

از لاتانیدها در لامپ تصویر تلویزیون‌های رنگی همچنین سوزاندن سموم ناشی از راکتورهای هسته‌ای استفاده می‌شود.

ردیف دوم از عنصرهای دسته f، اکتینیدها نام دارند که از ${}^{89}\text{Ac}$ آغاز و به ${}^{102}\text{No}$ ختم می‌شوند و ویژگی‌هایی شبیه ${}^{89}\text{Ac}$ دارند. در این ردیف ۱۴ عنصری، تنها چهار عنصر نخست (اکتینیم، توریم، پروتاکتینیم و اورانیم) در طبیعت یافت می‌شوند. از عنصر پنجم به بعد (عنصرهای ترانس اورانیم) همگی پرتوزا بوده و مصنوعی تهیه می‌شوند. نیمه عمر عنصرهای اکتینیدی اغلب از یک میلی ثانیه کمتر است. این شواهد و ویژگی‌ها بیانگر آن است که آرایش هسته در این عناصر اهمیت بیشتری از آرایش الکترونی دارد.

توجه کنید: لاتانیدها و اکتینیدها را نمی‌توان در یک گروه معین و جزء گروه‌های ۱۸ گانه جدول جای داد؛ بلکه آنها عنصرهای دسته f را تشکیل می‌دهند.

عنصرهای ۱۱۲ تا ۱۱۸ جدول تناوبی

عنصر شماره ۱۱۱ نخستین بار در ۸ دسامبر ۱۹۹۴ در دارمشتات آلمان ساخته شد. از بمباران اتمی ${}^{209}\text{Bi}$ با ${}^{64}\text{Ni}$ در یک شتاب‌دهنده خطی تنها سه اتم از آن ساخته شد و هر سه آنها ${}^{272}\text{U}_{111}$ بودند. نام پیشین این عنصر رونتگنیم (${}^{111}\text{Rg}$) و نام امروزی آن یونونیونیم (${}^{111}\text{U}_{111}$) است.

می‌دانید که رونتگن فیزیکدان آلمانی و کاشف پرتو X است و نام جدید آن در سال ۲۰۰۴، توسط IUPAC انتخاب شد.

${}^{112}\text{Uub}$: کوپرنیسیسم (${}^{292}\text{Cp}$) توسط پرفسور هافمن و گروه تحقیقاتی او با پرتاب اتم‌های باردار روی به سوی یک هدف سربی با یک شتاب‌دهنده به دست آمد که به افتخار کوپرنیک ستاره‌شناس نامدار لهستانی، کوپرنیسیسم نام گرفته بود و امروزه آن آن‌بیم نام دارد.

${}^{113}\text{Uut}$: آن‌آن‌تریم نام موقتی آن است که نخستین بار از واپاشی آن‌آن‌پنتیم به دست آمد و تاکنون تنها ۸ اتم از این عنصر فلزی دیده شده است.

${}^{114}\text{Uuq}$: آن‌آن‌کادیم نام موقت آن است که از پرتاب هسته‌های کلسیم به اتم‌های پلونیوم به دست آمده است.

${}^{115}\text{Uup}$: آن‌آن‌پنتیم نام موقت آن است که از آن دو ایزوتوپ ${}^{287}\text{Uup}$ و ${}^{288}\text{Uup}$ شناخته شده است.



Uuh ۱۱۶: آن آن هگزیم از برخورد هسته‌های کلسیم به اتم‌های کوریم پدید آمده و دارای چهار ایزوتوپ ^{290}Uuh ، ^{291}Uuh ، ^{292}Uuh و ^{293}Uuh می‌باشد.

Uus ۱۱۷: آن آن سپتیم، سال گذشته کشف شد و هنوز رسماً در جدول نیامده است.

Uuo ۱۱۸: آن آن اکتیم با نام اِکا - رادون، گاز نجیب این دوره بوده که سنگین‌ترین عنصر کشف شده است. در سال ۲۰۰۲ تنها ایزوتوپ ^{294}Uuo کشف شد.

خواص مغناطیسی نمک‌ها

اندازه‌گیری خواص مغناطیسی اطلاعات مفیدی درباره پیوندهای شیمیایی ماده به ما می‌دهد. این اطلاعات باعث گسترش روزافزون کاربرد این نمک‌ها شده است.

- اسپین الکترون دربردارنده خواص مغناطیسی آن است. بر این پایه، الکترون گشتاور مغناطیسی دارد. هنگامی که همه الکترون‌های یک اتم یا یون در ماده‌ای جفت می‌شوند، گشتاورهای مغناطیسی الکترون‌ها به گونه‌ای مؤثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و یک ماده دیامغناطیس پدید می‌آورند. چنین ماده‌ای هنگامی که در یک میدان مغناطیسی قرار گیرد، منحرف نمی‌شود.

- بسیاری از نمک‌های قلیایی، قلیایی خاکی و برخی ترکیب‌های دیگر که از قاعده هشتایی پیروی می‌کنند و یا همه الکترون‌ها در ساختار آنها جفت شده‌اند، دیامغناطیس‌اند. اگر در ماده‌ای یک اتم یا یون دارای یک یا چند الکترون تک (جفت نشده) باشد، آن ماده پارامغناطیس است. در جامدهای پارامغناطیس، الکترون‌های زوج نشده اتم‌ها تحت تأثیر الکترون‌های اتم‌ها یا یون‌های مجاور قرار نمی‌گیرند. گشتاور مغناطیسی اتم‌ها یا یون‌های جدا از هم (شکل ۳۴) جهت‌گیری تصادفی دارند. اما هنگامی که در یک میدان مغناطیسی قرار می‌گیرند، گشتاورهای مغناطیسی تقریباً هم‌جهت شده و یک برهم‌کنش جاذبه‌ای خالص با آهن‌ربا ایجاد می‌کنند. به همین دلیل ماده پارامغناطیس به درون میدان مغناطیسی کشیده می‌شود.

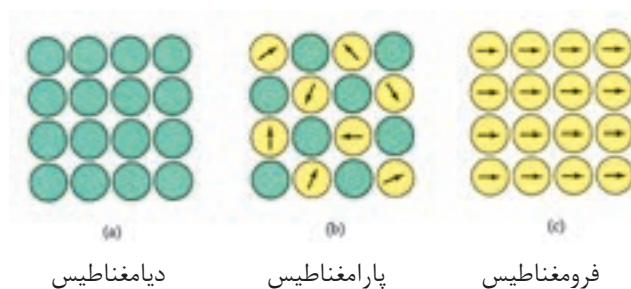
بسیاری از نمک‌های فلزهای واسطه $3d$ (به جز نمک‌های Zn^{2+} ، Cu^{+} ، Sc^{3+}) و نیز برخی گونه‌های دیگر مانند O_2 ، NO_2 و ... پارامغناطیس هستند.

با رفتار مغناطیسی آهن‌رباهای آهنی ساده، شکل بسیار قوی‌تر نیروی مغناطیسی به نام فرومغناطیس آشنا هستید (شکل ۳۳).

فرومغناطیس نشأت گرفته از الکترون‌های جفت نشده اتم‌ها یا یون‌های یک جامد است که از جهت‌گیری الکترون‌های مجاور خود تأثیرپذیری ندارند. پایدارترین (کم‌انرژی‌ترین) آرایش به دلیل همسوسدن اسپین الکترون‌های اتم‌ها یا یون‌های مجاور

است. هنگامی که یک جامد فرومغناطیس در یک میدان مغناطیسی قرار می‌گیرد، الکترون‌ها آمادگی دارند که به شدت با میدان مغناطیسی هم‌جهت شوند. جاذبه برای میدان مغناطیسی حاصل ممکن است یک میلیون بار قوی‌تر از جاذبه برای یک ماده پارامغناطیس ساده باشد. اگر میدان مغناطیسی بیرونی حذف شود، برهم‌کنش‌های میان الکترون‌ها موجب می‌شود که جامد در کل، گشتاور مغناطیسی را حفظ کند. به همین دلیل به آنها آهن‌ربای دائمی می‌گویند.

رایج‌ترین نمونه‌های فرومغناطیسی، عنصرهای Fe، Co و Ni بوده که بسیاری از آلیاژهای آنها در مقایسه با خود فلزها، نیروی فرومغناطیس بزرگتری نشان می‌دهند. برخی اکسید این فلزها مانند Fe_3O_4 فرومغناطیس‌اند. برخی اکسیدهای فرومغناطیس در نوار ضبط و دیسک‌های رایانه‌ای به کار می‌روند.



دیامغناطیس

پارامغناطیس

فرومغناطیس

شکل ۳۴. انواع رفتار مغناطیسی



شکل ۳۳. نمونه‌ای از خاصیت مغناطیسی آهن

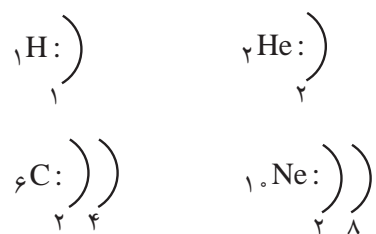
هیدروژن

هیدروژن در هیچ یک از گروه‌های جدول تناوبی به‌خوبی جای نمی‌گیرد. اتم هیدروژن تنها یک الکترون ظرفیت دارد و شاید به گروه نخست (فلزهای قلیایی) شبیه باشد! اما عنصرهای این گروه فلزند و هیدروژن نافلز است. از سوی دیگر عنصرهای گروه ۱۷، یک الکترون کمتر از آرایش گاز نجیب دارند؛ پس شاید هیدروژن به آنها شبیه است! ولی هیدروژن ویژگی‌های شیمیایی شبیه به آنها نداشته و اندازه آن بسیار کوچک می‌باشد. امکان سوم جای‌دادن در بالای گروه ۱۴ است (چرا؟).

چون در اتم هیدروژن ($1s^1$ ، لایه ظرفیت ($n=1$) نیمه پر است، می‌توان آن را همانند اتم کربن دانست که لایه ظرفیت ($n=2$) آن نیز نیمه پر است. زیرا در اتم کربن لایه



$n=2$ ، گنجایش هشت الکترون دارد اما این لایه دارای چهار الکترون است.



ولی خواص شیمیایی هیدروژن شباهتی به عنصرهای گروه ۱۴ ندارد. بر همین پایه آن را خانواده‌ای تک‌عنصری می‌دانیم.

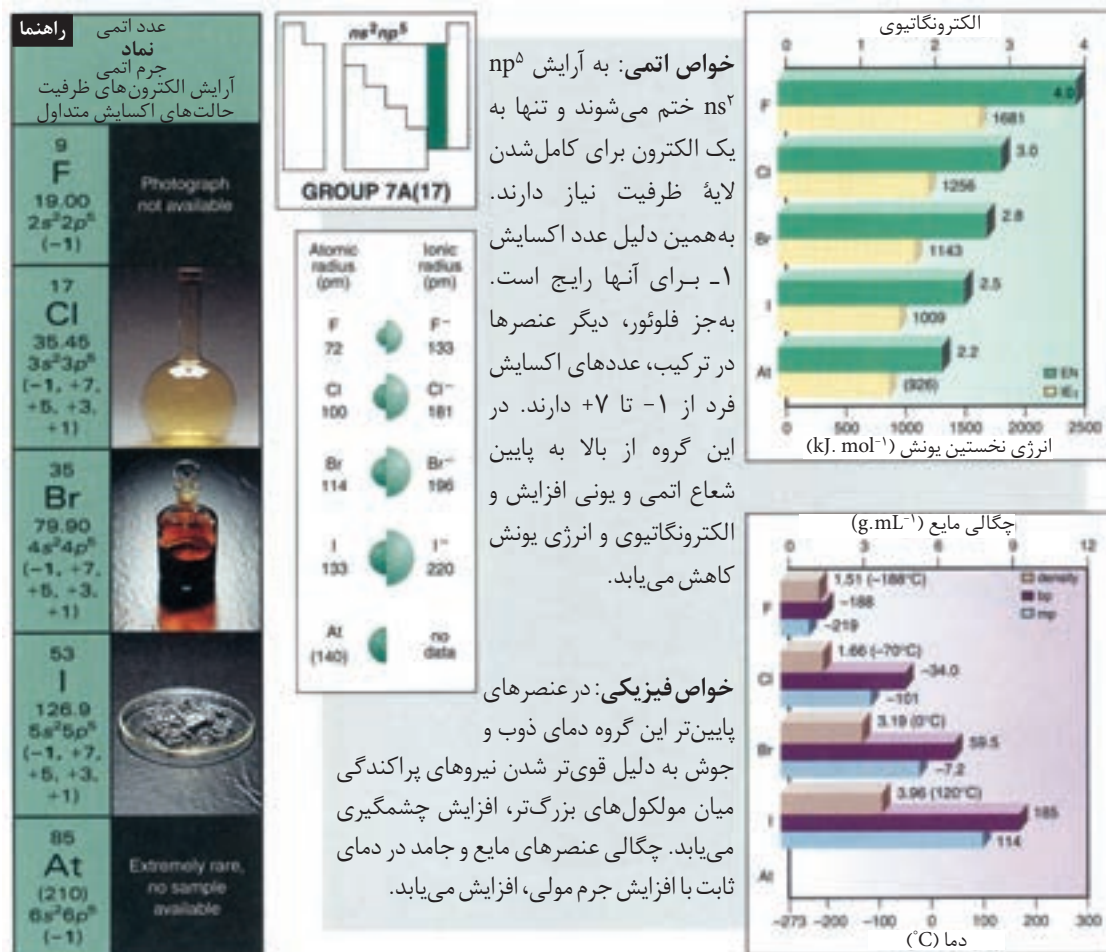
اتم‌های هیدروژن نزدیک به ۱۵٪ اتم‌های موجود در پوسته، آب‌ها و جو زمین را تشکیل داده ولی بر پایه جرم، کمتر از ۱٪ آنها را در بر می‌گیرد. منبع اصلی هیدروژن در طبیعت آب است. این عنصر در طبیعت به حالت آزاد یافت نشده و به اندازه ناچیزی تنها در گازهای آتشفشان وجود دارد.

هیدروژن گازی بی‌رنگ، بی‌بو و بی‌مزه است که کمترین چگالی را در میان مواد شیمیایی دارد (جرم یک لیتر از آن در شرایط STP برابر با ۰/۰۸۹۹ g است). مولکول‌های دواتمی آن (H_2) ناقطبی است و نیروهای جاذبه ضعیفی میان آنها وجود دارد (دمای جوش نرمال آن، $252/7^\circ\text{C}$ - و دمای ذوب نرمال آن، $259/1^\circ\text{C}$ - است). این گاز در آب انحلال‌پذیری ناچیزی دارد (در دما و فشار اتاق نزدیک به ۲mL از آن در یک لیتر آب حل می‌شود).

هالوژن‌ها (عنصرهای گروه ۱۷)

واژه هالوژن هم‌ارز با نمک‌زا (نمک‌ساز) است. ترکیب‌های گوناگون آنها از دوران باستان کاربرد داشته که شاید نخستین مورد آن استفاده از سنگ نمک یا نمک دریا (NaCl) برای نگهداری غذا و مزه‌دادن به آن باشد. جداسازی و بررسی عنصرهای طبیعی این گروه در همین اواخر صورت پذیرفت. کلر برای نخستین بار در سال ۱۶۳۰ توسط جی. بی. وان هلمونت به صورت گاز شناسایی شد (هیدروکلریک اسید را کیمیاگران نزدیک به ۹۰۰ سال پیش تهیه کرده بودند). پس از آن یُد را کورتویز در سال ۱۸۱۱ از تصعید فراورده واکنش سولفوریک اسید با خاکستر جلبک به دست آورد. ای بالارد در سال ۱۸۲۶ برم را از واکنش کلر با MgBr_2 (از آب‌های شور باتلاق‌ها) تهیه کرد. اگرچه از اواخر سده هفدهم، هیدروفلوئوریک اسید برای حکاکی روی شیشه به کار می‌رفت ولی فلوئور عنصری بود که در سال ۱۸۸۶، اچ. مويسان اندکی از این گاز بسیار واکنش‌پذیر را از

برقکافت KHF_2 در HF بدون آب به دست آورد. استاتین (At) یکی از آخرین عنصرهای با عدد اتمی کمتر از اورانیوم است که نخستین بار در سال ۱۹۴۰ توسط دی. آر. کورسون و کی. آر. مکنزی به همراه ای. سگری از بمباران ^{209}Bi با ذره‌های آلفا تهیه شد.



شکل ۳۵. برخی خواص فیزیکی و شیمیایی هالوژن‌ها

همه ایزوتوپ‌های استاتین پرتوزاست و بررسی شیمی این عنصر در شرایط دشواری انجام شده است.

هالوژن‌ها در حالت آزاد، مولکول‌های دواتمی دارند و به آسانی به یون‌های هالید تبدیل می‌شوند. همچنین با هیدروژن ترکیب می‌شوند و گازهای هیدروژن هالید پدید می‌آورند و به جز HF ، همگی در آب محلول اسید قوی می‌سازند. هالوژن‌ها واکنش‌پذیرترین نافلزهای جدول هستند که به حالت آزاد بسیار سمی‌اند.

این عناصرها به جز فلوئور که تنها عدد اکسایش ۱- در ترکیب‌های خود دارد، می‌توانند عدد اکسایش ۱-، ۱+، ۳+، ۵+ و ۷+ در ترکیب‌های خود داشته باشند. $F_2(g)$ زرد کم‌رنگ

و $\text{Cl}_2(\text{g})$ زرد مایل به سبز است که خاصیت رنگبری دارد. $\text{Br}_2(\text{l})$ مایع قرمز قهوه‌ای و $\text{I}_2(\text{s})$ خاکستری است. ید به آسانی به بخار ارغوانی تصعید می‌شود. برم مایع نیز به آسانی تبخیر شده، به بخارهای قهوه‌ای رنگ تبدیل می‌شود. فلئوئور در کانی‌های فلئوئورسپار (CaF_2)، کریولیت (Na_3AlF_6) و فلئوئور آپاتیت [$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$] وجود دارد و تنها فلئوئورسپار منبع تجاری مهم فلئوئور در صنایع شیمیایی است. در صنعت $\text{F}_2(\text{g})$ را از برقکافت KF در HF به دست می‌آورند. HF مایع و خالص رسانای برق نیست ولی با حل کردن KF در آن، یون‌های K^+ و HF_2^- پدید می‌آیند که رسانایی ویژه‌ای برای برقکافت دارند.

$\text{Cl}_2(\text{g})$ را نیز از برقکافت محلول آبی غلیظ سدیم کلرید به دست می‌آورند که افزون بر آن، گاز هیدروژن و محلول سود سوزآور نیز به دست می‌آید. این گاز هنگام برقکافت کلرید مذاب فلزهای فعال مانند $\text{NaCl}(\text{l})$ ، $\text{MgCl}_2(\text{l})$ و ... به عنوان فراورده فرعی نیز به دست می‌آید. برم را از وارد کردن یون‌های $\text{Cl}^-(\text{aq})$ به آب دریا تهیه می‌کنند، در حالی که ید را از یدات موجود در آب شور چاه‌های نفت به کمک سدیم بی‌سولفیت تهیه می‌کنند.

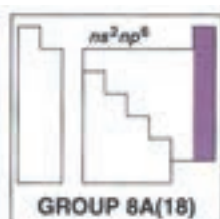
گازهای نجیب (عنصرهای گروه ۱۸)

عنصرهای این گروه تا مدت‌ها، گازهای «بی‌اثر» یا «نادر» نامیده می‌شدند ولی دیگر این نام‌گذاری درست نیست! اکنون عنصرهای این گروه، فعالیت شیمیایی ویژه و نسبتاً محدود دارند. این گازها (Xe ، Kr ، Ar ، Ne و Rn) در هوا وجود دارند و از فراورده‌های جانبی تقطیر جزء به جزء هوای مایع می‌باشند. درصد هلیوم در ذخایر معینی از گاز طبیعی بالاتر از هواست. هلیوم دومین عنصر فراوان جهان و آرگون سومین عنصر در هوای خشک است.

ترکیب هوای خشک

گاز	در صد حجمی
N_2	۷۸/۰۳
O_2	۲۰/۹۹
Ar	۰/۹۳
CO_2	۰/۰۳
Ne	۰/۰۰۱۵
H_2	۰/۰۰۱۰
He	۰/۰۰۰۵
Kr	۰/۰۰۰۱
Xe	۰/۰۰۰۰۰۸
Rn	بسیار ناچیز

راهنما	عدد اتمی نماد جرم اتمی آرایش الکترون‌های ظرفیت حالت‌های اکسایش متداول
2 He 4.003 1s ² (none)	1
10 Ne 20.18 2s ² 2p ⁶ (none)	1
18 Ar 39.95 3s ² 3p ⁶ (none)	1
36 Kr 83.80 4s ² 4p ⁶ (+2)	1
54 Xe 131.3 5s ² 5p ⁶ (+8, +6, +4, +2)	1
86 Rn (222) 6s ² 6p ⁶ (+2)	Mass spectral peak

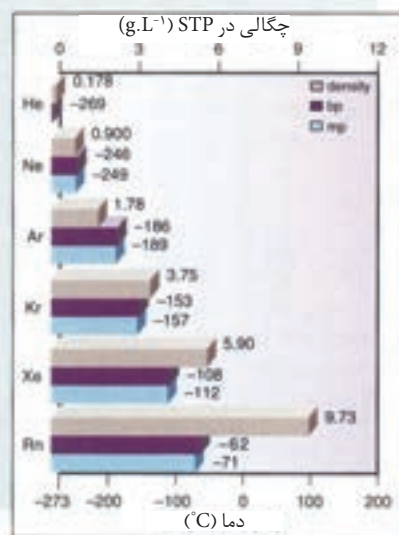
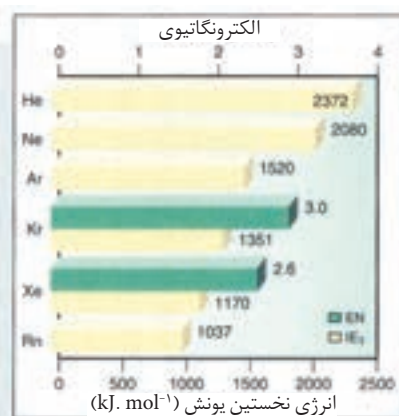


Atomic radius (pm)
He 31
Ne 71
Ar 98
Kr 112
Xe 131
Rn (140)

خواص اتمی: به جز He که آرایش الکترونی 1s² دارد، آرایش الکترونی دیگر اتم‌ها به ns²np⁶ ختم می‌شود.

از Xe، Kr و Rn ترکیب‌هایی شناخته شده است. Xe با واکنش‌پذیری بیشتر در ترکیب‌ها با عدد اکسایش +۲ تا +۸ یافت شده است. این گروه دارای عنصرهایی با بیشترین IE₁ در هر دوره است. از بالا به پایین با افزایش عدد اتمی، شعاع افزایش و IE کاهش می‌یابد.

خواص فیزیکی: دمای ذوب و جوش بسیار پایین عنصرهای این گروه نشان‌دهنده نیروهای جاذبه بسیار ضعیف میان ذره‌های آنهاست. از بالا به پایین با این که نیروهای پراکندگی قوی‌تر می‌شود، ولی در گستره دمایی کمی، به حالت مایع هستند. از بالا به پایین چگالی آنها نیز افزایش می‌یابد.



شکل ۳۶. برخی خواص فیزیکی و شیمیایی گازهای نجیب

نخستین بار هنری کاوندیش در سال ۱۷۶۶ هنگام آزمایش روی هوا، توانست با حذف نیتروژن (هوای فلورزیسته شده)، گاز اکسیژن و گاز کربن دی اکسید (با روش‌های شیمیایی)، مقدار ناچیز و ناخالصی به اندازه یک قسمت در ۱۲۰ از گاز ناشناخته‌ای تهیه کند که باعث جلوگیری از انجام واکنش می‌شد. پس از یک قرن دریافتند این جزء ناشناخته مخلوطی از گاز آرگون و دیگر گازهای نجیب است.

در خورشید گرفتگی سال ۱۸۶۸، خط نشری جدیدی در طیف هاله خورشید دیده شد که مربوط به هیچ عنصر شناخته شده‌ای نبود. در آن زمان دو دانشمند به نام‌های جی. ان. لوک لیر و ای. فرانکلند وجود عنصر جدیدی را پیش‌بینی کردند که نام مناسب هلیوم (با ریشه یونانی هم ارز با خورشید) به آن داده شد. در سال‌های آغازین دهه ۱۸۹۰

دو پژوهشگر به نام‌های لرد رایلی و ویلیام رامسی، به اختلافی میان چگالی گاز نیتروژن جداسازی شده از هوا و نیز گاز نیتروژن جداسازی شده از آمونیاک دست یافتند. آنها با آزمایش‌های دشوار و پیوسته، شناسایی عنصر جدیدی را پیش‌بینی کردند که در جدول پس از کلر جای می‌گیرد. آنها در سال ۱۸۹۵ با گزارشی کامل از آزمایش‌های خود، آرگون را معرفی نمودند (آرگون واژه‌ای یونانی هم‌ارز با کار نکن یا تنبل است).

نزدیک به سه سال رامسی و ام. دبلیو. تراورس سه عنصر دیگر به نام‌های نئون (در زبان یونانی هم‌ارز با جدید)، کریپتون (در زبان یونانی هم‌ارز با پنهان) و زنون (در زبان یونانی هم‌ارز با غریب) را از تقطیر جزء به جزء هوای مایع در دماهای پایین جداسازی کردند. آخرین گاز نجیب (رادون) در سال ۱۹۰۲ از فراورده‌ی تلاشی هسته‌ای جداسازی شد.

گاز آرگون برای پرکردن لامپ‌های روشنایی به کار می‌رود؛ زیرا با افروزه (فیلامان) داغ واکنش نمی‌دهد و با انتقال گرما از آن، بر عمر فیلامان می‌افزاید. این گاز نیز به عنوان محیط بی‌اثر (خشی) در جوش کاری و لحیم کاری در فرایندهای متالورژیکی به کار می‌رود. در این فرایندها آرگون، فلز داغ را از اکسایش محافظت می‌کند. هلیوم در بالن‌های سبک‌تر از هوا (چگالی آن نزدیک به ۱۴٪ چگالی هواست) و برای انجام فرایندها در دماهای پایین به کار می‌رود؛ زیرا دمای جوش هلیوم از مواد شیمیایی شناخته شده کمتر است (۴/۲K). هلیوم یکی از سازنده‌های اصلی ستاره‌هاست. چراغ‌های نئون از حباب‌های تخلیه شده دارای گاز نئون با فشار پایین‌تر ساخته می‌شوند. طیف نشری نئون عامل رنگ قرمز - نارنجی روشن در تابلوهای نئونی است.

با این که همه ایزوتوپ‌های رادون پرتوزا هستند ولی نسبت به وجود آن در بیشتر خانه‌ها نگرانی وجود دارد؛ زیرا رادون عاملی پنهان برای ابتلا به سرطان ریه به شمار می‌رود (رادون بیشتر از دیوارهای زیرزمین و کف اتاق‌ها وارد خانه می‌شود).

همه گازهای نجیب به دلیل آرایش الکترونی پایدار، تک اتمی هستند.

در سال ۱۹۶۲ نیل بارتلت دریافت که PtF_6 هنگامی که در هواست، تغییر رنگ می‌دهد. او به همراه دی. اچ. لوهمان نشان داد که PtF_6 یک اکسنده بسیار قوی است و تغییر رنگ به دلیل $[\text{PtF}_6]^- \text{Xe}^+$ است. هر چند که بعدها دریافتند این تغییر رنگ به دلیل مخلوط پیچیده‌ای از چند ترکیب زنون است.

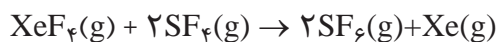
در چند ماه پس از آن، ترکیب‌های XeF_2 و XeF_4 بررسی شد و امروزه ده‌ها ترکیب از گازهای نجیب شناخته شده است (ولی باز هم شمار آنها در مقایسه با ترکیب‌های عنصرهای دیگر گروه‌ها، نسبتاً کم است).

ترکیب‌های پایدار شناخته شده تنها از کریپتون، زنون و رادون است. تنها یک ترکیب

دوتایی از کریپتون، KrF_2 با قطعیت شناخته شده که در 1°C - به عنصرهای سازنده اش تجزیه می شود.

بیشتر ترکیب های پایدار گازهای نجیب از ترکیب های زنون با عنصرهای الکترونگاتیو مانند O ، F و Cl بوده و نیز شماری ترکیب با پیوندهای $\text{Xe}-\text{C}$ ، $\text{Xe}-\text{N}$ و حتی $\text{Xe}-\text{Cr}$ گزارش شده است.

ترکیب های فلوئوردار زنون، عامل های فلوئوردارکننده مناسبی به شمار می روند؛ برای نمونه:



XeF_4 در آب پایدار است. XeF_4 و XeF_6 در آب به دلیل آبکافت، XeO_3 تولید می کنند. XeO_3 به صورت خطرناکی منفجر شونده است.

جدول ۶

ویژگی ترکیب	دمای ذوب ($^\circ\text{C}$)	طول پیوند (pm)	شکل فضایی	$\Delta H_{\text{تشکیل}} (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
XeF_2	۱۲۹	۲۰۰	خطی	-۱۰۹
XeF_4	۱۱۷/۱	۱۹۵/۲	مسطح مربعی	-۲۱۸
XeF_6	۴۹	-	هشت وجهی	-۲۹۸

واحد یادگیری ۵

روش تدریس: مشارکتی مبتنی بر IT

توصیه می‌شود با مقداری پنبه یک تودهٔ کروی درست کنید. سپس آن را روی میز قرار دهید و از دانش‌آموزان بخواهید که توضیح دهند چگونه می‌توان شعاع آن تودهٔ کروی را اندازه گرفت؟

پاسخ دانش‌آموزان را بشنوید، درستی یا نادرستی آنها را بررسی نکنید. منتظر بمانید تا یکی از آنها این موضوع را طرح کند که شعاع توده در جهت‌های مختلف یکسان نیست یا این که مرز مشخصی برای اندازه‌گیری شعاع وجود ندارد.

حال این موضوع را به ابر الکترونی اتم‌ها ارتباط داده و توضیح دهید که به دلیل سرعت زیاد الکترون‌ها و مشخص نبودن حد و مرز ابر الکترونی، نمی‌توان شعاع یک اتم مجزا را به‌طور دقیق اندازه‌گیری کرد.

در ادامه این سؤال را مطرح کنید که چگونه می‌توان شعاع اتم‌ها را اندازه گرفت؟ پس از شنیدن پاسخ‌ها موضوع را به‌طور کامل توضیح دهید و با جمع‌بندی مطالب گفته شده شعاع اتمی را تعریف کنید.

در ادامه با اشاره به روش‌های اندازه‌گیری شعاع اتمی، توجه دانش‌آموزان را به شکل صفحه ۴۳ در کتاب درسی جلب کنید و مفهوم شعاع کووالانسی و شعاع وان دروالسی را توضیح دهید.

از دانش‌آموزان بپرسید اگر بر روی یک لامپ روشن یک حباب شیشه‌ای مات قرار دهیم، در میزان نور تابیده شده به یک نقطه چه تغییری ایجاد می‌شود؟ در مورد علت آن جویا شوید. پس از بررسی نظرات دانش‌آموزان، مفهوم اثر پوششی الکترون‌های درونی و بار مؤثر هسته را توضیح دهید. در این مورد می‌توان از آنالوژی‌های براده آهن و لایه‌های کاغذ و آهن‌ربا یا قابلمه داغ و دستگیره نیز استفاده کرد.

هدف‌های آموزشی

انتظار می‌رود دانش‌آموز در پایان این واحد یادگیری:

۱- با مفهوم شعاع اتمی عناصرها آشنا شود.

۲- مفهوم بار مؤثر هسته را درک کند.

۳- مهارت مقایسهٔ شعاع اتمی عناصرها را کسب و تقویت کند.

۴- با روند تغییر شعاع اتمی عناصرها در یک دوره و یک گروه از جدول تناوبی آشنا شود.

۵- با شعاع کووالانسی و وان دروالسی آشنا شود و تفاوت آنها را درک کند.

ارزشیابی تشخیصی

۱- عناصرها در جدول تناوبی بر چه اساسی کنار هم قرار گرفته‌اند؟

۲- گروه و دوره عناصرهای زیر را در جدول تناوبی مشخص کنید.

${}_{11}\text{Na}: [{}_{10}\text{Ne}]3s^1$

${}_{20}\text{Ca}: [{}_{18}\text{Ar}]4s^2$

${}_{15}\text{P}: [{}_{10}\text{Ne}]3s^2, 3p^3$

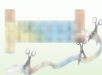
$\text{Be}: [{}_{2}\text{He}]2s^2$

۳- شعاع اتمی را تعریف کنید.

۴- آیا تعداد لایه‌های الکترونی اتم با شعاع آن ارتباط دارد؟

سپس کاربرگ زیر را که از قبل تکثیر کرده‌اید، در اختیار گروه‌ها قرار دهید و از آنها بخواهید با بررسی و مطالعه مطالب آن به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهند.

کاربرگ کلاسی (گروهی - فردی)	
نام و نام خانوادگی (نام اعضا):	
موضوع درس:	
تاریخ:	
داده‌ها: آرایش الکترونی بر اساس مدل بور برای عنصرهای گروه اول به صورت زیر است.	
نماد شیمیایی عنصر	آرایش الکترون‌ها در لایه‌های اصلی
${}^3\text{Li}$	
${}^{11}\text{Na}$	
${}^{19}\text{K}$	
${}^{37}\text{Rb}$	
${}^{55}\text{Cs}$	
${}^{87}\text{Fr}$	



نام و نام خانوادگی (نام اعضا):

تاریخ:

موضوع درس:

با توجه به جدول بالا به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید:

۱- در یک گروه جدول تناوبی عناصرها، از بالا به پایین، هر یک از موارد زیر چه تغییری کرده است؟

آ) شعاع اتمی

☐ زیاد شده ☐ کم شده ☐ تغییر نکرده

ب) تعداد لایه‌های الکترونی

☐ زیاد شده ☐ کم شده ☐ تغییر نکرده

پ) اثر پوششی الکترون‌های درونی

☐ زیاد شده ☐ کم شده ☐ تغییر نکرده

نام و نام خانوادگی (نام اعضا):

تاریخ:

موضوع درس:

داده‌ها: آرایش الکترونی براساس مدل بور برای عنصرهای دوره دوم جدول تناوبی به صورت زیر است.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
تناوب ۲	${}^3\text{Li}$	${}^4\text{Be}$	${}^5\text{B}$	${}^6\text{C}$	${}^7\text{N}$	${}^8\text{O}$	${}^9\text{F}$
آرایش الکترونی در لایه‌های اصلی							

با توجه به جدول بالا به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید:

۱- در یک دوره جدول تناوبی عناصرها، با افزایش عدد اتمی، هر یک از موارد زیر چه تغییری کرده است؟

آ- شعاع اتمی

☐ زیاد شده ☐ کم شده ☐ تغییر نکرده

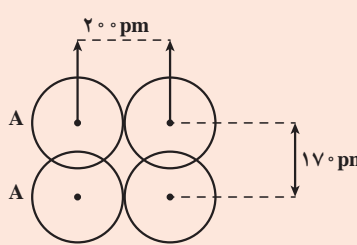
ب- تعداد لایه‌های الکترونی

☐ زیاد شده ☐ کم شده ☐ تغییر نکرده

پ- بار مؤثر هسته

☐ زیاد شده ☐ کم شده ☐ تغییر نکرده

۲- از دو عامل فوق کدام یک تأثیر بیشتری در تغییر شعاع اتمی در یک تناوب دارد؟

کاربرگ کلاسی (گروهی - فردی)	صفحه ۴
نام و نام خانوادگی (نام اعضا):	
موضوع درس:	تاریخ:
<p>۳- در هر یک از جفت اتم‌های زیر شعاع اتمی کدام یک بیشتر است؟ چرا؟</p> <p>(آ) ${}_{17}\text{Cl}$ ، ${}_{35}\text{Br}$</p> <p>(ب) ${}_{15}\text{P}$ ، ${}_{12}\text{Mg}$</p> <p>(پ) ${}_{12}\text{Mg}$ ، ${}_{20}\text{Ca}$ ، ${}_{17}\text{Cl}$</p> <p>۴- با توجه به شکل:</p>  <p>(آ) طول پیوند A-A چند pm است؟</p> <p>(ب) شعاع کووالانسی A را حساب کنید.</p> <p>(پ) شعاع وان دروالسی اتم A چند pm است؟</p> <p>۵- با توجه به آرایش الکترونی عنصرهای داده شده آنها را به ترتیب افزایش شعاع اتمی مرتب کنید.</p> <p>A: $[\text{Ne}]3s^2$ B: $[\text{He}]2s^2 2p^4$ C: $[\text{He}]2s^2 2p^1$</p>	

سپس معلم از نماینده یکی از گروه‌ها بخواهد که پاسخ گروه خود درباره پرسش‌های کاربرگ را بیان کند و گروه‌های دیگر در مورد درستی یا نادرستی آن نظر دهند. معلم نیز بحث را مدیریت کند. در پایان با نشان دادن تصویر صفحه ۴۴ کتاب درسی روند تغییر شعاع اتمی در یک دوره و گروه از جدول تناوبی عنصرها را توضیح دهد. همچنین با بررسی کاربرگ‌ها امتیاز کار گروهی را به عنوان ارزشیابی مستمر ثبت کند.

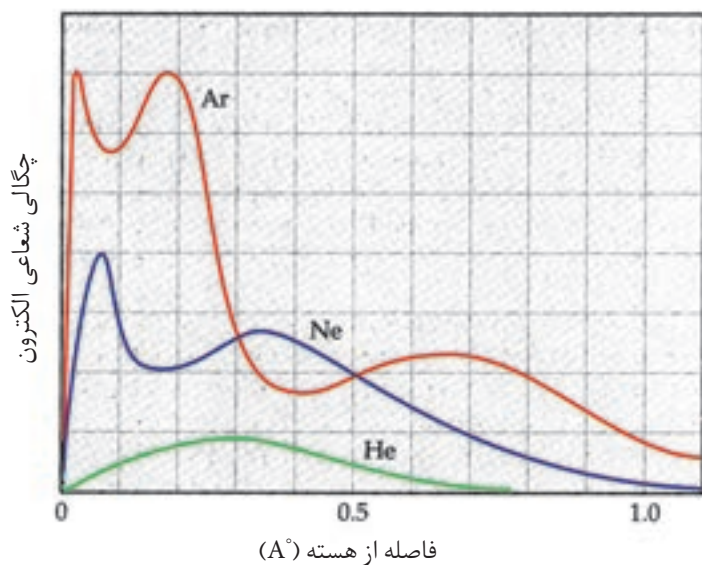
بر دانش خود بیفزایید

لایه‌های الکترونی و اندازه اتم‌ها

اغلب، ما اتم‌ها را کروی و سخت تصور می‌کنیم؛ در حالی که مطابق نظریه کوانتومی هیچ مرز مشخصی را نمی‌توان برای یک اتم قائل شد. از این رو اندازه‌گیری شعاع یک اتم مجزا به طور دقیق امکان ندارد، اما با بهره‌گیری از جنبه‌های گوناگون مکانیک کوانتومی می‌توان به توزیع الکترون‌ها در اتم‌ها پی برد. به گونه‌ای که اگر چگالی شعاعی الکترونی (احتمال حضور الکترون در یک فاصله خاص) را برحسب فاصله از هسته بررسی کنیم، نموداری به صورت زیر برای سه گاز نجیب He، Ne، Ar خواهیم داشت (شکل ۳۷). در نمودار برای He یک مقدار بیشینه، برای Ne و Ar نیز به ترتیب دو و سه مقدار بیشینه



دیده می‌شود. هر یک از این مقادیر بیشینه عمدتاً مربوط به الکترون‌هایی است که عدد کوانتومی آنها یکسان است. بنابراین، الکترون‌های $1s$ در اتم هلیم یک چگالی شعاعی الکترونی در حدود 0.3 \AA^3 نشان می‌دهند. در آرگون بیشینه چگالی شعاعی الکترونی برای $1s$ در 0.5 \AA^3 اتفاق می‌افتد و بیشینه دوم ناشی از الکترون‌های $2s$ و $2p$ و بیشینه سوم به الکترون‌های $3s$ و $3p$ مربوط است.

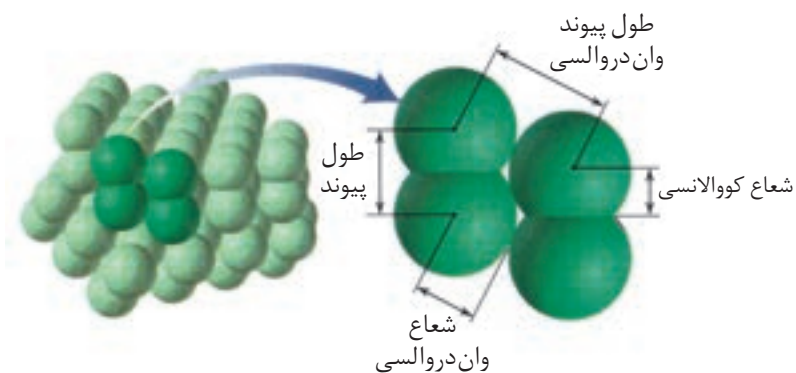
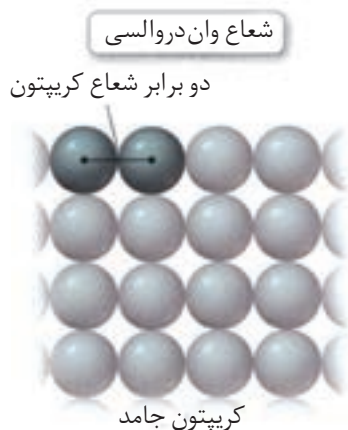


شکل ۳۷. چگالی شعاعی الکترون آرگون، نئون و هلیم

این داده‌ها نشان می‌دهند که $1s$ در آرگون از هلیم به هسته نزدیکتر است، زیرا بار الکتریکی هسته آرگون ($+18$) از هلیم ($+2$) بسیار بیشتر است. این نمودار همچنین نشان می‌دهد که توزیع چگالی الکترونی یکباره با دور شدن از هسته به انتها نمی‌رسد، بلکه به آرامی با افزایش فاصله کاهش می‌یابد، زیرا اتم‌ها مرزهایی با اندازه ثابت ندارند.

تخمین شعاع اتم

شعاع اتم‌ها را می‌توان به روش کریستالوگرافی (بلورشناسی) تخمین زد. به گونه‌ای که فاصله بین دو هسته در بلور یک عنصر اتمی را به کمک پراش پرتوهای X اندازه‌گیری می‌کنند. این روش فقط درباره عنصرهایی کارایی دارد که بلور آنها شناسایی شده باشد. برای نمونه شعاع اتمی هلیم و نئون را نمی‌توان به این روش تخمین زد؛ بلکه باید با در نظر گرفتن تقریب‌هایی به طور محاسباتی آنها را برآورد کرد.



شکل ۳۸. شعاع کووالانسی و وان دروالسی برای کلر در حالت جامد

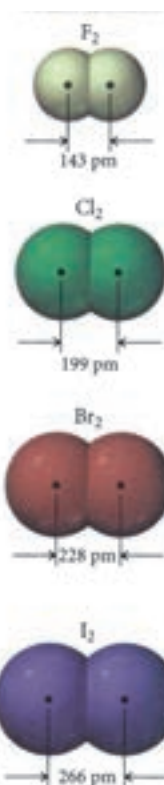
شکل ۳۹. شعاع وان دروالسی کریپتون

شعاع اتمی عنصرهای مولکولی (نافلزها) را نیز نمی‌توان به این روش محاسبه کرد، بلکه با استفاده از طیف سنجی، طول پیوند را تعیین می‌کنند. بنابراین شعاع اتمی‌ها به پارامترهای گوناگونی وابسته است و طبیعی است که شعاع‌های گزارش شده در روش‌های مختلف با یکدیگر تفاوت اندکی داشته باشند. جدول و نمودار زیر شعاع اتمی و روند تغییر آن را نشان می‌دهند.

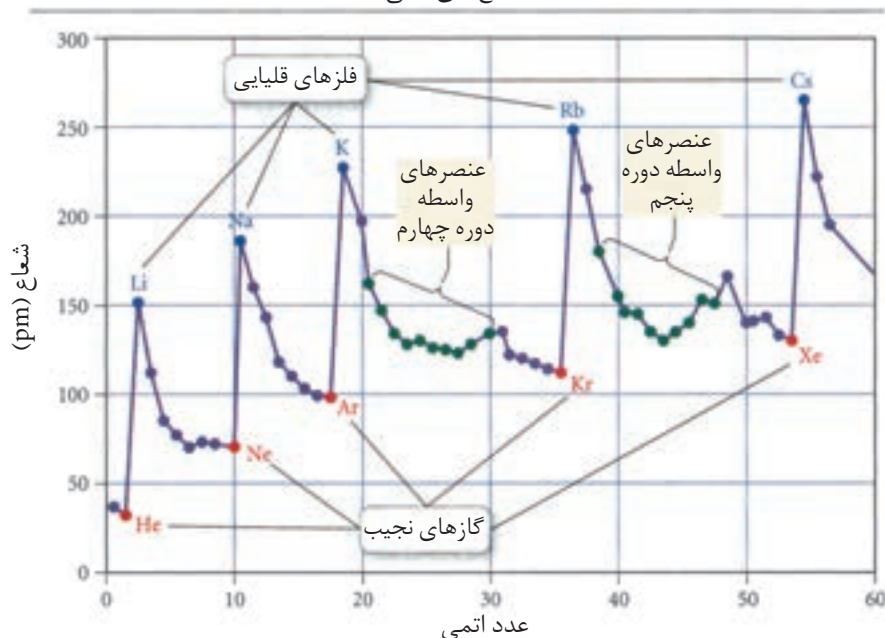


شکل ۴۱. شعاع فلزی و کووالانسی

A: شعاع فلزی، B و C: شعاع کووالانسی



شکل ۴۰. طول پیوند هالوژن‌ها



شکل ۴۲. روند تغییر شعاع عناصرها

بار مؤثر هسته (Z^*) و روند تغییر آن در جدول تناوبی

در یک اتم یا یون چند الکترونی، هر الکترونی را که توسط هسته جذب می‌شود، همزمان دیگر الکترون‌ها را دفع می‌کند از این‌رو دافعه‌های الکترون - الکترون مانع از تجزیه و تحلیل وضعیت می‌گردد. تجربه نشان می‌دهد که انرژی هر الکترون را باید با در نظر گرفتن میانگین بر هم کنش آن با محیط پدید آمده از هسته و دیگر الکترون‌ها، تخمین زد. این الگو به ما کمک می‌کند که هر الکترون را جداگانه بررسی کنیم.

از این‌رو در یک اتم یا یون چند الکترونی به مقدار جاذبه‌ای که هسته بر یک الکترون وارد می‌کند صرف نظر از جاذبه آن بر سایر الکترون‌ها، بار مؤثر هسته نامیده می‌شود. به بیان دیگر به دلیل وجود الکترون‌های درونی‌تر که بین هسته و الکترون مورد نظر قرار دارند، از میزان بار هسته بر آن الکترون کاسته می‌شود. به بار خالص که هر الکترون احساس می‌کند، بار مؤثر هسته می‌گویند که همواره (به جز اتم H) از بار هسته کمتر است.

اگر از بار مثبت هسته (Z)، میانگین چگالی بار یا اثر پوششی الکترون‌های درونی‌تر (S) را کم کنیم، بار مؤثر هسته (Z^*) به دست می‌آید:

$$Z^* = Z - S$$

این رابطه نشان می‌دهد، بار مثبتی که الکترون‌های لایه بیرونی‌تر تجربه می‌کنند، همواره کمتر از کل بار مثبت هسته است؛ زیرا الکترون‌های لایه‌های درونی‌تر تاحدی بار

مثبت هسته را تعدیل کرده و یا الکترون‌های درونی‌تر، الکترون‌های بیرونی‌تر را در برابر بار کامل هسته، محافظت می‌کنند و یا می‌پوشانند. این اثر به اثر پوششی (S) معروف است.

قواعد اسلیتر برای محاسبه S و Z^* :

۱- آرایش الکترونی اتم یا یون تک اتمی مورد نظر را می‌نویسیم.

۲- آرایش الکترونی را در گروه بندی‌های زیر مرتب می‌کنیم.

... و $(4f)$ ، $(4d)$ ، $(4s \text{ و } 4p)$ ، $(3d)$ ، $(3s \text{ و } 3p)$ ، $(2s \text{ و } 2p)$ ، $(1s)$

۳- پس از مشخص کردن الکترون مورد نظر باید توجه کرد که گروه‌های الکترونی بالاتر (در سمت راست آن) اثری ندارند و تنها الکترون‌های موجود در همان دسته و دسته‌های پایین‌تر (در سمت چپ آن) اثر پوششی دارند.

۴- اگر الکترون مورد نظر در گروه‌های ns یا np باشد، هر الکترون در آن گروه به اندازه 0.35 ، الکترون‌های گروه $n-1$ به اندازه 0.85 و الکترون‌های گروه $n-2$ و پایین‌تر از آن به اندازه یک اثر پوششی دارند.

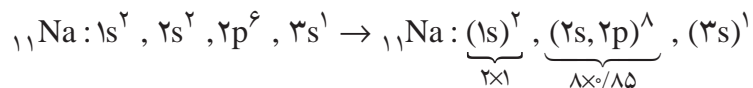
* فقط در آرایش $1s^2$ ، هر الکترون روی دیگری به اندازه 0.3 اثر پوششی دارد.

۵- اگر الکترون مورد نظر در دسته nd و nf باشد، هر الکترون در همان گروه به اندازه

0.35 و همه الکترون‌های پایین‌تر (در سمت چپ آن) به اندازه یک، اثر پوششی دارند.

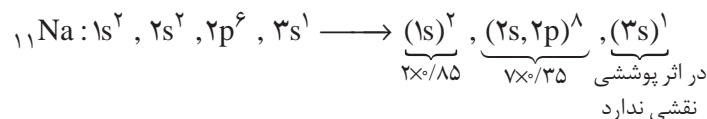
* به مثال‌های زیر توجه کنید.

(آ) بار مؤثر هسته بر روی الکترون ظرفیت اتم سدیم



$$S = (2 \times 1) + (8 \times 0.85) = 2 + 6.8 = 8.8 \rightarrow Z^* = Z - S = 11 - 8.8 = 2.2$$

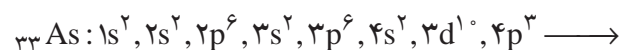
(ب) بار مؤثر هسته بر روی یکی از الکترون‌های $2p$ در اتم سدیم



$$S = (2 \times 0.85) + (7 \times 0.35) = 1.7 + 2.45 = 4.15$$

$$Z^* = Z - S = 11 - 4.15 = 6.85$$

(پ) بار مؤثر هسته بر روی یکی از الکترون‌های $4p$ در اتم ${}_{33}\text{As}$.



$$\underbrace{(1s)^2, (2s \text{ و } 2p)^6}_{1 \times 1}, \underbrace{(3s \text{ و } 3p)^6, (3d)^1}_{18 \times 0 / 85}, \underbrace{(4s \text{ و } 4p)^5}_{4 \times 0 / 35}$$

$$S = (1 \times 1) + (18 \times 0 / 85) + (4 \times 0 / 35) = 26 / 7$$

$$Z^* = Z - S = 33 - 26 / 7 = 6 / 3$$

ت (بار مؤثر هسته بر روی یکی از الکترون های 3d در اتم 33As

$${}_{33}\text{As}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^1, 4p^3$$

$$\underbrace{(1s)^2, (2s \text{ و } 2p)^6, (3s \text{ و } 3p)^6}_{18 \times 1}, \underbrace{(3d)^1}_{9 \times 0 / 35}, \underbrace{(4s \text{ و } 4p)^5}_{\text{دراثر پوششی نقشی ندارند}}$$

$$S = (18 \times 1) + (9 \times 0 / 35) = 18 + 3 / 15 = 21 / 15$$

$$Z^* = Z - S = 33 - 21 / 15 = 11 / 85$$

اینک به روند تغییر Z^* بر روی الکترون ظرفیت اتم عنصرهای یک دوره مانند دوره

دوم ($n=2$) جدول تناوبی توجه کنید.

جدول ۷

عنصر	لیتیم	بریلیم	بور	کربن	نیتروژن	اکسیژن	فلوئور	نئون
عدد اتمی (Z)	۳	۴	۵	۶	۷	۸	۹	۱۰
اثر پوششی (S)	۱/۷	۲/۰۵	۲/۴	۲/۷۵	۳/۱	۳/۴۵	۳/۸	۴/۱۵
بار مؤثر هسته (Z^*)	۱/۳	۱/۹۵	۲/۶	۳/۲۵	۳/۹	۴/۵۵	۵/۲	۵/۸۵

همان گونه که جدول نشان می دهد در یک دوره از چپ به راست Z^* افزایش می یابد.

جدول زیر روند تغییر Z^* را بر روی الکترون ظرفیت اتم عنصرهای یک گروه (IIA یا ۲)

جدول تناوبی نشان می دهد.

جدول ۸

عنصر	بریلیم	منیزیم	کلسیم	استرانسیم
عدد اتمی (Z)	۴	۱۲	۲۰	۳۸
اثر پوششی (S)	۲/۰۵	۸/۷۵	۱۶/۷۵	۳۴/۱۵
بار مؤثر هسته (Z^*)	۱/۹۵	۳/۲۵	۳/۷۵	۳/۸۵

همان گونه که جدول نشان می دهد در یک گروه از بالا به پایین، Z^* افزایش می یابد

ولی تفاوت آن میان عنصرهای هم گروه به تدریج کمتر و کمتر شده تا این که Z^* تقریباً ثابت می ماند.

پاسخ «فکر کنید» صفحه ۴۴ کتاب درسی

۱-آ) الکترون های ظرفیت

ب) افزایش می یابد زیرا با ثابت بودن لایه های الکترونی اتم ها در عنصرهای یک دوره از جدول تناوبی، با افزایش Z به تدریج Z^* نیز بیشتر می شود.

۲- در هر دوره از چپ به راست با ثابت بودن شمار لایه های الکترونی به تدریج با افزایش Z و در پی آن افزایش Z^* ، نیروی جاذبه هسته بر الکترون ها بیشتر شده و شعاع اتم کوچکتر می شود.



واحد یادگیری ۶

روش تدریس پیشنهادی: کاوشگری هدایت شده

توصیه می شود کاربرگ و کاغذ شطرنجی زیر را که از قبل تکثیر کرده اید، در اختیار گروه ها قرار دهید و از آنها بخواهید که هر گروه با بررسی و مطالعه مطالب آن، فعالیت مربوط به خود را انجام داده و به پرسش های مطرح شده پاسخ دهند.

گروه اول: تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه اول و دوره دوم جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی

گروه دوم: تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه دوم و دوره دوم جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی

گروه سوم: تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای دوره سوم و گروه هفدهم جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی

گروه چهارم: تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه اول و دوره سوم جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی

گروه پنجم: تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه دوم و دوره سوم جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی

گروه ششم: تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه هفدهم و دوره دوم جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی

هدف های آموزشی

انتظار می رود دانش آموز در پایان این واحد یادگیری:

۱- با روند کلی تغییر نخستین انرژی یونش عنصرها در یک دوره از جدول تناوبی آشنا شود.

۲- با بی نظمی های موجود در تغییر انرژی نخستین یونش عنصرها در یک دوره از جدول تناوبی آشنا شود و دلیل آنها را درک کند.

۳- با روند تغییر نخستین انرژی یونش عنصرها در یک گروه از جدول تناوبی آشنا شود و دلیل آن را درک کند.

۴- مهارت مقایسه نخستین انرژی یونش عنصرها با یکدیگر را در خود تقویت کند.

ارزشیابی تشخیصی

۱- با استفاده از جدول تناوبی، اتم های زیر را به ترتیب افزایش شعاع اتمی مرتب کنید.

N, P, Si (آ)

Li, Na, K (ب)

B, C, N (پ)

F, Cl, S (ت)

۲- درستی یا نادرستی هر یک از گفته های زیر را با گذاشتن علامت ✓ یا × مشخص کنید. در صورتی که مفهوم گفته ای برای شما نا آشنا باشد، در برابر آن

۱- با توجه به داده‌های جدول زیر، نمودارهای خواسته شده را رسم کنید:

آ) نمودار تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه ... جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی
ب) نمودار تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای دوره ... جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی

انرژی نخستین یونش عنصرهای اصلی kJ/mol

IA								VIIIA
H								He
1312.0								2372.3
	IIA		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
620.2	899.4		800.6	1086.4	1420.3	1313.9	1681.0	2080.8
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
495.8	737.7		577.6	786.4	1011.7	999.6	1251.1	1520.5
K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
418.8	589.8		578.8	762.1	947	940.9	1139.9	1360.7
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
403.0	549.5		558.3	708.6	833.7	869.2	1008.4	1170.4
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
375.7	508.1		595.4	722.9	710.6	821	--	1047.8
Fr	Ra							
--	514.6							

۲- با توجه به نمودارهایی که رسم کرده‌اید، به پرسش‌های زیر پاسخ دهید:

آ) در هر گروه با افزایش عدد اتمی انرژی نخستین یونش چگونه تغییر کرده است؟ به نظر شما علت این تغییر چیست؟

ب) در هر دوره با افزایش عدد اتمی انرژی نخستین یونش به‌طور کلی چگونه تغییر کرده است؟ چرا؟

پ) آیا روند تغییر انرژی نخستین یونش در عنصرهای یک دوره منظم است؟ بی‌نظمی در روند انرژی نخستین یونش در یک دوره بین عنصرهای کدام گروه‌ها دیده می‌شود؟

ت) با رسم آرایش الکترونی نموداری، علت بی‌نظمی‌های مشاهده شده را توضیح دهید (راهنمایی: ترتیب پایداری آرایش الکترونی اوربیتال‌ها به صورت: نامنظم «نیمه پر»، اوربیتال پر است).

ث) آیا ارتباطی بین تغییر شعاع اتمی و تغییر انرژی نخستین یونش در یک گروه و یک دوره از جدول تناوبی وجود دارد؟ توضیح دهید.

علامت «؟» بگذارید در ضمن عبارت‌های نادرست را اصلاح کنید و از نو بنویسید.

آ) در هر تناوب از جدول تناوبی عنصرها، با افزایش عدد اتمی، شعاع اتمی کاهش می‌یابد.

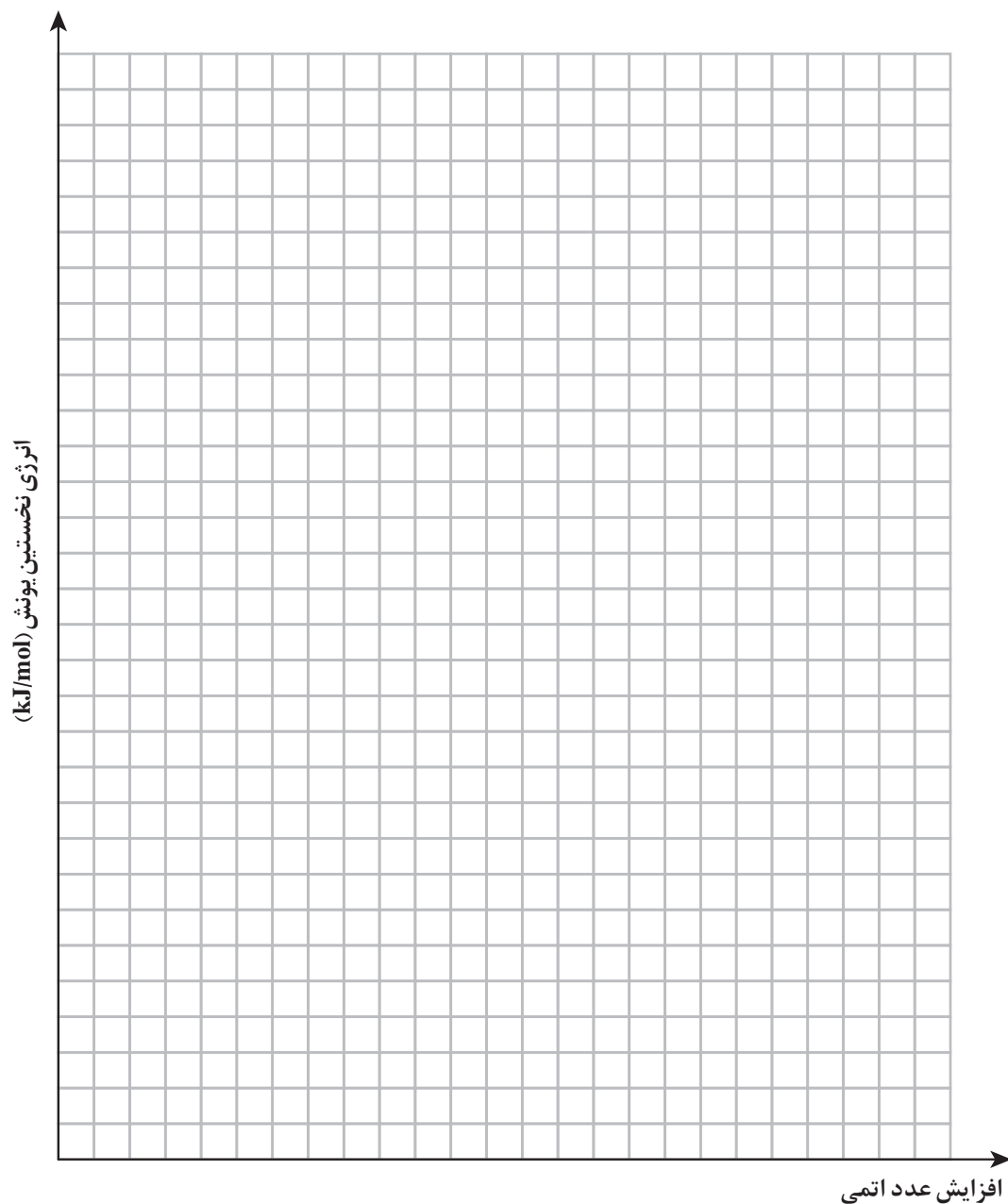
ب) در هر گروه از جدول تناوبی عنصرها، با افزایش عدد اتمی، شعاع اتمی کاهش می‌یابد.

پ) در گروه شانزدهم جدول تناوبی عنصرها، اکسیژن انرژی نخستین یونش بیشتری نسبت به گوگرد دارد.

ت) در تناوب دوم جدول تناوبی عنصرها، لیتیم انرژی نخستین یونش بیشتری نسبت به بریلیم دارد.

برای کلاس‌هایی که تعداد گروه‌ها بیشتر است، یا به‌منظور ایجاد رقابت بین گروه‌ها می‌توان موضوع را به صورت تکراری به گروه‌ها داد.

مقیاس جدول را قبل از رسم مشخص کنید.



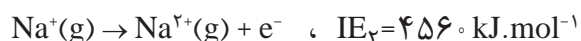
پس از فعالیت دانش‌آموزان، کاربرگ‌ها جمع‌آوری می‌شود. به منظور جمع‌بندی مطالب، از بین دانش‌آموزان چند نفر را برای پاسخ دادن به پرسش‌های کاربرگ انتخاب کنید و پس از ارائه پاسخ هر یک از دانش‌آموزان، جواب نهایی را تأیید کنید. در این جلسه نمره کار برگ را می‌توان به عنوان ارزشیابی مستمر منظور کرد.

* انرژی یونش

از آن جا که آسانی جدا شدن الکترون (ها) از یک اتم یا یون، ویژگی های مهمی از رفتار شیمیایی آن را نشان می دهد، مفهوم یونش و انرژی یونش (IE) اهمیت ویژه ای دارد. انرژی نخستین یونش، کمترین انرژی لازم برای جدا کردن یک مول الکترون از یک مول اتم گازی در حالت پایه است. برای نمونه:



این ویژگی نشان می دهد که هر چه انرژی یونش بیشتر باشد، جدا کردن آن الکترون دشوارتر است. از این رو جدا کردن الکترون های متوالی دیگر، انرژی یونش بیشتری نیاز دارند، مانند:



به برخی انرژی های متوالی اتم عنصرهای سدیم تا آرگون در جدول زیر توجه کنید.

جدول ۹

عنصر	IE ₁	IE ₂	IE ₃	IE ₄	IE ₅	IE ₆	IE ₇
Na	496	4560					
Mg	738	1450	7730				
Al	578	1820	2750	11600			
Si	786	1580	3230	4360	16100		
P	1012	1900	2910	4960	6270	22200	
S	1000	2250	3360	4560	7010	8500	27100
Cl	1251	2300	3820	5160	6540	9460	11000
Ar	1521	2670	3930	5770	7240	8780	12000

* انرژی های یونش بر حسب kJ/mol هستند.

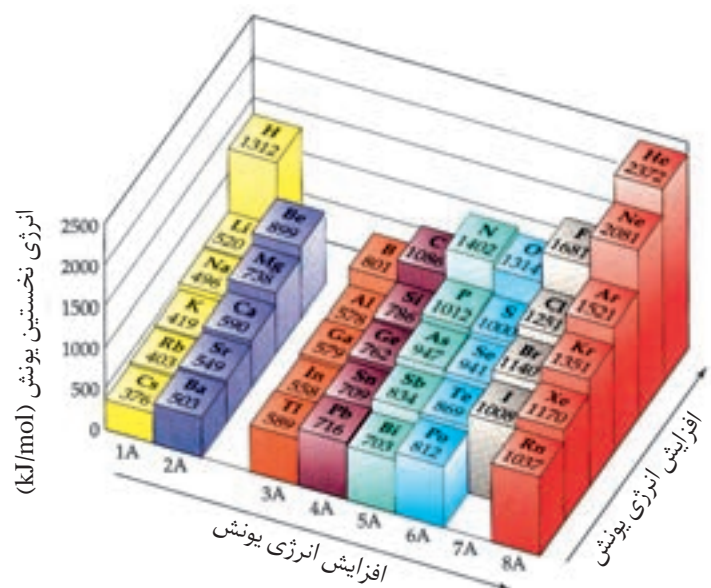
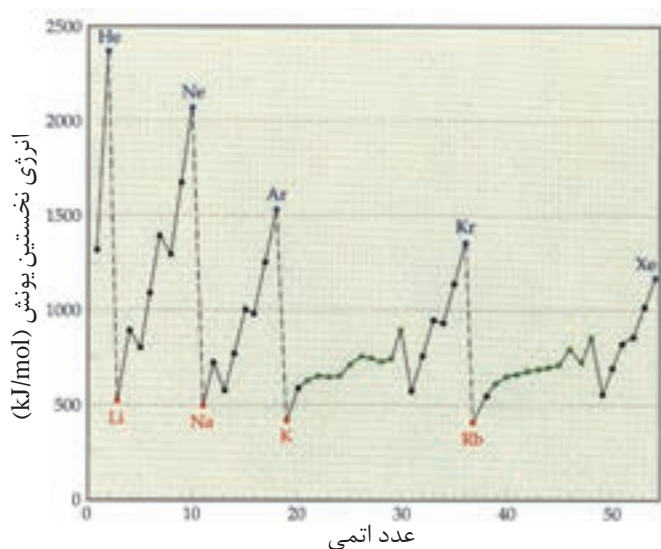
این جدول نشان می دهد:

۱- با جدا شدن متوالی الکترون ها، انرژی یونش افزایش می یابد ($\text{IE}_1 < \text{IE}_2 < \dots$)، زیرا با ثابت ماندن بار مثبت هسته که نیروی جاذبه را فراهم می کند، شمار الکترون ها کم می شود. این روند، افزایش بار مؤثر هسته (Z^*) را بر روی الکترون های باقی مانده نشان می دهد. هر چه بار مؤثر هسته بزرگتر باشد، انرژی لازم برای جدا کردن الکترون بیشتر خواهد بود.



۲- افزایش ناگهانی در انرژی یونش، هنگام جدا شدن الکترون از لایهٔ درونی تر رخ می‌دهد. این ویژگی به دلیل نزدیکی لایهٔ الکترونی درونی تر به هسته است.

۳- هنگام جدا شدن الکترون‌ها از گونهٔ مشابه با گاز نجیب، انرژی یونش به شدت افزایش می‌یابد. این مشاهده، اندیشهٔ شرکت بیرونی‌ترین الکترون‌ها (یعنی الکترون‌های پس از آرایش گاز نجیب) در اشتراک یا دادوستد الکترون را هنگام تشکیل پیوند یا انجام واکنش شیمیایی تأیید می‌کند. گویی الکترون‌های درونی به اندازه‌ای تحت جاذبهٔ هسته قرار دارند که اتم آنها را به آسانی از دست نداده و یا در پیوند و واکنش شرکت نمی‌دهد.



شکل ۴۳. روند تغییر انرژی یونش برخی از عنصرهای جدول تناوبی

روند تناوبی در انرژی نخستین یونش

به شکل‌های بالا توجه کنید:

این دو شکل، روند تغییر IE_1 را در جدول نشان می‌دهند.

۱- انرژی لازم برای جدا کردن یک الکترون از لایهٔ ظرفیت هم به Z^* و هم به میانگین فاصلهٔ الکترون از هسته بستگی دارد. افزایش Z^* و کاهش میانگین فاصله از هسته، جاذبهٔ هسته را میان الکترون و هسته افزایش می‌دهد و جدا کردن الکترون دشوارتر می‌گردد. در یک دوره از چپ به راست به تدریج Z^* افزایش و شعاع اتمی کاهش می‌یابد؛ به همین دلیل IE_1 افزایش می‌یابد. در حالی که در یک گروه Z^* به تدریج افزایش یافته و به تدریج ثابت می‌شود و همزمان با آن شعاع اتمی افزایش می‌یابد، به همین دلیل نیروی جاذبه میان هسته و الکترون‌های ظرفیت کاهش می‌یابد و در پی آن IE_1 نیز کاهش می‌یابد.

۲- در هر دوره از جدول تناوبی با افزایش Z^* ، IE_1 افزایش می‌یابد؛ به گونه‌ای که در هر دوره بیشترین و کمترین IE_1 به ترتیب مربوط به گاز نجیب و فلز قلیایی همان دوره است.

۳- در هر گروه از بالا به پایین؛ با افزایش شمار لایه‌های الکترونی و در پی آن با افزایش شعاع اتمی، IE_1 کاهش می‌یابد. به همین دلیل کمترین و بیشترین IE_1 در جدول تناوبی به ترتیب مربوط به Cs و He است.

۴- بی‌نظمی‌های موجود در عنصرهای یک دوره آشکار ولی ظریف است. برای نمونه کاهش IE_1 در Be $_4$ به سوی B $_5$ به این دلیل است که اثر پوششی بر الکترون‌های اوربیتال ۲s در اتم Be کمتر از این اثر بر الکترون‌های اوربیتال ۲p در اتم B است. این ویژگی باعث می‌شود که در اتم‌های چند الکترونی، انرژی اوربیتال ۲p بالاتر از انرژی اوربیتال ۲s باشد. همچنین کاهش IE_1 از N $_7$ به سوی O $_8$ به دلیل دافعه الکترون‌های جفت شده در آرایش p^4 نسبت به p^3 است.

۵- عنصرهای گروه‌های اصلی در مقایسه با عنصرهای واسطه، گستره بزرگتری از مقدارهای IE_1 را نشان می‌دهند. در یک دوره از چپ به راست، در عنصرهای واسطه، میانگین فاصله الکترون‌ها تا هسته تقریباً ثابت است (الکترون‌ها به زیر لایه درونی تر ۳d افزوده می‌شوند) ولی به تدریج Z^* افزایش می‌یابد؛ به همین دلیل IE_1 افزایش می‌یابد (جدول زیر).

عنصر	اسکاندیم	تیتانیوم	وانادیم	کروم	منگنز	آهن	کبالت	نیکل	مس	روی
عدد اتمی (Z)	۲۱	۲۲	۲۳	۲۴	۲۵	۲۶	۲۷	۲۸	۲۹	۳۰
اثر پوششی (S)	۱۸	۱۸/۳۵	۱۸/۷	۱۹/۴	۱۹/۴	۱۹/۷۵	۲۰/۱	۲۰/۴۵	۲۱/۱۵	۲۱/۱۵
بار مؤثر هسته (Z^*)	۳	۳/۶۵	۴/۳	۴/۶	۵/۶	۶/۲۵	۶/۹	۷/۵۵	۷/۸۵	۸/۸۵

پاسخ «فکر کنید» صفحه ۴۶ کتاب درسی

نمودارهای صفحه ۴۵ کتاب نشان می‌دهد که در یک دوره از جدول تناوبی، هر چه شعاع اتمی کاهش می‌یابد، IE_1 بیشتر می‌شود و در یک گروه هر چه شعاع اتمی افزایش می‌یابد، IE_1 کمتر می‌شود. این روندها نشان می‌دهند که میان IE_1 و شعاع، رابطه‌ای وارونه وجود دارد.



واحد یادگیری ۷

بر دانش خود بیفزایید

الکترونگاتیوی و روند تغییر آن در جدول تناوبی

الکترونگاتیوی میزان توانایی نسبی یک اتم برای جذب الکترون‌های پیوندی به سوی هسته خود است. هرچه مقدار الکترونگاتیوی یک اتم بیشتر باشد، توانایی آن در جذب الکترون به سمت هسته خودش بیشتر خواهد بود. مقدار الکترونگاتیوی در یک مقیاس اختیاری بیان می‌شود، از این‌رو نسبی است. نخستین و متداول‌ترین مقیاس الکترونگاتیوی را شیمیدان آمریکایی، لینوس پاولینگ^۱ (۱۹۰۱-۱۹۹۴) بر پایه داده‌های ترموشیمیایی (میانگین آنتالپی‌های پیوند) بنا نهاد.

می‌دانید که یک پیوند کووالانسی قطبی، قوی‌تر از پیوند کووالانسی ناقطبی مشابه است. این تفاوت در قدرت پیوند، بیان‌کننده تفاوت انرژی لازم برای غلبه بر بارهای الکتریکی جزئی (δ^+ و δ^-) در پیوند قطبی به دلیل اشتراک و گسترش نابرابر ابر الکترون‌های پیوندی است.

اگر انرژی لازم برای گسستن پیوند را با D (برحسب $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) و اختلاف الکترونگاتیوی اتم‌های A و B را با $|X_B - X_A|$ نمایش دهیم، بر پایه مقیاس پاولینگ خواهیم داشت:

$$|X_B - X_A| = 0.1 \sqrt{\Delta'} \quad , \quad \Delta' = D_{A-B} - \left(\frac{D_{A-A} + D_{B-B}}{2} \right)$$

پاولینگ بالاترین مقدار الکترونگاتیوی ($4/0$) را در این مقیاس به فلوئور نسبت داد و الکترونگاتیوی دیگر اتم‌ها را بر پایه آن به دست آورد.

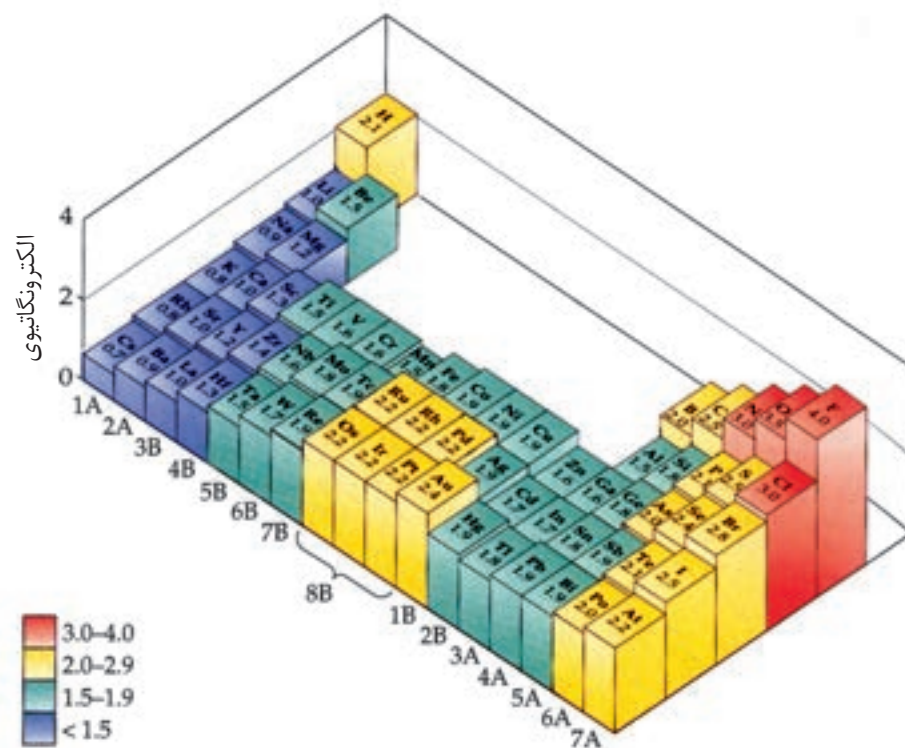
برای نمونه اگر آنتالپی پیوندهای $H-F$ ، $H-H$ ، $F-F$ به ترتیب ۵۶۲ ، ۴۳۶ و ۱۵۸ کیلوژول بر مول باشد، الکترونگاتیوی هیدروژن هم‌ارز است با:

$$\Delta' = D_{H-F} - \left(\frac{D_{H-H} + D_{F-F}}{2} \right) = ۵۶۲ - \left(\frac{۴۳۶ + ۱۵۸}{2} \right) = ۲۶۵$$

$$|X_F - X_H| = 0.1 \sqrt{\Delta'} = 0.1 \sqrt{۲۶۵} \approx ۱/۸ \xrightarrow{X_F=4/0} X_H \approx 2/2$$

در جدول صفحه بعد الکترونگاتیوی هیدروژن $2/1$ درج شده که تفاوتی نزدیک به $4/5\%$ دارد و قابل قبول است.

^۱ - L. Pauling



شکل ۴۴. روند تغییر الکترونگاتیوی عناصرها در جدول تناوبی

این جدول نشان می‌دهد که در یک دوره از چپ به راست، الکترونگاتیوی افزایش می‌یابد، در حالی که در یک گروه از بالا به پایین، الکترونگاتیوی کاهش می‌یابد و به تدریج ثابت می‌ماند.

این روند تغییر الکترونگاتیوی در جدول تناوبی با روند تغییر Z^* در یک دوره و یک گروه همخوانی دارد (چرا؟).

در جدول تناوبی بیشترین و کمترین الکترونگاتیوی به ترتیب مربوط به فلوئور و سزیم است.

مولیکن الکترونگاتیوی را از میانگین انرژی نخستین الکترون خواهی و انرژی نخستین یونش اتم محاسبه کرد. آلرد و روچاو نیروی جاذبه الکترواستاتیکی میان الکترون‌ها و هسته در شعاع کووالانسی r (متناسب با $\frac{Z^*}{r}$) را به عنوان الکترونگاتیوی محاسبه کردند. چون الکترونگاتیوی یک مفهوم کیفی است و همه مقیاس‌های متداول مقادیر مشابهی دارند، استفاده از الکترونگاتیوی به تعریف آن وابسته نیست.

از آنجا که الکترونگاتیوی نسبی است برای اتم‌های یک عنصر، الکترونگاتیوی در حالت‌های اکسایش گوناگون به دلیل تفاوت در Z^* ، متفاوت است.

برای نمونه عدد اکسایش آهن در FeBr_2 برابر با ۲+ و در FeBr_3 برابر با ۳+ است.
به خواص این دو ترکیب توجه کنید.

ترکیب	شکل فیزیکی	دمای ذوب ($^{\circ}\text{C}$)	دمای جوش ($^{\circ}\text{C}$)	چگالی (g.cm^{-3})
آهن (II) برمید	زرد-قهوه‌ای، نم‌گیر، بلور هگزاگونال	۶۹۱	تجزیه می‌شود	۴/۶۳
آهن (III) برمید	قرمز تیره، نم‌گیر، بلور هگزاگونال	تجزیه می‌شود	-	۴/۵۰

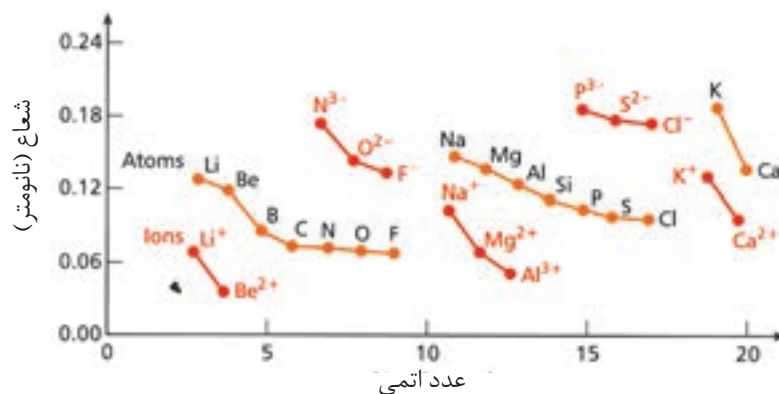
این جدول نشان می‌دهد که FeBr_2 خواص یونی آشکارتری دارد. زیرا Fe^{2+} در FeBr_2 ، بار مؤثر هسته (Z^*) و در پی آن الکترونگاتیوی کمتری از Fe^{3+} در FeBr_3 داشته، از این رو تفاوت الکترونگاتیوی آن با برم بیشتر و پیوند خصلت یونی بیشتری دارد.
این تفاوت در ویژگی‌ها، برای SnCl_2 در مقایسه با SnCl_4 آشکارتر است.
* SnCl_4 ترکیبی با دمای ذوب نسبتاً بالا، در حالت مایع رسانای برق است. در حالی که SnCl_4 بلورهای نرمی داشته که در $2^{\circ}\text{C}/-3^{\circ}$ ذوب شده و به حالت مایع نارساناست.
این تفاوت‌ها را توجیه کنید.

پاسخ «فکر کنید» صفحه ۴۷

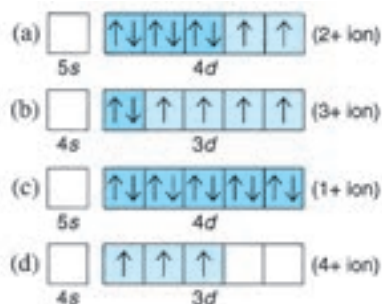
۱- الکترونگاتیوی نیز در نمای کلی همانند IE_1 در عنصرهای یک دوره از چپ به راست افزایش می‌یابد و در یک گروه از بالا به پایین کاهش می‌یابد.
۲- هرچه خاصیت نافلزی بیشتر باشد، الکترونگاتیوی نیز بیشتر است (خاصیت نافلزی و الکترونگاتیوی در عنصرهای جدول تناوبی هم‌سو می‌باشد). همچنین هرچه خاصیت فلزی بیشتر می‌شود، از مقدار الکترونگاتیوی کاسته می‌شود. دلیل این است که بار مؤثر هسته در عنصرهای یک دوره از چپ به راست (از فلزها به نافلزها) بیشتر می‌شود.

خودارزشیابی

۱- پس از بررسی نمودار روبه‌رو، ۵ روند (یا مقایسه) برای آن بنویسید.



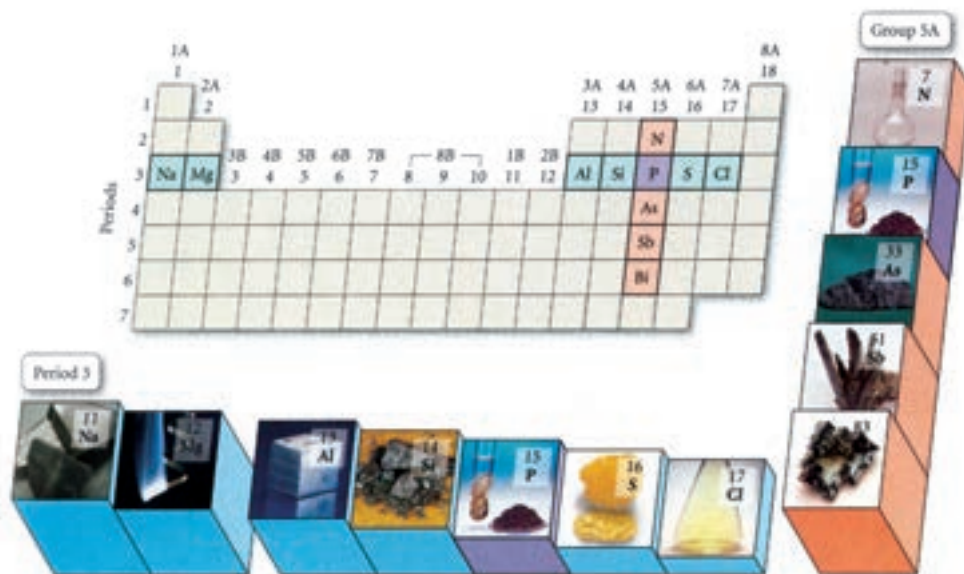
۲- به کمک آرایش الکترونی لایه ظرفیت یون‌های زیر به پرسش‌ها پاسخ دهید.



آ) عدد اتمی هریک را مشخص کنید.

ب) پارامغناطیس و دیامغناطیس بودن نمک‌های هریک را مشخص کنید.

۳- شکل زیر روند تغییر کدام ویژگی را در جدول تناوبی نشان می‌دهد؟ توضیح دهید.



۴- اگر رابطه میان انرژی پیوند و اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم سازنده پیوند کووالانسی به صورت زیر باشد:

$$|X_A - X_B| = 0.208 \sqrt{\Delta} \quad , \quad \Delta = E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \times E_{B-B}}$$

(X_B و X_A : الکترونگاتیوی اتم‌های A و B)

انرژی پیوند P-P را به دست آورید.

* انرژی پیوند H-H و P-H به ترتیب برابر با $104/2$ و $76/9$ کیلوکالری بر مول است.

۵- دمای گازهای پیرامون سطح خورشید به چندین میلیون درجه سلسیوس می‌رسد، به گونه‌ای که می‌تواند اتم‌های آهن را به Fe^{14+} یونیده کند. کدام دسته از یون‌های گازی زیر بیشتر جذب میدان مغناطیسی می‌شوند؟ چرا؟

Fe^{14+} و Fe^{9+} و Fe^{8+} و Fe^{7+} و Fe^{4+} و Fe^{3+} و Fe^{2+} و Fe^{+}

۶- شکل زیر روند تغییر نقطه ذوب عناصر را در دوره سوم جدول تناوبی نشان می‌دهد. آن را تفسیر کنید.

