"دانش آموزان عزیز این جزوه و مطالبی که در ادامه در کانال قرار داده خواهد شد، به منظور پیش مطالعهٔ شما عزیزان از شیمی یازدهم در کانال قرار داده می‌شود. انشاءالله با تصویب متن کامل کتاب درسی، مطالب بیشتر و جامع‌تری برایتان ارایه خواهیم کرد. با ما همراه باشید."

آرایش الکترونی اتم‌ها

آرایش الکترونی اتم‌ها با سه روش آرایش الکترونی لایه‌ای، آرایش الکترونی نموداری (اوربیتالی) و آرایش الکترونی نوشتاری نشان داده می‌شود.

آرایش الکترونی نموداری

به منظور نشان دادن چگونگی توزیع الکترون‌ها در زیرلایه‌ها و هم‌چنین نمایش جهت چرخش الکترون به دور خود (جهت اسپین) از آرایش الکترونی نموداری استفاده می‌کنیم. در این نمودار، هر اوربیتال با یک چهارگوش (مربع) و الکترون نیز با یک پیکان نشان داده می‌شود. در هر اوربیتال حداکثر دو الکترون جای می‌گیرد، لذا نمودار یک اوربیتال کاملاً پُر شده به صورت مقابل خواهد بود. ↑↓

نکته: در سال دهم دانستیم که مجموعه‌ای از چند اوربیتال هم‌جنس (با l برابر)، یک زیرلایه را تشکیل می‌دهد و از اجتماع چند زیرلایه (با n برابر)، یک لایهٔ الکترونی ایجاد می‌شود برای مثال لایهٔ الکترونی n=۴ را در نظر می‌گیریم:

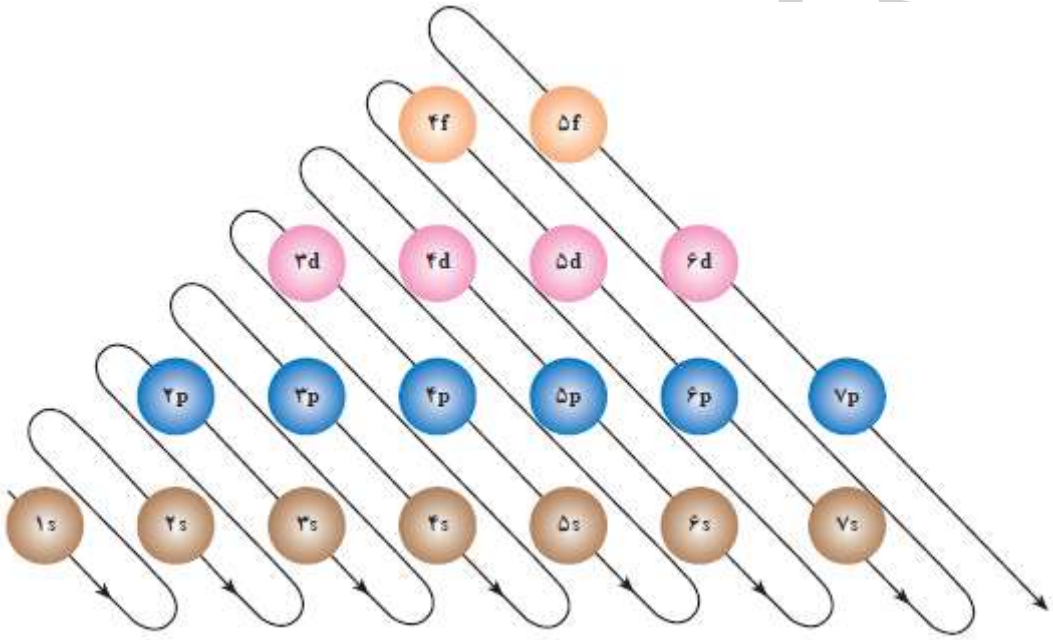
زیر لایه‌ها		اوربیتال‌های پرشده
$4f^{14}$	l=۳	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
$4d^{10}$	l=۲	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
$4p^{6}$	l=۱	↑↓ ↑↓ ↑↓
$4s^{2}$	l=۰	↑↓

n=۴

دانلود از اپلیکیشن پادرس

آرایش الکترونی نوشتاری

آرایش الکترونی نوشتاری یک اتم، شکل خلاصه شدهٔ آرایش الکترونی نموداری آن است. در شیوهٔ نوشتاری، تعداد الکترون‌ها به صورت بالا نویس روی نماد مشخص کنندهٔ زیرلایه یا اوربیتال قرار می‌گیرد. ترتیب پر شدن زیرلایه‌های اتمی براساس سطح انرژی آن‌هاست. یعنی زیرلایه‌ای که سطح انرژی پایین‌تری دارد، زودتر پر می‌شود. بنابراین ترتیب پر شدن زیرلایه‌ها به شکل زیر خواهد بود:



$$1s\ \underbrace{[2s\ 2p][3s\ 3p]}_{[ns\ np]\ n=2\ و\ 3}\ \underbrace{[4s\ 3d\ 4p][5s\ 4d\ 5p]}_{[ns\ (n-1)d\ np]\ n=4\ و\ 5}\ \underbrace{[6s\ 4f\ 5d\ 6p][7s\ 5f\ 6d\ 7p]}_{[ns\ (n-2)f\ (n-1)d\ np]\ n=6\ و\ 7}$$

نکته: به طور کلی الکترون‌ها ابتدا وارد زیرلایه‌ای می‌شوند که مجموع عددهای کوانتومی اصلی و اوربیتالی (n+l) آن کم‌تر باشد و اگر برای دو زیرلایه مجموع (n+l) برابر شود، الکترون ابتدا وارد زیرلایه‌ای می‌شود که مقدار n کوچک‌تری داشته باشد. برای مثال به ترتیب پر شدن زیرلایه‌های ۳d، ۴s و ۴p را توجه کنید:

۴s: $n=4$ و $l=0$ $(n+l=4)$ **۳d**: $n=3$ و $l=2$ $(n+l=5)$ **۴p**: $n=4$ و $l=1$ $(n+l=5)$

لذا ابتدا ۴s، سپس ۳d و در نهایت ۴p پُر می‌شود.

دانلود از اپلیکیشن پادرس

تمرین: آرایش الکترونی ده عنصر متوالی در جدول زیر آمده است، جدول را کامل کنید.

آرایش الکترونی نوشتاری		آرایش الکترونی نموداری			نماد شیمیایی عنصر
		۱s	۲s	۲p	
$1s^1$		↑			$_1H$
$1s^2$	پر شدن نخستین لایهٔ الکترونی	↑↓			$_2He$
$1s^2 2s^1$		↑↓	↑		$_3Li$
$1s^2 2s^2$	پر شدن نخستین زیرلایه	↑↓	↑↓		$_4Be$
$1s^2 2s^2 2p^1$	از دومین لایهٔ الکترونی	↑↓	↑↓	↑	$_5B$
$1s^2 2s^2 2p^2$		↑↓	↑↓	↑ ↑	$_6C$
.....	نیمه پر شدن دومین زیرلایه				$_7N$
.....	از دومین لایهٔ الکترونی				$_8O$
.....					$_9F$
.....	پر شدن لایهٔ الکترونی دوم				$_{10}Ne$

نکته: پس از پر شدن زیرلایه‌ها از الکترون، ترتیب قرار گرفتن آن‌ها به دور هسته دقیقاً بر حسب عدد کوانتومی اصلی (n) آن‌ها می‌شود. به طوری که زیرلایه‌ای که n کوچک‌تری داشته باشد، نزدیک‌تر به هسته قرار می‌گیرد.

برای مثال ترتیب پر شدن زیرلایه‌ها و آرایش الکترونی $_{21}Sc$ را مرور می‌کنیم:

آرایش الکترونی: $_{21}Sc: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$

ترتیب قرار گرفتن زیرلایه‌ها به دور هسته: $_{21}Sc: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$

نکته: سطح انرژی تراز 3d قبل از قرار گرفتن الکترون بالاتر از سطح انرژی تراز 4s است، لذا همیشه پس از 4s پر می‌شود. ولی چنانچه در بالا نیز اشاره شد، پس از قرار گرفتن الکترون، تراز 3d نزدیکتر از 4s به هسته قرار می‌گیرد.

دانلود از اپلیکیشن پادرس

اصل آفبا

اگر برای رسم آرایش الکترونی اتم عنصرهای دیگر، از اتم هیدروژن شروع کنیم و سپس یک به یک بر تعداد پروتون‌های درون هسته و الکترون‌های پیرامون آن بیفزاییم، به این گونه، اتم عنصرهای سنگین‌تر از هیدروژن را به ترتیب افزایش عدد اتمی ساخته‌ایم. این شیوهٔ دست یافتن از یک اتم به اتم دیگر را اصل بناگذاری یا آفبا می‌گویند.

نکته: آفبا (aufbau) یک واژهٔ آلمانی به معنای رشد یا افزایش گام به گام است.

گازهای نجیب یا بی‌اثر

گازهای نجیب شامل هلیُم ($_{۲}He$) نئون($_{۱۰}Ne$)، آرگون ($_{۱۸}Ar$)، کریپتون ($_{۳۶}Kr$)، زنون ($_{۵۴}Xe$) و رادون ($_{۸۶}Rn$) می‌باشد. اگر آرایش گازهای نجیب را بررسی کنیم، مشاهده می‌کنیم که به جز هلیُم که اوربیتال s کاملاً پر دارد، بقیهٔ گازهای نجیب دارای اوربیتال‌های s و p کاملاً پر می‌باشند و همین پر بودن باعث پایداری آن‌ها شده است و این گازها میلی به انجام واکنش ندارند، به همین دلیل بی‌اثر نامیده می‌شوند.

$_{۲}He: ۱s^{۲}$

$_{۱۰}Ne: ۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۶}$

$_{۱۸}Ar: ۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۶}۳s^{۲}۳p^{۶}$

$_{۳۶}Kr: ۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۶}۳s^{۲}۳p^{۶}۳d^{۱۰}۴s^{۲}۴p^{۶}$

$_{۵۴}Xe: ۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۶}۳s^{۲}۳p^{۶}۳d^{۱۰}۴s^{۲}۴p^{۶}۴d^{۱۰}۵s^{۲}۵p^{۶}$

$_{۸۶}Rn: ۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۶}۳s^{۲}۳p^{۶}۳d^{۱۰}۴s^{۲}۴p^{۶}۴d^{۱۰}۴f^{۱۴}۵s^{۲}۵p^{۶}۵d^{۱۰}۶s^{۲}۶p^{۶}$

آرایش الکترونی اتم‌ها با استفاده از آرایش الکترونی گازهای نجیب

برای خلاصه نویسی آرایش‌های الکترونی می‌توان از آرایش الکترونی گاز نجیب ماقبل عنصر مورد نظر استفاده کرد. از آن جا که لایه‌های الکترونی در گازهای نجیب پر هستند معمولاً برای خلاصه‌تر کردن آرایش‌های الکترونی، به جای لایه‌های الکترونی پر شده نماد شیمیایی گاز نجیب با همان تعداد الکترون را درون یک کروشه قرار می‌دهند. برای مثال آرایش الکترونی $_{۱۲}Mg$، $_{۱۹}K$ و $_{۲۱}Sc$ را در نظر می‌گیریم:

$_{۱۲}Mg: [_{۱۰}Ne]۳s^{۲}$

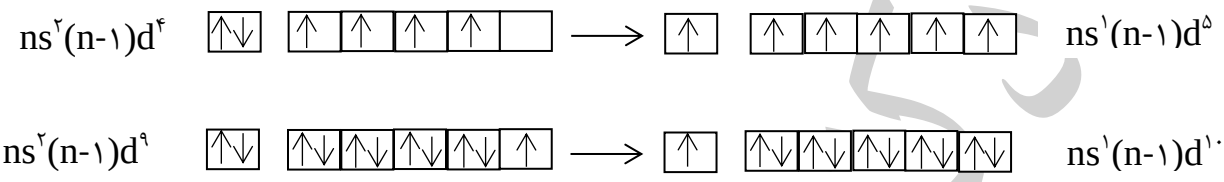
$_{۱۹}K: [_{۱۸}Ar]۴s^{۱}$

$_{۲۱}Sc: [_{۱۸}Ar]۴s^{۲}۳d^{۱}$

دانلود از اپلیکیشن پادرس

زیرلایه‌های کاملاً پر و نیمه‌پر (آرایش‌های الکترونی استثناء در عناصر واسطه)

زیرلایه‌ها در حالت کاملاً پر و نیمه‌پر دارای سطح انرژی پایین‌تر بوده و پایدارتر هستند لذا در عناصر واسطه، آرایش‌های الکترونی $ns^{۲}(n-۱)d^{۴}$ و $ns^{۲}(n-۱)d^{۹}$ وجود نداشته (ناپایدار هستند) و به آرایش‌های الکترونی پایدارتر $ns^{۱}(n-۱)d^{۵}$ و $ns^{۱}(n-۱)d^{۱۰}$ تبدیل می‌شوند.



نکته: مس ($_{۲۹}Cu$) و کروم ($_{۲۴}Cr$) دو عنصری هستند که آرایش الکترونی‌شان از این قاعده پیروی می‌کند:

$_{۲۴}Cr: [_{۱۸}Ar]۳d^{۴}۴s^{۲} \longrightarrow {}_{۲۴}Cr: [_{۱۸}Ar]۳d^{۵}۴s^{۱}$

$_{۲۹}Cu: [_{۱۸}Ar]۳d^{۹}۴s^{۲} \longrightarrow {}_{۲۹}Cu: [_{۱۸}Ar]۳d^{۱۰}۴s^{۱}$

آرایش الکترونی یون‌ها

کمی قبل با آرایش الکترونی گازهای نجیب و دلیل بی‌میل بودن آن‌ها آشنا شدیم (آرایش الکترونی هشتایی کاملاً پُر بجز He)، سایر عناصر برای رسیدن به این آرایش و پایداری شیمیایی به دو طریق زیر عمل می‌کنند:

الف) فلزات: این عناصر با از دست دادن الکترون به یون مثبت (کاتیون) تبدیل می‌شوند و به آرایش الکترونی گاز نجیب دورهٔ ماقبل خود می‌رسند برای مثال فلز سدیم را در نظر می‌گیریم:

$_{۱۱}Na: ۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۶}۳s^{۱} \xrightarrow{-۱e^{-}} {}_{۱۱}Na^{+}: ۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۶}$

ب) نافلزات: این عناصر با از گرفتن الکترون به یون منفی (آنیون) تبدیل می‌شوند و به آرایش الکترونی گاز نجیب دورهٔ بعد از خود می‌رسند برای مثال نافلز فلوئور را در نظر می‌گیریم:

$_{۹}F: ۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۵} \xrightarrow{+۱e^{-}} {}_{۹}F^{-}: ۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۶}$

نکته: هنگام جدا شدن الکترون‌ها از اتم‌ها، این الکترون‌ها از آخرین زیرلایه در بزرگ‌ترین تراز اصلی (ترازی که بزرگ‌ترین عدد کوانتومی اصلی یا n را دارد) جدا می‌شوند. یعنی الکترون‌ها از بیرونی‌ترین زیرلایه‌ای که دورتر از هسته قرار گرفته است، کنده می‌شوند. لذا برای نوشتن آرایش الکترونی یک کاتیون، ابتدا آرایش الکترونی اتم خنثی مربوط به آن را نوشته و الکترون‌ها را به ترتیب از آن کم می‌کنیم.

دانلود از اپلیکیشن پادرس

$_{26}Fe$: $[_{18}Ar]3d^6 4s^2$ $_{26}Fe^{2+}$: $[_{18}Ar]3d^6$ $_{26}Fe^{3+}$: $[_{18}Ar]3d^5$

$_{31}Ga$: $[_{18}Ar]3d^{10} 4s^2 4p^1$ $_{31}Ga^{3+}$: $[_{18}Ar]3d^{10}$

نکته: آرایش الکترونی یون‌های پایدار حاصل از نافلزات (یون‌های منفی) حتماً به صورت آرایش الکترونی گازهای نجیب می‌باشد. ولی از میان یون‌های پایدار حاصل از فلزات (یون‌های مثبت)، فقط آرایش الکترونی کاتیون‌های فلزات گروه IA، IIA و IIIB و Al به آرایش گاز نجیب می‌رسند. لذا آرایش الکترونی ns^2np^6 می‌تواند آرایش الکترونی مربوط به یک گاز نجیب، یون منفی و یا یون مثبت باشد.

نکته: آرایش الکترونی یون‌های مثبت از اصل آفبا تبعیت نمی‌کنند.

نکته: چنانچه آرایش الکترونی یک گونه به زیرلایهٔ d ختم شود (یعنی $(n-1)d$ وجود داشته باشد ولی ns وجود نداشته باشد)، حتماً آن گونه یک یون مثبت (کاتیون) است برای مثال آرایش الکترونی Zn^{2+} را ببینید: $_{30}Zn$:

$[_{18}Ar]3d^{10} 4s^2$ $_{30}Zn^{2+}$: $[_{18}Ar]3d^{10}$

"منتظر نکته‌های طلایی کانال ما باشید"
آدرس کانال: @konkurchem

دکتر حمید ذبحی

دانلود از اپلیکیشن پادرس