

اللَّهُمَّ ارْحَمْ

دعای مطالعه

اللَّهُمَّ أَخْرِجْنِي مِنَ ظُلُمَاتِ الْوَهْمِ وَأَكْرِمْنِي بِنُورِ الْفَهْمِ
اللَّهُمَّ افْتَحْ عَلَيْنَا أَبْوَابَ رَحْمَتِكَ وَانْشُرْ عَلَيْنَا خَزَائِنَ عُلُومِكَ
بِرَحْمَتِكَ يَا أَرْحَمَ الرَّاحِمِينَ

پروردگارا، خارج کن مرا از تاریکی های فکر و گرامی بدار به نور فهم
پروردگارا، بکشای بر ما در های رحمت را و بگستران کنج های دانشت را به امید رحمت
تو ای مهربان ترین مهربانان

بیایید به حقوق دیگران احترام بگذاریم

دوست عزیز، این کتاب حاصل دسترنج چندین ساله‌ی مؤلف، مترجم و ناشر آن است. تکثیر و فروش آن به هر شکلی بدون اجازه از پدیدآورنده کاری غیراخلاقی، غیرقانونی، غیرشرعی و کسب درآمد از دسترنج دیگران است، نتیجه‌ی این عمل نادرست، موجب رواج بی‌اعتمادی در جامعه و بروز پی‌آمدهای ناگوار در زندگی و محیط ناسالم برای خود و فرزندانمان می‌گردد.

کتاب جامع دکتر خلیلی

شیمی عمومی و آلی

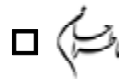
شامل تمامی مطالب و نکات مورد نیاز کنکور

بر اساس آخرین منابع همراه با سوالات تألیفی

مؤلفین:

دکتر رشید قنبری پور

مهندس آیدا خواجه



سرشناسنامه	قنبری پور، رشید، ۱۳۶۲-
عنوان و نام پدیدآور	شیمی عمومی و آلی دربرگیرنده‌ی تمامی مطالب و نکات مورد نیاز کنکور براساس آخرین منابع همراه با سوالات تألیفی / مولفین رشید قنبری پور، آیدا خواجه.
مشخصات نشر	تهران: گروه تألیفی دکتر خلیلی، ۱۴۰۰.
مشخصات ظاهری	۲۴۹ص: مصور، جدول.
شابک	978-600-422-510-6
وضعیت فهرست نویسی	فیبا
موضوع	شیمی - راهنمای آموزشی (عالی)
موضوع	Chemistry – Study and teaching (Higher)
موضوع	شیمی آلی - راهنمای آموزشی (عالی)
موضوع	Chemistry, Organic – Study and teaching (Higher)
موضوع	شیمی - آزمون‌ها و تمرین‌ها (عالی)
موضوع	Chemistry – Examinations, questions, etc (Higher)
موضوع	شیمی آلی - آزمون‌ها و تمرین‌ها (عالی)
موضوع	Chemistry, Organic – Examinations, questions, etc (Higher)
شناسه افزوده	خواجه، آیدا، ۱۳۶۴-
رده‌بندی کنگره	QD۴۰:
رده‌بندی دیویی	۵۴۰/۷۶:
شماره کتابشناسی	۶۰۴۶۹۲۱:

نام کتاب: جامع شیمی عمومی و آلی

مؤلفین: دکتر رشید قنبری پور- مهندس آیدا خواجه

ناشر: گروه تألیفی دکتر خلیلی

نوبت و سال چاپ: سوم . ۱۴۰۰

شمارگان: ۱۰۰۰

چاپ: محمد - صحافی: سروش

مدیر تولید: اقبال شرقی

مدیر فنی و هنری: مریم آرده

بهاء: ۹۰۰۰۰ تومان

آموزشگاه دکتر خلیلی (دفتر مرکزی): ۶۶۵۶۱۶۲۱-۰۲۱

آموزشگاه دکتر خلیلی (شعبه شریعتی): ۲۲۸۵۶۶۲۰-۰۲۱

فروشگاه: تهران - خیابان انقلاب - روبه‌روی درب اصلی دانشگاه تهران - پاساژ فروزنده - طبقه همکف - پلاک ۳۳۱

تلفن: ۶۶۴۸۹۳۷۵ - ۰۲۱ - ۶۶۴۸۹۳۴۹ - ۰۲۱

مرکز پخش: ضلع جنوب غربی میدان انقلاب - جنب سینما پارس - مجتمع تجاری پارس - طبقه اول

مرکز فروش: ۶۶۵۶۹۲۱۶ - ۰۲۱

مدیر فروش: ۵۵۰۸۵۸۹ - ۰۹۱۲

طلیحه سخن مؤلف:

بسم الله الرحمن الرحيم

عدم وجود یک منبع مناسب برای دانشجویان رشته های غیرشیمی یکی از کمبودهایی است که در زمینه ی درس شیمی عمومی و آلی در سالیان گذشته احساس می شد.س دانشجویان رشته های علوم پزشکی مانند دانشجویان رشته های زیست شناسی، بیوشیمی، ژنتیک، بیوتکنولوژی و نانوتکنولوژی پزشکی در طول تحصیل و هم چنین هنگام آزمون ورودی دانشگاه نیاز به مطالعه ی درس شیمی دارند اما منابع موجود شیمی عمومی و آلی حاوی مطالب بسیار زیاد و سنگینی می باشد که جزء نیازهای این دسته از دانشجویان نمی باشد. این کمبود نگارندگان کتاب را بر آن داشت که درس نامه ی جامع شیمی عمومی و آلی را برای این دسته از دانشجویان گرامی به رشته تحریر درآورد. کتابی که هم اکنون در دست دارید شامل دو بخش شیمی عمومی و آلی می باشد، در هر بخش و بعد از هر مطلب پرسش ها و مثال هایی در رابطه با آن مطالب شرح داده شده است. در این کتاب سعی شده پرسش های مطرح شده از سوالات کنکور سال های گذشته ی درس شیمی برای رشته های مختلف علوم پزشکی آورده شود تا دانشجویان هم مطالب را بهتر درک کنند و هم زمان با سوالات کنکور نیز آشنا شوند. در بخش شیمی عمومی سعی بر آن داشته ایم که مثال ها و پرسش ها به صورت کاملاً تشریحی ذکر شود، در حالی که در بخش شیمی آلی پرسش ها بیش تر به صورت تست می باشند.

در پایان جا دارد که از جناب آقای دکتر خلیلی به پاس زحمات و حمایت های بی دریغ ایشان قدردانی نماییم.

دکتر رشید قنبری پور

مهندس آیدا خواجه

فهرست مطالب

صفحه

عنوان

۹	فصل اول: ساختار اتمی
۱۱	کشف پروتون و نوترون
۱۴	مدل اتمی بوهر
۱۶	طیف پیوسته و خطی
۱۸	مدل اوربیتالی و مکانیک موجی
۲۱	آرایش الکترونی
۲۴	قانون تناوبی موزلی
۲۷	فصل دوم: خواص اتم، پیوند و انواع آن
۲۹	انرژی یونش (یونیزاسیون)
۳۴	پیوند کوالانسی
۳۵	الکترونگاتیوی
۳۶	بار قراردادی
۳۸	رزونانس
۴۱	فصل سوم: شکل هندسی مولکول ها
۴۱	نظریه دافعه جفت الکترون های لایه ظرفیت (VSEPR)
۴۵	نظریه هیبریداسیون
۴۸	پیوند برگشتی
۵۰	فصل چهارم: استوکیومتری، فرمول و معادلات شیمیایی
۵۱	تعریف مول
۵۴	معادلات شیمیایی
۵۵	فصل پنجم: حالت ماده و نمودارهای فازی
۵۶	قانون بویل
۵۶	قانون شارل-گیلوساک
۵۶	قانون آمونتون
۵۷	قانون گاز ایده آل
۵۷	قانون ترکیب حجمی گیلوساک
۵۸	قانون فشارهای جزئی دالتون
۶۱	مایعات
۶۲	جامد
۶۴	فصل ششم: محلول ها، خواص و واکنش های شیمیایی
۶۵	غلظت
۶۷	قانون هنری (Henry)
۶۷	فشار بخار محلول ها و قانون راول
۶۷	تقطیر محلول ها
۷۲	فصل هفتم: تعادل شیمیایی
۷۴	اصل لوشاتلیه
۷۴	اسید و باز آرنیوس
۸۵	شیمی آلی

فهرست مطالب

صفحه

عنوان

۸۶	فصل هشتم: آلکان ها
۸۸	نام گذاری آلکان ها
۹۱	ایزومر
۹۲	رسم ساختار فضایی آلکان ها
۹۶	روش های تهیه آلکان ها
۱۰۱	عوامل موثر بر پایداری رادیکال ها
۱۰۴	فصل نهم: شیمی فضایی (استرنو شیمی)
۱۰۴	مولکول کایرال
۱۰۹	پیکربندی (کانفیگوراسیون)
۱۱۵	حلال های آلی
۱۱۷	فصل دهم: آلکیل هالیدها
۱۱۸	قدرت بازی و هسته دوستی و اختلاف آن ها
۱۲۰	قدرت ترک شونددگی
۱۲۲	عوامل پایداری کربوکاتیون ها
۱۲۶	فصل یازدهم: آلکن ها
۱۲۷	روش های تهیه آلکن ها
۱۲۹	فصل دوازدهم: سیکلوالکان ها
۱۴۴	فصل سیزدهم: آلکین ها
۱۴۴	روش های تهیه آلکین ها
۱۵۰	روش شناسایی آلکین های درونی و انتهایی
۱۵۱	سیکلوالکن ها
۱۵۲	آلکادی آن ها
۱۵۹	فصل چهاردهم: ترکیبات آروماتیک
۱۶۱	پایداری غیرعادی بنزن
۱۶۱	قاعده هوکل
۱۷۲	انواع استخلاف
۱۷۹	آنولن ها
۱۷۹	آرن ها
۱۸۰	ترکیبات آروماتیک چند حلقه ای
۱۸۱	فصل پانزدهم: الکل ها
۱۸۲	روش های تهیه الکل ها
۱۸۹	تست جونز
۱۹۰	عوامل موثر بر خصلت اسیدی الکل ها
۱۹۱	اترها
۱۹۳	اپوکسیدها
۱۹۵	تیول ها و سولفیدها
۱۹۵	فتول ها
۱۹۶	روش های شناسایی فتول ها
۱۹۷	بررسی خصلت اسیدی فتول ها

فهرست مطالب

صفحه

عنوان

۱۹۹	فصل شانزدهم: آلدهیدها و کتون‌ها
۱۹۹	نام‌گذاری آلدهیدها و کتون‌ها
۲۰۱	روش‌های تهیه آلدهیدها
۲۰۲	روش‌های تهیه کتون‌ها
۲۱۱	فصل هفدهم: اسیدهای کربوکسیلیک و مشتقات آن‌ها
۲۱۲	نام‌گذاری اسیدها
۲۱۲	بررسی خصالت اسیدی
۲۱۴	روش‌های تهیه اسیدها
۲۱۷	کربوکسیل‌زدایی هانس-دیگر
۲۱۸	مشتقات اسیدها
۲۱۸	آسیل کلریدها
۲۱۹	انیدریدها
۲۲۱	استرها
۲۲۳	تراکم کلایزن
۲۲۳	آمیدها
۲۲۶	آمینو اسیدها
۲۲۸	فصل هجدهم: آمین‌ها
۲۲۹	نام‌گذاری آمین‌ها
۲۲۹	قدرت بازی در آمین‌ها
۲۳۰	روش‌های تهیه آمین‌ها
۲۳۲	تست هینزبرگ
۲۳۳	ترکیبات هتروسیکل
۲۳۵	فصل نوزدهم: پلیمرها
۲۳۹	فصل بیستم: روش‌های طیف‌سنجی و دستگاهی در شیمی
۲۳۹	طیف‌سنجی فرابنفش-مرئی (UV)
۲۴۱	طیف جرمی (Mass)
۲۴۲	طیف‌سنجی زیر قرمز (IR)
۲۴۴	طیف‌سنجی رزونانس مغناطیسی هسته (NMR)
۲۴۶	تکنیک‌های جداسازی (کروماتوگرافی)
۲۴۷	کروماتوگرافی مایع با عملکرد بالا (HPLC)
۲۴۷	کروماتوگرافی گازی (GC)
۲۴۸	آشکارسازهای GC
۲۴۹	کروماتوگرافی لایه نازک (TLC)

ساختار اتمی

علم مطالعه ساختار مواد، خواص، تغییرات و تهیه آن را شیمی می‌نامند. تاریخچه علم شیمی را می‌توان به قرن سوم قبل از میلاد و ظهور کیمیاگری در مصر باستان نسبت داد. کیمیاگران بر این باور بودند که می‌توان فلزاتی نظیر سرب و مس را به طلا تبدیل نمود. ثمره تلاش‌های پی در پی کیمیاگران که به شکست منتهی می‌شد، ابداع عملیات‌های آزمایشگاهی و کشف‌های مهمی نظیر کشف الکل توسط محمدبن زکریای رازی بود.

در قرن ۱۲ میلادی با دستیابی اروپائیان به این حجم وسیع اطلاعات، کیمیاگری در اروپا شکوفا گردید و تا قرن ۱۷ ادامه یافت. در این دوره نظریات کیمیاگران توسط دانشمندانی نظیر بویل مورد تردید قرار گرفت و در نهایت در اواخر قرن ۱۸ آنتوان لاوزیه شیمی جدید را بر پایه آزمایش‌های کمی برای بیان پدیده‌های شیمیایی بنیان نهاد.

فصل اول: ساختار اتمی

تاریخچه تئوری اتمی به یونان باستان و نظریه لیوکیپوس و دموکریتوس برمی‌گردد. براساس این نظریه تقسیم مستمر ماده منتهی به ذراتی می‌شود که غیرقابل تجزیه می‌باشند و اتم نامیده می‌شوند. در واقع نام اتم برگرفته از واژه یونانی آتوموس به معنی تقسیم‌ناپذیر می‌باشد. در اوایل قرن نوزدهم میلادی جان دالتون دانشمند بریتانیایی نظریه اتمی خود را که سنگ بنای شیمی جدید می‌باشد براساس اصول زیر بنیان نهاد.

۱. عناصر از ذرات بسیار ریزی به نام اتم تشکیل شده‌اند تمام اتم‌های یک عنصر یکسانند و اتم‌های عناصر مختلف با یکدیگر متفاوت می‌باشند.

۲. گسست و پیوند اتم‌ها در حین واکنش‌های شیمیایی رخ می‌دهد. در این واکنش‌ها هیچ اتمی به وجود نمی‌آید و از بین نمی‌رود و اتم‌های عناصر مختلف به یکدیگر تبدیل نمی‌شوند.

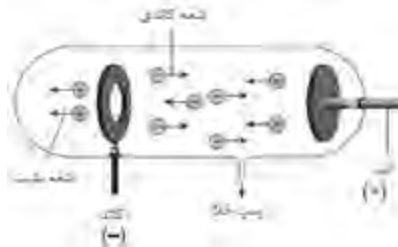
۳. یک ترکیب شیمیایی، نتیجه ترکیب اتم‌های دو یا چند عنصر است. نوع اتم‌ها و نسبت آن‌ها در یک ترکیب همواره ثابت است. اصول کمی نظریه دالتون برگرفته از قوانین بقای جرم و نسبت‌های معین می‌باشد.

قانون بقای جرم

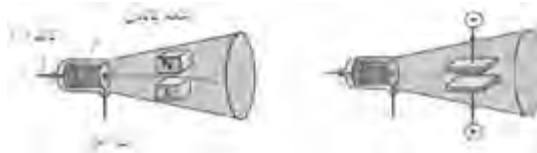
در یک واکنش شیمیایی تغییری در جرم کل سیستم رخ نمی‌دهد (اصل دوم دالتون)

قانون نسبت‌های معین

یک ترکیب خالص همواره دارای عناصر معین و با نسبت جرمی معین می‌باشد (اصل سوم دالتون).
اصول کلی نظریه دالتون هم اکنون نیز معتبر می‌باشند اما یکی از اشکالات عمده آن اصل اول می‌باشد زیرا تعدادی از عناصر دارای چندین نوع اتم می‌باشند که از لحاظ جرمی متفاوت‌اند (ایزوتوپ‌ها) در نظریه دالتون، اتم کوچک‌ترین واحد سازنده ماده در نظر گرفته می‌شد اما کشف اشعه کاتدی توسط یولیوس پلوکر در سال ۱۸۵۹ و نتایج بررسی‌های فراوان بر روی آن در نهایت منجر به کشف الکترون شد. پلوکر توسط آزمایش انجام شده در یک لامپ خلا که تصویر آن در شکل زیر نمایش داده شده است توانست اشعه کاتدی را کشف کند.



در سال ۱۸۹۷ جوزف تامسون با مطالعه میزان انحراف اشعه کاتدی در میدان‌های الکتریکی و مغناطیسی موفق به تعیین نسبت بار به جرم الکترون گردید. $\frac{q}{m} = 1.75888 \times 10^{-8} \text{ C/g}$ تامسون در نهایت پس از بررسی‌های خود بر روی ساختار اتم مدل اتمی تامسون (کیک کشمشی) را مطرح ساخت



انحراف اشعه کاتدی در میدان الکتریکی و مغناطیسی

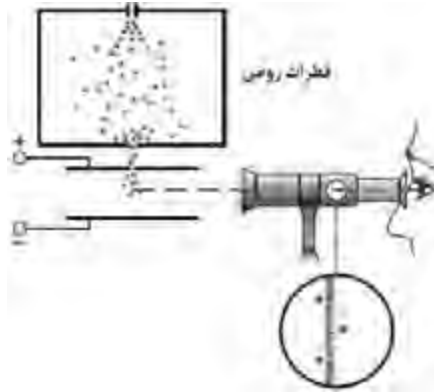
اصول مدل اتمی تامسون به شرح زیر می‌باشد:

۱. ذرات منفی (الکترون) درون فضای ابرگونه با بار مثبت پراکنده شده‌اند (مشابه یک کیک کشمشی).
۲. اتم در مجموع خنثی است.
۳. ابر کروی مثبت فاقد جرم بوده و جرم اتم به تعداد الکترون آن بستگی دارد.
۴. جرم زیاد اتم از وجود تعداد بسیار زیاد الکترون در آن ناشی می‌شود.



تصویر فرضی از اتم بر پایه مدل تامسون

پس از تحقیقات تامسون، در سال ۱۹۰۹ رابرت میلیکان با اندازه‌گیری بار ذرات روغن باردار در یک میدان الکتریکی موفق به اندازه‌گیری دقیق بار الکترون شد و مقدار آن را برابر $1.6 \times 10^{-19} \text{C}$ به دست آورد.

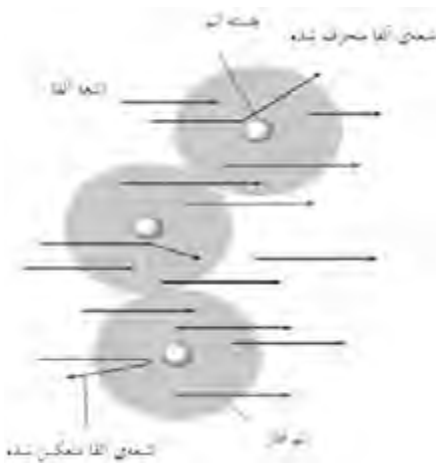


آزمایش اندازه‌گیری بار الکترون توسط میلیکان با استفاده از قطرات روغن باردار

کشف پروتون و نوترون

در اثر برخورد اشعه کاتدی با اتم‌ها یا مولکول‌های گازی موجود در محفظه تولید اشعه کاتدی، تعدادی الکترون از اتم‌ها و مولکول‌ها جدا شده و سبب تولید ذرات با بار مثبت می‌شود. این ذرات مثبت به سمت الکتروود منفی می‌روند. این جریان یون‌های مثبت که به اشعه مثبت مشهور است، در سال ۱۸۸۶ توسط گلدشتاین کشف شد. نسبت بار به جرم برای اشعه مثبت با روش مشابه با اشعه کاتدی توسط ویهلیم وین و تامسون تعیین شد.

در سال ۱۹۱۱ رادرفورد برای مطالعه ساختار اتم از تابش آلفا استفاده کرد و باریک‌های از ذرات آلفا را به ورقه نازکی از طلا تابانید و مشاهده کرد که بخش اعظم ذرات آلفا مستقیماً از ورقه گذشتند ولی برخی نیز از مسیر خود منحرف شدند و یا به سوی منبع تابش آلفا بازگشتند. رادرفورد با توجه به نتایج آزمایش فوق پیشنهاد کرد که بار مثبت اتم در فضای کوچکی به نام هسته اتم متمرکز شده است و الکترون‌های اتم به سرعت به دور هسته می‌چرخند به دلیل اینکه بار مثبت در فضای کوچکی متمرکز شده است. بنابراین بخش اعظم ذرات آلفا که بار مثبت دارند بدون هیچ‌گونه مزاحمتی از ورقه طلا عبور می‌کنند. نزدیک شدن ذرات آلفا به هسته منجر به دفع ذره آلفا می‌شود و هنگامی که ذرات آلفا به هسته برخورد کنند به سوی منبع تابش آلفا باز می‌گردند. توسط آزمایش رادرفورد وجود بخش کوچک و متمرکزی به نام هسته که شامل پروتون‌ها و نوترون‌ها می‌باشد،



مدل اتمی رادرفورد نحوه رفتار ذرات α در اثر عبور از ورقه فلزی

در اتم ثابت گردید. اندازه هسته نسبت به اتم حدود $\frac{1}{10,000}$ می‌باشد و الکترون‌ها پیرامون آن به سرعت در حال چرخش‌اند. این نتایج به مدل اتمی رادرفورد مشهور است و منجر به رد فرضیه کیک کشمش‌ی جوزف تامسون گردید.

پس از آشنایی مقدماتی با اتم و ساختار آن، معرفی برخی مفاهیم مرتبط با اتم لازم به نظر می‌رسد.

۱. نماد شیمیایی

اتم هر عنصر با نماد شیمیایی منحصر به آن عنصر نمایش داده می شود. این نماد از یک، دو و یا سه حرف از نام آن عنصر گرفته شده است. به عنوان مثال نماد اتم کربن، C برگرفته از نام انگلیسی Carbon و نماد اتم تنگستن، W برگرفته از نام آلمانی Wolfram می باشد.

۲. عدد اتمی (Z)

نمایانگر تعداد پروتون های هسته اتم می باشد و در قسمت پایین سمت چپ نماد شیمیایی نوشته می شود مانند C. توجه به خنثی بودن اتم ها عدد اتمی نمایانگر تعداد الکترون های یک اتم نیز می باشد.

۳. عدد جرمی (A)

نمایانگر تعداد نوکلئون ها (پروتون ها و نوترون ها) در هسته اتم می باشد. عدد جرمی در قسمت بالا سمت چپ نماد شیمیایی نمایش داده می شود مانند ^{12}C .

* از تفریق عدد اتمی از عدد جرمی یک عنصر تعداد نوترون های آن اتم به دست می آید.

$$A - Z = \text{تعداد نوترون}$$

پرسش: تعداد پروتون، نوترون و الکترون را برای اتم $^{23}_{11}\text{Na}$ مشخص نمایید.

$$Z = 11 \Rightarrow \text{تعداد پروتون} = 11$$

$$A = 23 \Rightarrow \text{تعداد نوترون} = 23 - 11 = 12$$

به دلیل خنثی بودن اتم تعداد الکترون ها نیز برابر با ۱۱ می باشد.

یون

ذرات بارداری است که حاوی یک یا چند اتم می باشد. میزان بار یون و علامت آن در قسمت بالای سمت راست نماد شیمیایی نمایش داده می شود. بار یون برابر با مجموع بارهای مثبت و منفی آن می باشد و به دلیل آنکه بار الکترون برابر ۱- و بار پروتون برابر با ۱+ می باشد بنابراین باریون برابر است با:

$$\text{باریون} - Z = \text{تعداد الکترون} \Rightarrow \text{تعداد الکترون} - \text{تعداد پروتون} = \text{باریون}$$

* باید به این نکته توجه کرد که تعداد پروتون ها در اتم ها تغییر نمی کند و همواره برابر عدد اتمی می باشد.

پرسش: تعداد الکترون، پروتون و نوترون را برای یون های زیر به دست آورید.

$^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	$^{14}_7\text{N}^{3-}$ (ب)	$^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$ (الف)
$Z = 12 \Rightarrow$ تعداد پروتون	$Z = 7 \Rightarrow$ تعداد پروتون	$Z = 12 \Rightarrow$ تعداد پروتون

$$A - Z = 24 - 12 = 12 = \text{تعداد نوترون}$$

$$Z - \text{باریون} = 12 - (+2) = 10 = \text{تعداد الکترون}$$

$^{14}_7\text{N}^{3-}$	$Z = 7 \Rightarrow$ تعداد پروتون	(ب)
------------------------	----------------------------------	-----

$$A - Z = 14 - 7 = 7 = \text{تعداد نوترون}$$

$$Z - \text{بار} = 7 - (-3) = 7 + 3 = 10 = \text{تعداد الکترون}$$

$^{19}_9\text{F}^{-}$	$Z = 9 \Rightarrow$ تعداد پروتون	(ج)
-----------------------	----------------------------------	-----

$$A - Z = 19 - 9 = 10 = \text{تعداد نوترون}$$

$$Z - \text{بار} = 9 - (-1) = 9 + 1 = 10 = \text{تعداد الکترون}$$

ایزوتوپ

اتم هایی که دارای عدد اتمی (تعداد پروتون) یکسان می باشند اما عدد جرمی (تعداد نوترون) متفاوتی دارند ایزوتوپ نامیده می شوند.

تعدادی از عناصر نظیر سدیم و فلورین تنها یک نوع ایزوتوپ دارند اما اکثر عناصر دارای حداقل دو ایزوتوپ متفاوت می باشند. عدد اتمی یک اتم تعیین کننده خواص آن اتم می باشد و در واقع با تغییر تعداد پروتون ها در هسته اتم، اتم های عناصر به یکدیگر تبدیل می شوند اما تعداد نوترون ها در اغلب موارد تنها منجر به تغییر وزن اتم گردیده و تغییری در خواص شیمیایی اتم های عناصر ایجاد نمی کند.

* خواص شیمیایی یک اتم وابسته به تعداد پروتون های آن اتم می باشد.

* به منظور تعیین مقدار نسبی ایزوتوپ های یک عنصر و نیز اندازه گیری دقیق جرم هر ایزوتوپ از دستگاه طیف سنج (طیف نگار) جرمی استفاده می شود که در فصل آخر با آن آشنا خواهید شد.

جدول ۱. تعدادی از ایزوتوپ های مشهور چند عنصر

ایزوتوپ ها	عنصر
${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H(D)}$, ${}^3_1\text{H(T)}$	هیدروژن
${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$	کربن
${}^{23}_{11}\text{Na}$	سدیم
${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{25}_{12}\text{Mg}$, ${}^{26}_{12}\text{Mg}$	منیزیم
${}^{79}_{35}\text{Br}$, ${}^{81}_{35}\text{Br}$	برم

* ایزوتوپ های هیدروژن ${}^1_1\text{H}$ ، ${}^2_1\text{H}$ و ${}^3_1\text{H}$ به ترتیب دوتریم (D) و تریتیوم (T) نامیده می شوند.

وزن اتمی

میانگین جرم اتم های یک عنصر (با احتساب ایزوتوپ ها) را اصطلاحاً وزن اتمی می گویند. میانگین جرم اتم ها را نسبت به واحد جرم اتمی (amu) اندازه گیری می کنند. این واحد به طور قراردادی برابر $\frac{1}{12}$ جرم اتم ${}^{12}_6\text{C}$ انتخاب گردیده است. قبل از

این واحد، دالتون اتم ${}^1_1\text{H}$ را واحد جرم قرارداده بود.

* برای تعیین وزن اتمی یک عنصر باید جرم اتمی هر ایزوتوپ را در فراوانی جزئی آن ایزوتوپ ضرب کرده و مقادیر حاصل از هر ایزوتوپ را با یکدیگر جمع کرد.

پرسش: وزن اتمی عنصر بور را به دست آورید.

فراوانی	جرم	
۱۹٪	۱۰/۰۱	${}^{10}_5\text{B}$
۸۰٪	۱۱/۰۰	${}^{11}_5\text{B}$

$$\text{وزن اتمی} = (10/01 \times 19) + (11/00 \times 80) = 1/99 + 8/80 = 10/8$$

* با تقسیم مقدار درصد فراوانی بر ۱۰۰ مقدار فراوانی جزئی به دست می آید. مجموع فراوانی های جزئی همواره برابر یک می باشد.

پرسش: وزن اتمی عنصر گوگرد را به دست آورید.

فرآوانی	جرم	
$^{32}_{16}\text{S}$	۳۱/۹۷	%۹۴/۹۳
$^{34}_{16}\text{S}$	۳۳/۹۶	%۴/۲۹

$$\text{وزن اتمی} = (31/97 \times 0/9493) + (33/96 \times 0/0429) = 30/3491 + 1/4568 = 31/80$$

* باید توجه داشت که جرم اتمها را نمی توان برابر با مجموع جرم الکترونها، پروتونها و نوترونها در نظر گرفت زیرا مجموع جرم پروتونها و نوترونهای یک اتم همواره از جرم هسته آن اتم اندکی بیش تر می باشد. مقدار این اختلاف جرم بیانگر انرژی بستگی هسته می باشد که سبب کنار هم قرار گرفتن پروتونها و نوترونها در هسته اتم می باشد. مقدار عددی این انرژی را می توان توسط رابطه هم ارزی ماده و انرژی آلبرت انیشتین ($E = mc^2$) به دست آورد.

مدل اتمی بوهر

ارائه مدل اتمی رادرفورد در جای خود بسیار پراهمیت بود اما این مدل دو نارسایی عمده داشت:

۱. در این مدل الکترونها در حال چرخش به دور هسته می باشند و براساس قوانین فیزیک حرکت شتابدار ذرات باردار سبب انتشار امواج الکترومغناطیس گردیده و در نتیجه الکترونها هنگام چرخش به دور هسته باید به طور مرتب انرژی خود را به صورت امواج الکترومغناطیسی از دست داده و طی یک حرکت مارپیچ به دور هسته نهایتاً جذب هسته گردد.



۲. این مدل قادر به توضیح طیف خطی عناصر نبود.

باتوجه به معایب فوق نیلس بوهر در سال ۱۹۱۳ مدل اتمی خود را در راستای رفع معایب مدل اتمی رادرفورد ارائه کرد. به منظور بحث دقیق تر این مدل ابتدا مقدمه ای کوتاه در رابطه با امواج الکترومغناطیسی و طیف های پیوسته و خطی ذکر گردیده و پس از آن به معرفی مدل بوهر می پردازیم.

امواج الکترومغناطیس

صورتی از انرژی می باشند که به صورت موجی در فضا انتشار می یابند و از دو میدان الکتریکی و مغناطیسی عمود برهم تشکیل شده اند.

* قسمت کوچکی از امواج الکترومغناطیس شامل نور مرئی می باشد. امواج رادیویی، اشعه X، امواج مادون قرمز نیز بخش های دیگری از گستره امواج الکترومغناطیس می باشند.

* تمام امواج الکترومغناطیس در خلأ با سرعت تقریبی $3 \times 10^8 \text{ m/s}$ که همان سرعت نور می باشد حرکت می کنند.

این سرعت را با نماد C نمایش می دهند.

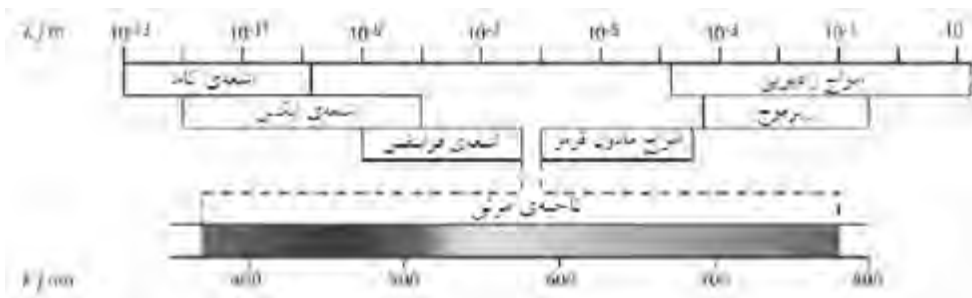
از پارامترهای زیر برای تشریح خواص امواج الکترومغناطیسی استفاده می‌شود.

۱. **فرکانس (بسامد):** به تعداد موجی که در هر ثانیه از یک نقطه معین عبور می‌کند فرکانس گفته می‌شود و با نماد ν نمایش داده می‌شود. هر چه فرکانس بیشتر شود میزان انرژی تابش الکترومغناطیس افزایش می‌یابد.
۲. **طول موج:** فاصله بین دو نقطه مشابه متوالی در یک موج الکترومغناطیس را طول موج می‌گویند و با نماد λ نمایش می‌دهند. میزان انرژی یک موج با طول موج آن نسبت عکس دارد. رابطه بین فرکانس، طول موج و سرعت موج به شکل زیر می‌باشد:

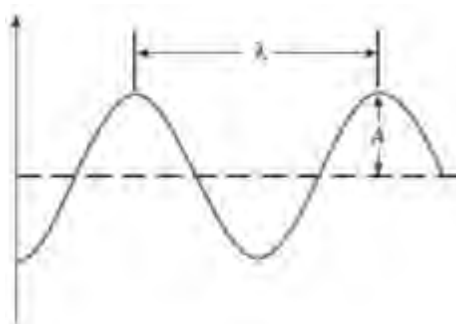
$$C = \lambda \nu \Rightarrow \nu = \frac{C}{\lambda}$$

* اگر سرعت نور بر حسب m/s و طول موج بر حسب m باشد واحد فرکانس $\frac{1}{S}$ می‌باشد که به آن هرتز می‌گویند.

۳. **دامنه (Amplitude):** به بلندی قله یا عمق دره یک موج دامنه می‌گویند. شدت تابش امواج الکترومغناطیس متناسب با مربع دامنه (A^2) می‌باشد.



الف) گستره امواج الکترومغناطیس



ب) طول موج (λ) و دامنه (Amplitude)

خصلت ذره‌ای یک موج

در سال ۱۹۰۰ ماکس پلانک نظریه کوانتومی را بیان کرد. براساس این نظریه انرژی تابشی به صورت کمیت‌های مجزا به نام کوانتا جذب یا منتشر می‌شود پس از آن در سال ۱۹۰۵ انیشتین پیشنهاد کرد که این کمیت‌های مجزا، بسته‌های انرژی می‌باشند و آن‌ها را فوتون نامید.

انرژی هرفوتون از رابطه زیر به دست می آید:

$$E = h\nu \quad h = 6.6262 \times 10^{-34} \text{ JS}$$

* ثابت پلانک نامیده می شود.

* علت ارائه نظریه کوانتومی عدم امکان تفسیر برخی از خواص تابش الکترومغناطیس بر پایه مدل موجی بود.

پرسش: فرکانس و انرژی یک کوانتوم نور سبز با طول موج 550 nm را به دست آورید.

$$C = \lambda\nu \Rightarrow \nu = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{550 \times 10^{-9} \text{ m}} = 5.45 \times 10^{14} \text{ HZ}$$

$$E = h\nu = 6.6262 \times 10^{-34} \times 5.45 \times 10^{14} = 3.6 \times 10^{-19} \text{ J}$$

طیف پیوسته و خطی

هنگامی که نور سفید از درون یک منشور عبور کند به طول موج های تشکیل دهنده اش تجزیه می شود و نواری از رنگ ها تشکیل می شود که به طیف پیوسته مشهور می باشد. نور خورشید و نور فیلامان لامپ، با عبور از درون منشور یک طیف پیوسته تشکیل می دهند.

با تحریک بخار یک ماده شیمیایی توسط شعله و یا قوس الکتریکی، ذرات تشکیل دهنده آن بخار نور منتشر می کند که این نور با عبور از منشور، تعداد محدودی خط با طول موج های معین تشکیل می شود. طیف خطی برای هر عنصر متفاوت از دیگر عناصر بوده و به ساختار اتمی عناصر مربوط می باشد.

در سال ۱۸۸۵ بالمر بر پایه مشاهدات تجربی، معادله های جهت محاسبه فرکانس های خطوط طیفی هیدروژن در ناحیه مرئی ارائه کرد.

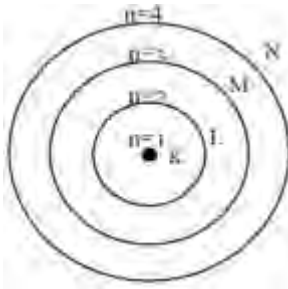
$$\gamma = (3.289 \times 10^{15} / \text{S}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, 5, \dots$$

* رابطه بالمر بر پایه نظریه ساختار اتمی نمی باشد و یک رابطه صرفاً تجربی می باشد. فرکانس های طیف خطی اتمی هیدروژن که از رابطه بالمر به دست می آیند به سری بالمر مشهورند.

نیلز بوهر دانشمند دانمارکی با توجه به طیف اتم هیدروژن مدل اتمی خود را ارائه داد که شامل موارد زیر می باشد:

۱. الکترون اتم هیدروژن تنها در مدارهای کروی معین حول هسته می چرخد. به این مدارها لایه یا تراز انرژی گفته می شود

و با حروف n, l, k, m, \dots یا $1, 2, 3, \dots, n$ نمایش داده می شوند.



۲. الکترون در هر تراز دارای انرژی معینی می باشد.

* هر چه تراز به هسته نزدیک تر باشد انرژی آن کم تر می باشد، تراز K یا $n=1$ پایین ترین انرژی را دارد زیرا الکترون در این

تراز کم ترین فاصله را با هسته دارد.

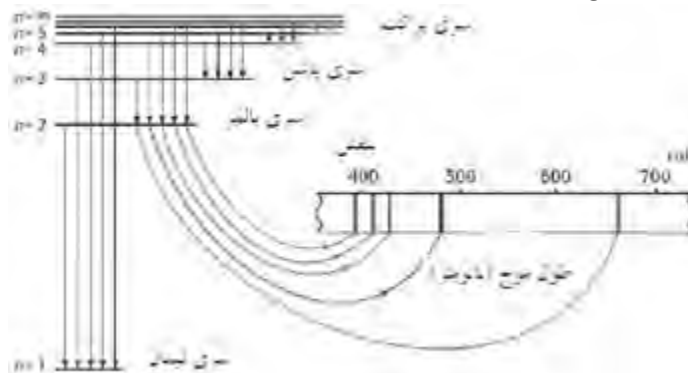
۳. قرار گرفتن الکترون‌ها در پایین‌ترین تراز ممکن را حالت پایه می‌گویند. حالت پایه پایین‌ترین انرژی ممکن را دارد. با دادن مقدار معینی انرژی به الکترون می‌توان سبب جهش آن از حالت پایه (تراز با انرژی کم‌تر) به حالت برانگیخته (تراز با انرژی بالاتر) شد.
۴. الکترون در حالت برانگیخته ناپایدار است و به تراز پایین‌تر باز می‌گردد، این بازگشت به تراز پایین‌تر سبب نشر یک کوانتوم نور می‌شود که انرژی این کوانتوم برابر با اختلاف انرژی بین دو تراز می‌باشد.
- * در طیف خطی، هر خط مربوط به انتقالات الکترونی مشخصی می‌باشد.
- * انرژی هر تراز از رابطه زیر به دست می‌آید:

$$E_n = -\frac{(2/179 \times 10^{-18} \text{ J})}{n^2} \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

با استفاده از رابطه فوق می‌توان فرکانس نور متناسب با اختلاف انرژی دو تراز از به صورت زیر به دست آورد.

$$\gamma = (3/289 \times 10^{15} / \text{s}) \times \left(\frac{1}{n_p^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

- * n_p, n_1 شماره ترازهای حالت اولیه و نهایی اتم می‌باشند. اگر $n_p = 2$ قرار دهیم رابطه بالمر به دست می‌آید. باید به این نکته توجه داشت که روابط فوق برای تفسیر طیف هیدروژن مناسب می‌باشند اما نمی‌توانند طیف اتم‌های دارای بیش‌تر از یک الکترون را توضیح دهند. این روابط با تقریب خوبی می‌توانند برای یون‌های تک الکترونی مثل He^+ و یا Li^{2+} نیز به کار برده شوند.
- خطوط طیفی هیدروژن با توجه به شماره n_p نام‌های گوناگونی دارند.
۱. **سری لیمان:** در آن $n_p = 1$ می‌باشد و مربوط به انتقالی است که الکترون‌ها از ترازهای بالاتر به تراز اول انتقال می‌یابند.
 ۲. **سری بالمر:** در آن $n_p = 2$ می‌باشد و مربوط به انتقال الکترون از ترازهای بالاتر از $n=2$ به تراز $n=2$ می‌باشد.
 ۳. **سری پاشن:** در آن $n_p = 3$ می‌باشد و مربوط به انتقال الکترون از ترازهای بالاتر از $n=3$ به تراز $n=3$ می‌باشد.
 ۴. **سری براکت:** در آن $n_p = 4$ می‌باشد و مربوط به انتقال الکترون از ترازهای بالاتر از $n=4$ به تراز $n=4$ می‌باشد.
- * سری لیمان انرژی بیش‌تری نسبت به سری‌های دیگر دارد و لذا فرکانس مربوط به این سری بیش‌تر از سری‌های دیگر می‌باشد. هرچه به سمت ترازهای بیرونی برویم اختلاف انرژی بین تراز کم‌تر می‌شود و در نتیجه سری براکت کم‌ترین انرژی و فرکانس و نیز بیش‌ترین طول موج را دارد.



خطوط طیفی هیدروژن

پرسش: اختلاف انرژی بین تراز $n=2$ و $n=4$ در اتم هیدروژن چه میزان بوده و فرکانس نور متناسب با این انرژی چقدر می‌باشد.

$$U = (3/289 \times 10^{15} / s) \times \left(\frac{1}{n_2} - \frac{1}{n_1} \right)$$

$$U = (3/289 \times 10^{15} / s) \times \left(\frac{1}{2} - \frac{1}{4} \right) = 3/289 \times 10^{15} \times \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16} \right) \Rightarrow U = 6/166 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E = h\nu \Rightarrow E = 6/6262 \times 10^{-34} \text{ J.S} \times 6/166 \times 10^{14} \text{ Hz} = 4/085 \times 10^{-19} \text{ J}$$

در نهایت بور با کوانتومی در نظر گرفتن ترازهای انرژی توانست با موفقیت طیف نشری هیدروژن را توجیه کند. کوانتومی بودن به این معناست که ترازهای انرژی هر مقداری را نمی‌توانند داشته باشند و الکترون تنها بین ترازها جابه‌جا شده و مقادیر دیگر انرژی برای الکترون امکان‌پذیر نمی‌باشد. در واقع می‌توان ترازها را مانند طبقات یک کتابخانه و الکترون را مانند یک کتاب در نظر گرفت. روشن است که کتاب تنها روی طبقات می‌تواند باشد و بین طبقات امکان استقرار کتاب وجود ندارد.

مدل اوربیتالی و مکانیک موجی

پس از نظریات انیشتین و ماکس پلانک درباره ماهیت دوگانه موجی - ذره‌ای نور در حد فاصل سال‌های ۱۹۰۰ تا ۱۹۰۵ که انقلابی در فیزیک برپا کرد، در سال ۱۹۲۴ لویی دوبروی پا را فراتر گذاشته و پیشنهاد داد که الکترون و سایر ذرات نیز دارای خصلت دوگانه موجی - ذره‌ای می‌باشند و معادله زیر را به منظور محاسبه طول موج ذرات ارائه داد.

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

که در آن m (kg) جرم ذره و V (m/s) سرعت آن و h ثابت پلانک می‌باشد.

* اجرام دارای جرم زیاد طول موج‌های بسیار کوتاهی دارند که قابل تشخیص و اندازه‌گیری نیستند.

* حاصل ضرب mv اندازه حرکت (تکانه) نامیده می‌شود.

اصل عدم قطعیت هایزنبرگ

ورنر هایزنبرگ در سال ۱۹۲۶ اصل عدم قطعیت خود را ارائه داد. براساس این اصل غیرممکن است که بتوان سرعت (تکانه) و مکان الکترون یا هر ذره دیگری را به‌طور هم‌زمان با دقت تعیین کرد. بر این اساس هرگونه کوشش به منظور تعیین دقیق هر کدام منجر به افزایش عدم قطعیت در اندازه‌گیری دیگری خواهد شد.

$$\Delta x \times \Delta mv \geq \frac{h}{4\pi}$$

* در رابطه فوق Δx عدم قطعیت در اندازه‌گیری مکان و Δmv عدم قطعیت در اندازه‌گیری تکانه (سرعت) می‌باشد.

* عدم قطعیت در اندازه‌گیری برای اجسام با جرم کوچک مانند الکترون اهمیت دارد اما برای اشیاء با جرم معمولی اثر بسیار کوچکی دارد.

پرسش: برای ذره‌ای با جرم $9 \times 10^{-31} \text{ kg}$ که سرعت آن با دقت $2/00 \times 10^{+5} \text{ m/s}$ اندازه‌گیری شده است. عدم قطعیت مکان برای آن کدام گزینه می‌باشد؟

- (الف) 3×10^{-10} (ب) 2×10^{-10} (ج) 3×10^{-8} (د) 2×10^{-8}
- پاسخ: گزینه «الف»

$$\Delta x \times \Delta mv \geq \frac{h}{4\pi} \Rightarrow \Delta x \geq \frac{h}{4\pi m \Delta v}$$

$$\Rightarrow \Delta x \geq \frac{6/6262 \times 10^{-34}}{4 \times 3/14 \times 9 \times 10^{-31} \times 2 \times 10^{+5}} = 0/029 \times 10^{-8} = 2/9 \times 10^{-10} \text{ m}$$

پرسش: طول موج متناظر با ذره‌ای به جرم $9 \times 10^{-31} \text{ kg}$ و سرعت $7 \times 10^4 \text{ m/s}$ کدام است؟

(الف) 1×10^{-7} (ب) 1×10^{-8} (ج) 2×10^{-7} (د) 2×10^{-8}

پاسخ: گزینه «ب»

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.626 \times 10^{-34}}{9 \times 10^{-31} \times 7 \times 10^4} = 1 \times 10^{-8} \text{ m}$$

* باتوجه به اصل ارائه شده توسط هایزنبرگ، پیش بینی مسیر دقیق الکترون در اتم غیرممکن است و بنابراین امکان گسترش مدل بوهر برای تمامی اتم‌ها به هیچ وجه وجود ندارد.

مدل اوربیتالی

اروین شرودینگر باتوجه به اصل هایزنبرگ و بر مبنای رفتار دوگانه الکترون در سال ۱۹۲۶ مدل اتمی خود را ارائه نمود. این معادله اساس مکانیک موجی بوده و به صورت یک تابع موجی ψ (سای) برای الکترون فرمول بندی می‌شود. شرودینگر برای مشخص کردن هر یک از الکترون‌های یک اتم سه متغیر در نظر گرفت که اعداد کوانتومی نامیده می‌شوند. البته برای توصیف کامل الکترون وجود یک عدد کوانتومی دیگر نیز لازم می‌باشد.

* در هر موقعیت مکانی مقدار ψ^2 برای یک حجم بسیار کوچک، متناسب با چگالی بار الکترون در آن ناحیه (اوربیتال) می‌باشد. در واقع در مکانیک موجی تنها به پیش بینی احتمال حضور الکترون در یک مکان پرداخته می‌شود و کوششی برای توصیف مسیر الکترون نمی‌شود.

اوربیتال

ناحیه‌ای در اطراف اتم می‌باشد که احتمال حضور الکترون در آن زیاد (حدود ۹۰٪) می‌باشد.
* در هر اوربیتال حداکثر دو الکترون می‌تواند جای گیرد.

اعداد کوانتومی

۱. عدد کوانتومی اصلی (n): مشخص کننده تراز (لایه) است که الکترون به آن تعلق دارد. در واقع این عدد بسیار شبیه به همان شماره ترازهای مدل اتمی بوهر می‌باشد. مقادیر n عبارتند از:

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

۲. عدد کوانتومی فرعی (L): هر تراز اصلی خود شامل یک یا چند تراز فرعی می‌باشد. عدد کوانتومی فرعی مشخص کننده ترازهای فرعی یک تراز اصلی می‌باشد مقادیر L عبارتند از:

$$L = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$$

* تعداد لایه‌های فرعی در هر لایه برابر با مقدار n آن لایه می‌باشد

* سایز اتم عمدتاً به n بستگی دارد و ترازهای فرعی نقش پرنگی را برای عناصر با nهای متفاوت بازی نمی‌کنند.
هنگامی که به عنوان مثال $n=4$ باشد مقادیر L برابر است با:

$$L = 0, 1, 2, 3$$

مطلب فوق دلالت بر همین نکته دارد که تعداد ترازهای فرعی برابر با مقدار n می‌باشد.

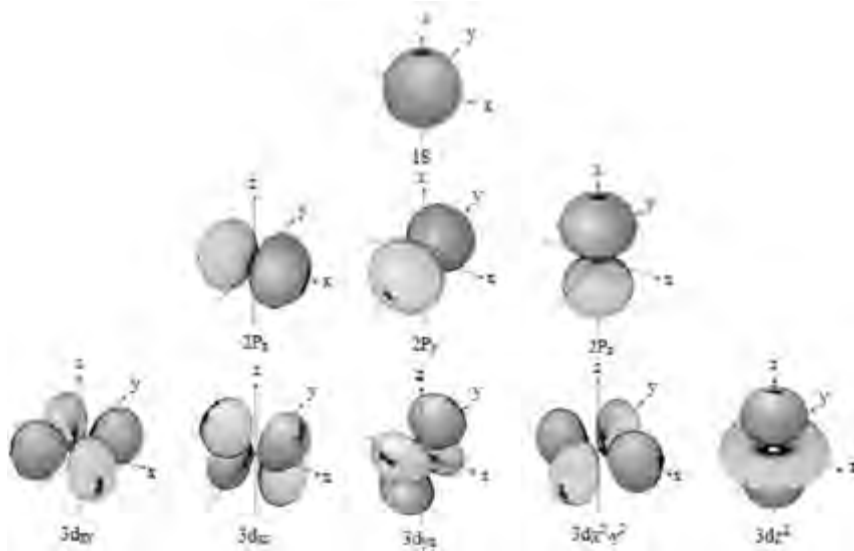
* هر مقدار L معرف یک نوع لایه فرعی (اوربیتال) می‌باشد که در ذیل به آن‌ها اشاره می‌شود.

(الف) اوربیتال s: شامل یک اوربیتال کروی بوده و متناظر با $L=0$ می‌باشد.

(ب) اوربیتال p: شامل سه مجموعه اوربیتال دمبلی شکل بوده و متناظر با $L=1$ می‌باشد.

(ج) اوربیتال d: شامل پنج مجموعه اوربیتال بوده و متناظر با $L=2$ می‌باشد.

(د) اوربیتال f: شامل هفت مجموعه اوربیتال بوده و متناظر با $L=3$ می‌باشد.



تصویر اوربیتال s, p, d

* لایه اول تنها شامل اوربیتال s، لایه دوم اوربیتال S و P، لایه سوم اوربیتال s, p, d و در لایه های بعدی به همین ترتیب اوربیتال های بعدی قرار دارند.

$$n = 1 \rightarrow s$$

$$n = 2 \rightarrow s, p$$

$$n = 3 \rightarrow s, p, d$$

$$n = 4 \rightarrow s, p, d, f$$

$$\text{تعداد اوربیتال} = 2L + 1$$

* تعداد اوربیتال های هر تراز فرعی از معادله زیر به دست می آید:

* برای مقادیر L بیش تر از ۳ نمادهای اوربیتالی را به ترتیب حروف الفبای لاتین g و h و انتخاب می کنند.

* با مطالعه دقیق طیف نشری می توان مشاهده نمود که هر خط خود از یک یا چند خط نزدیک به هم تشکیل شده که معرف ترازهای فرعی می باشند و بوهر به آن توجه نکرده بود.

* ترکیب اعداد کوانتومی اصلی و فرعی راهی برای نمایش بهتر اوربیتال ها می باشد. به عنوان مثال لایه فرعی $n=3$ و $L=2$ را $3d$ می نامند. که ۳ مقدار n و d نماد تراز فرعی $L=2$ است.

۳. عدد کوانتومی مغناطیسی (m_L): هر یک از اوربیتال های لایه فرعی را با عدد کوانتومی مغناطیسی اوربیتال (m_L)

مشخص می نمایند. مقادیر (m_L) به شرح زیر می باشد.

$$m_L = +L, +(L-1), \dots, 0, \dots, -(L-1), -L$$

به عنوان مثال برای $L=1$ یعنی اوربیتال P مقادیر زیر برای m_L به دست می آید:

$$m_L = +1, 0, -1$$

در صورتی که مطالعات طیفی در یک میدان مغناطیسی انجام گردد برخی از خطوط نشری به چندین خط شکافته می گردند. این مشاهده اثر زیمن نامیده می شود و به دلیل جهت گیری متفاوت اوربیتال های مربوط به آن خط نشری با جهت میدان مغناطیسی مشاهده می گردد. در واقع مقدار m_L مشخص کننده جهت گیری اوربیتال در میدان مغناطیسی می باشد.