷ روند تغییر شعاع اتمی(به pm) عنصرها در هر گروه و تناوب

ب. در یک گروه از بالا به پایین با افزایش عدد اتمی بار مثبت هسته افزایش می‌یابد ولی هم‌زمان نیز تعداد الکترون‌ها در اوربیتال‌های لایه یا لایه‌های موجود میان هسته و لایه‌ی الکترونی بیرونی (ظرفیت) اتم، افزایش می‌یابد. وجود الکترون‌ها در اوربیتال‌های درونی و دافعه‌ی آن‌ها با الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت، از تأثیر نیروی جاذبه‌ی هسته بر الکترون‌های موجود در لایه‌ی الکترونی بیرونی می‌کاهند و هم‌زمان با افزایش فاصله‌ی الکترون‌های بیرونی از هسته افزایش شعاع اتمی را سبب می‌شود. به این پدیده **اثر پوششی الکترون‌های درونی** گفته می‌شود. این اثر پوششی سبب می‌شود که هسته بر الکترون‌های لایه‌ی بیرونی نیروی جاذبه‌ی کم‌تری اعمال کند. از این رو، این الکترون‌ها تحرک بیش‌تری نسبت به الکترون‌های درونی دارند و به این دلیل می‌توانند در فواصل دورتری از هسته حضور یابند.

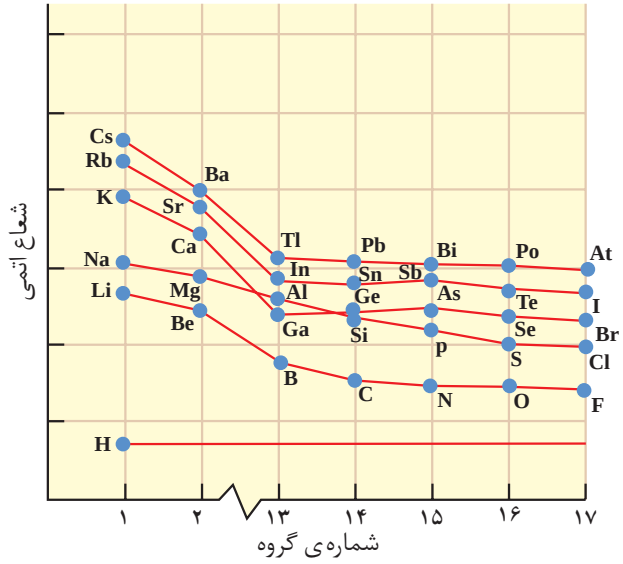
فکر کنید

۱ـ به بار مثبتی که یک الکترون در فاصله‌ی معینی از هسته احساس می‌کند **بار مؤثر هسته** برای آن الکترون می‌گویند.

آ. بار مؤثر هسته برای کدام الکترون‌ها کم‌تر است؟ لایه‌های درونی یا لایه‌ی ظرفیت؟

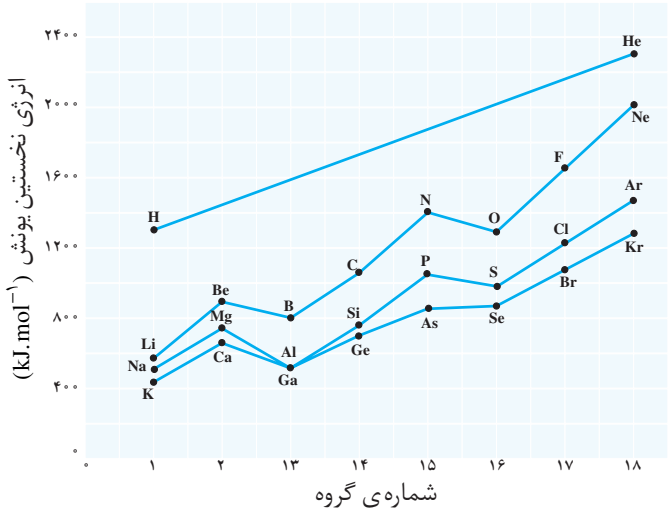
ب. بار مؤثر هسته‌ی اتم هر عنصر در هر تناوب چگونه تغییر می‌کند؟ چرا؟

۲ـ چنان که در نمودار زیر مشاهده می‌شود، شعاع اتمی عنصرها در یک تناوب از چپ به راست کم می‌شود. این مشاهده را چگونه توجیه می‌کنید؟



روند تناوبی تغییر انرژی یونش عنصرها

شکل ۸ نمودار تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه‌های اصلی (دسته‌ی s و p) در تناوب‌های اول تا چهارم را نشان می‌دهد.



شکل ۸ تغییر انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه‌های اصلی در برابر شماره‌ی گروه آن‌ها

به‌طوری که در شکل ۸ ملاحظه می‌شود در یک **گروه** از بالا به پایین با افزایش اندازه‌ی اتم انرژی نخستین یونش کم می‌شود، زیرا الکترون موجود در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی اتم در فاصله‌ی دورتری از هسته قرار گرفته است و بنابراین جداشدن آن از اتم، به صرف انرژی کم‌تری نیاز دارد. اما در طول یک **دوره** از جدول تناوبی انرژی یونش به‌طور کلی از چپ به راست افزایش می‌یابد، زیرا در این جهت بار مؤثر هسته‌ی اتم‌ها رو به افزایش است و به این ترتیب اندازه‌ی اتم‌ها به تدریج کوچک‌تر می‌شود. در این شرایط جدا شدن الکترون از اتم به صرف انرژی بیش‌تری نیاز خواهد داشت.

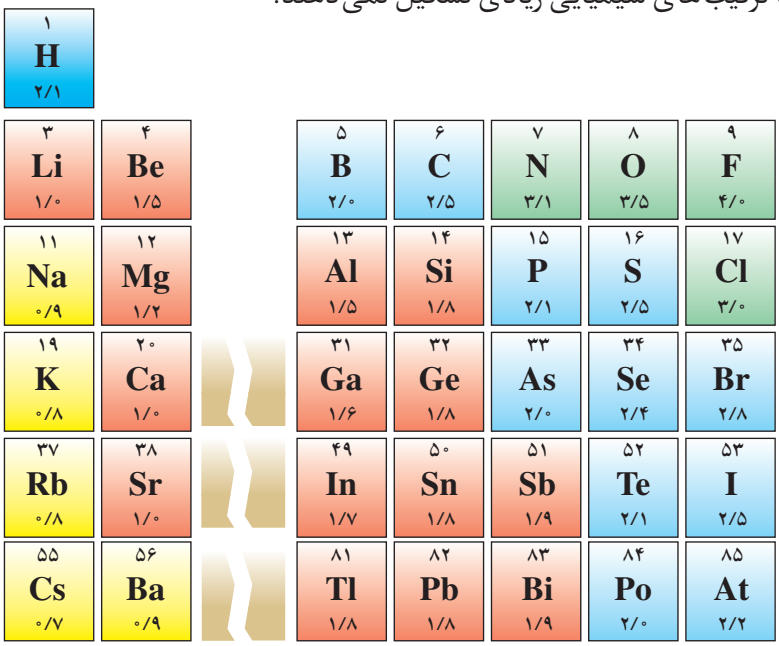
فکر کنید

آیا میان شعاع اتمی عنصرها و انرژی نخستین یونش آن‌ها رابطه‌ای وجود دارد؟ پاسخ خود را توضیح دهید.

روند تناوبی تغییر الکترونگاتیوی عنصرها

الکترونگاتیوی یک اتم میزان تمایل نسبی آن اتم برای کشیدن الکترون‌های یک پیوند به سمت هسته خود است. الکترونگاتیوی با یک مقیاس نسبی سنجیده می‌شود. در این مقیاس برای اجتناب از درج اعداد منفی، به اتم فلوئور به عنوان الکترونگاتیوترین عنصر،

الکترونگاتیوی ۴/۰ نسبت داده شده است و مقادیر الکترونگاتیوی برای عنصرهای دیگر نسبت به این مقدار محاسبه می‌شود. در شکل ۹ الکترونگاتیوی برخی از عنصرهای جدول تناوبی ملاحظه می‌شود. در این بررسی‌ها گازهای نجیب را در نظر نمی‌گیریم، زیرا این عنصرها ترکیب‌های شیمیایی زیادی تشکیل نمی‌دهند.



شکل ۹ الکترونگاتیوی عنصرهای اصلی جدول تناوبی

چنان که در شکل ۹ مشاهده می‌شود الکترونگاتیوی عنصرها با یک روند تناوبی تغییر می‌کند. به‌طور کلی مقادیر الکترونگاتیوی در یک **گروه** از عنصرها از بالا به پایین کاهش و در یک **دوره** از جدول تناوبی از چپ به راست افزایش می‌یابد. بنابراین کم‌ترین مقدار الکترونگاتیوی را می‌توان به سزیم در پایین و سمت چپ جدول و بیش‌ترین مقدار الکترونگاتیوی (با چشم‌پوشی از گازهای نجیب) را به اتم فلوئور در بالا و سمت راست جدول نسبت داد.

فکر کنید

۱ـ نموداری مشابه شکل ۸ از تغییر الکترونگاتیوی برحسب شماره‌ی گروه‌ها تهیه کنید. چه شباهتی میان روند تغییر انرژی نخستین یونش و الکترونگاتیوی عنصرها وجود دارد؟

۲ـ به شکل ۹ نگاه کنید. آیا ارتباطی میان مقدار الکترونگاتیوی عنصرها و خصلت فلزی و نافلزی آن‌ها مشاهده می‌شود؟ توضیح دهید.

بیش تر بخوانید

۱ـ *شیمی توصیفی عنصرها* ، منصور عابدینی، چاپ اوّل ، ۱۳۷۷ ، انتشارات فاطمی.

۲ـ *شیمی نافلزات و عناصر نیم‌رسانا* ، منصور عابدینی ، چاپ ششم،۱۳۷۶، انتشارات فاطمی.

۳ـ *شیمی فلزات* ، منصور عابدینی ، چاپ ششم، ۱۳۷۶ ، انتشارات فاطمی.

٤ـ *ساختمان مواد شیمیایی* ، مرتضی خلخالی ،چاپ دوازدهم، ۱۳۷۶ ، انتشارات فاطمی.

۵ـ *جدول تناوبی* ، فیروزه منتظری ، فرانک منطقی، زهرا ارزانی، چاپ اول، ۱۳۸۲ ، انتشارات محراب قلم.