**جدول تناوبی عنصرهای شیمیایی، نمایش جدولی عنصرهای شیمیایی بر پایهٔ عدد اتمی، آرایش الکترونی و ویژگی‌های شیمیایی آن‌ها است. ترتیب جایگیری عنصرها در این جدول از عدد اتمی کمتر به سوی عدد اتمی (شمار پروتون‌های) بالاتر است. شکل استاندارد این جدول ۱۸ × ۷ است؛ عنصرهای اصلی در بالا و دو ردیف کوچکتر از عنصرها در پایین جای دارد. می‌توان این جدول را به چهار مستطیل شکست، این چهار ستون مستطیلی عبارتند از: بلوک اس در سمت چپ، بلوک پی در راست، بلوک دی در وسط و بلوک اف یا همان فلزات واسطهٔ داخلی در پایین. ردیف‌های این جدول، دوره و ستون‌های آن، گروه‌های جدول تناوبی نام دارند. همچنین گاهی برخی از این گروه‌ها نام‌های ویژه‌ای دارند. برای نمونه گروه هالوژن‌ها و گازهای نجیب از آن جمله‌اند. هدف از ساخت جدول تناوبی چه به شکل مستطیلی و چه به شکل‌های دیگر، بررسی بهتر ویژگی‌های شیمیایی عنصرها بوده است. این جدول، کاربرد زیادی در دانش شیمی و پردازش رفتار عنصرها دارد.**

**اعتبار جدول تناوبی به پای دیمیتری مندلیف نوشته شده است، با اینکه پیشروان دیگری پیش از او وجود داشته‌اند. او این جدول را در سال ۱۸۶۹ منتشر کرد. این، نخستین جدولی بود که به این گستردگی مرتب شده بود. مندلیف این جدول را تهیه کرد تا ویژگی‌های دوره‌ای آنچه که بعدها «عنصر» نام گرفت را بهتر نشان دهد. وی توانسته بود برخی ویژگی‌های عنصرهایی که هنوز کشف نشده بود را پیش‌بینی کند و جای آن‌ها را خالی گذاشته بود. کم‌کم با پیشرفت دانش، عنصرهای تازه‌ای شناسایی شد و جای خالی عنصرها در جدول پُر شد. با شناسایی عنصرهای نو و گسترش شبیه‌سازی‌های نظری دربارهٔ رفتار شیمیایی مواد، جدول آن روز مندلیف بسیار گسترده‌تر شده است.**

**همهٔ عنصرهای شیمیایی از عدد اتمی ۱ (هیدروژن) تا ۱۱۸ (آن‌ان‌اکتیوم) شناسایی یا ساخته شده‌اند. دانشمندان هنوز به دنبال ساخت عنصرهای پس از آن‌ان‌اکتیوم اند و البته این پرسش را پیش رو دارند که عنصرهای تازه تر چگونه جدول را اصلاح خواهند کرد. همچنین ایزوتوپ‌های پرتوزای بسیاری هم در آزمایشگاه ساخته شده است.**

**همهٔ نسخه‌های جدول تناوبی تنها دربردارندهٔ عنصرهای شیمیایی هستند و مخلوط، ترکیب یا ذرهٔ زیراتمی در آن‌ها جایی ندارد.[پ ۱] هر عنصر شیمیایی یک عدد اتمی یکتا دارد و این عدد برابر با شمار پروتون‌ها در هستهٔ اتمش است. عنصرها می‌توانند در اتم‌های گوناگون شمار نوترون‌های متفاوت داشته باشند. در این حالت به آن‌ها ایزوتوپ گفته می‌شود. برای نمونه کربن سه ایزوتوپ طبیعی دارد. همهٔ ایزوتوپ‌های کربن ۶ پروتون، و بیشتر آن‌ها ۶ نوترون دارند؛ اما یک درصد آن‌ها ۷ نوترون و شمار بسیار کمتری از آن‌ها ۸ نوترون دارند. ایزوتوپ‌ها در جدول تناوبی به صورت جداگانه، نمایش داده نمی‌شوند؛ بلکه میانگین آن‌ها به عنوان جرم اتمی در زیر عنصر درج می‌شود. برای عنصرهایی که هیچ ایزوتوپ پایداری ندارند، جرم اتمی پایدارترین یا متداول‌ترین ایزوتوپشان درون پرانتز نوشته می‌شود.[۱]**

**در جدول تناوبی استاندارد عنصرها به ترتیب عدد اتمی (شمار پروتون‌ها در هسته) کمتر به بیشتر مرتب شده‌اند. هر ردیف تازه در جدول، که یک دوره یا تناوب نامیده می‌شود، با افزوده شدن نخستین الکترون به یک لایهٔ الکترونی تازه آغاز می‌شود. عنصرهایی که در یک ستون جدول (گروه) جای می‌گیرند، همگی شمار الکترون‌های برابر در لایهٔ آخر الکترونی خود دارند؛ به عبارت دیگر آرایش الکترونی لایهٔ آخر آن‌ها یکسان است. مانند اکسیژن و سلنیم که هر دو در یک ستون هستند و هر دو چهار الکترون در لایهٔ بیرونی آرایش الکترونی خود یعنی تراز p دارند. عنصرهایی که ویژگی‌های شیمیایی همانندی دارند، معمولاً در یک گروه جدول قرار می‌گیرند. اما در بلوک f و از برخی نظرها در بلوک d عنصرهایی که در یک دوره هستند نیز ویژگی‌های مشابهی را نشان می‌دهند. در نتیجه به آسانی می‌توان ویژگی‌های شیمیایی یک عنصر را با آگاهی از عنصرهای پیرامونی‌اش پیش‌بینی کرد.[۲]**

**تا سال ۲۰۱۵، جدول تناوبی ۱۱۸ عنصر داشته است که ۱۱۴ تا از آن‌ها به صورت رسمی از سوی اتحادیه بین‌المللی شیمی محض و کاربردی پذیرفته و نامگذاری شده‌اند. ۹۸ عنصر از ۱۱۸ تا در طبیعت یافت می‌شوند و از آن میان، ۸۴ مورد از روز پدیداری زمین ثابت بوده‌اند. در حالی که ۱۴ تای باقی‌مانده در زنجیرهٔ نیمه‌عمر افتاده‌اند یا به عبارت دیگر پرتوزا هستند.[۳] همهٔ عنصرهای میان اینشتینیم و کوپرنیسیم و همچنین دو عنصر فلروویوم و لیورموریوم در طبیعت پدید نیامده‌اند، بلکه در آزمایشگاه ساخته شده‌اند. سپس آیوپاک آن‌ها را به طور رسمی پذیرفته‌است. گزارش شده که عنصرهای ۱۱۳، ۱۱۵، ۱۱۷ و ۱۱۸ هم در آزمایشگاه ساخته شده‌اند، اما هنوز آیوپاک آن‌ها را تأیید نکرده‌است. برای همین این عنصرها هنوز بر پایهٔ عدد اتمی‌شان شناخته می‌شوند.[۴] تاکنون عنصری سنگین‌تر از اینشتینیم (عنصر ۹۹) در طبیعت به صورت خالص در اندازهٔ قابل مشاهده، پیدا نشده است.[۵] از سال ۲۰۱۲ هنوز عنصری که ۱۱۸ را رد کند ساخته نشده است.**

**روش دسته‌بندی**

**عناصر در جدول تناوبی به صورت افقی در دوره‌های ۱ تا ۷ و به صورت عمودی در گروه‌های ۱ تا ۱۸ دسته‌بندی می‌شوند. هم‌چنین دسته‌بندی دیگری بر اساس لایهٔ الکترونی در حال پر شدن در بلوک‌های s و p و d و f وجود دارد.**

**گروه**

**یک گروه یا خانواده یک ستون عمودی از جدول تناوبی است. عنصرهای یک گروه معمولاً ویژگی‌های نزدیک به هم بیشتری دارند تا عنصرهای یک دوره یا بلوک. دانش مکانیک کوانتوم که دربارهٔ ساختار اتمی پژوهش می‌کند، نشان می‌دهد که چون عنصرهای موجود در یک گروه همگی از آرایش الکترونی یکسانی در لایهٔ آخر الکترونی برخوردارند؛[۷] بنابراین ویژگی‌های شیمیایی همانندی از خود نشان می‌دهند و هرچه عدد اتمی آن‌ها بالاتر می‌رود، ویژگی‌هایشان نمود بیشتری پیدا می‌کند.[۸] با این حال گاهی در بلوک d و f همانندی‌های عنصرهای یک دوره به اندازهٔ همانندی‌ها در یک گروه مهم هستند. به همانندی (شباهت) در یک دوره، همانندی افقی و در یک گروه، همانندی عمودی می‌گوییم.[۹][۱۰][۱۱]**

**بر اساس یک قرارداد جهانی، گروه‌ها از ۱ تا ۱۸ شماره‌گذاری شده‌اند که گروه شمارهٔ یک را نخستین گروه از چپ (فلزهای قلیایی) و آخرین گروه را گروه نخست از راست (گازهای نجیب) در نظر گرفته‌اند.[۱۲] در گذشته شمارهٔ گروه‌ها را با عددهای رومی نشان می‌دادند. همچنین در آمریکا برای گروه‌های بلوک اس و پی یک حرف A و برای عنصرهای بلوک دی یک حرف B در کنار شمارهٔ رومی گروه می‌گذاشتند. برای نمونه برای نشان دادن گروه چهار می‌نوشتند: IVB و برای گروه چهاردهم یا عنصرهای گروه کربن می‌نوشتند.IVA در اروپا هم همین روش بکار می‌آمد با این تفاوت که حرف A برای گروه‌های پیش از گروه ۱۰ و حرف B برای عنصرهای گروه ۱۰ و گروه‌های پس از آن بکار می‌رفت. در سال ۱۹۸۸ آیوپاک سامانهٔ نام‌گذاری تازه‌ای را پیشنهاد کرد و روش‌های پیشین همگی فراموش شد.[۱۳]**

**نام‌گذاری نخستین گروه‌ها**

**گروه نام**

**۱ فلزهای قلیایی**

**۲ فلزهای قلیایی خاکی**

**۱۱ فلزهای سکه**

**۱۲ فلزهای فرار (کم کاربرد)**

**۱۳ گروه بور**

**۱۴ گروه کربن**

**۱۵ گروه نیتروژن**

**۱۶ کالکوژن‌ها**

**۱۷ هالوژن‌ها**

**۱۸ گاز نجیب**

**ویژگی‌های عنصرهای یک گروه مانند شعاع اتمی، انرژی یونش و الکترون‌دوستی مشابه یکدیگر هستند. از بالا به پایین، شعاع اتمی عنصرها افزایش می‌یابد، در نتیجه الکترون‌های لایهٔ آخر در فاصلهٔ دورتری از هسته جای می‌گیرند، چون ترازهای انرژی بیشتری پُر شده‌اند. از بالا به پایین، انرژی یونش کاهش می‌یابد. چون الکترون‌ها کمتر به هسته پیوند خورده‌اند و آسان‌تر می‌توان آن‌ها را جدا کرد. با تحلیل مشابه، از بالا به پایین الکترون‌دوستی عنصرها کاهش می‌یابد. چون فاصلهٔ میان الکترون‌های لایهٔ آخر و هسته افزایش می‌یابد.[۱۴] البته در این میان استثناهایی هم وجود دارد. برای نمونه در گروه ۱۱ الکترون‌دوستی از بالا به پایین افزایش می‌یابد.[۱۵]**

**یک دوره در جدول تناوبی، یک ردیف افقی از این جدول است. با اینکه عنصرها در یک گروه همانندی‌های بسیاری دارند اما بخش‌هایی از دوره‌ها هستند که از اهمیتی بیش از گروه‌ها برخوردارند. مانند بلوک اف، جایی که لانتانیدها و آکتینیدها دو مجموعهٔ افقی از عنصرهای جدول را می‌سازند.[۱۶]**

**عنصرها در یک دوره همانندی‌هایی از لحاظ شعاع اتمی، انرژی یونش، الکترون‌دوستی و الکترون‌خواهی (مقدار انرژی آزاد شده هنگامی که یک الکترون به یک مولکول یا اتم خنثی افزوده می‌شود) از خود نشان می‌دهند. در یک دوره از چپ به راست، شعاع اتمی کاهش می‌یابد. این پدیده، به این دلیل است که با افزایش عدد اتمی در یک دوره، شمار لایه‌های الکترونی ثابت است، اما شمار پروتون‌ها افزایش می‌یابد. برای همین الکترون‌ها بیشتر به سوی هسته کشیده می‌شوند.[۱۷] کاهش شعاع اتمی باعث افزایش انرژی یونش می‌شود (از چپ به راست). هرچه پیوندها در یک عنصر محکم‌تر باشد، انرژی بیشتری هم برای جداسازی یک الکترون نیاز است. الکترون‌دوستی مانند انرژی یونش رفتار می‌کند و از چپ به راست افزایش می‌یابد. چون کشش هسته بر روی الکترون‌ها افزایش می‌یابد.[۱۴] همچنین مقدار الکترون‌خواهی هم در طول یک دوره اندکی تغییر می‌کند. فلزها (عنصرهای سمت چپ دوره) معمولاً نسبت به نافلزها (سمت راست دوره) الکترون‌خواهی پایین‌تری دارند. این قانون برای گازهای نجیب برقرار نیست.[۱۸]**

**بلوک**

**چون لایهٔ آخر الکترونی از اهمیت ویژه‌ای برخوردار است، جدول تناوبی به بخش‌هایی وابسته به این لایه‌های الکترونی تقسیم شده است. به هر یک از این بخش‌ها یک بلوک می‌گویند.[۱۹] بلوک اس دربردارندهٔ دو گروه نخست جدول (فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی) و دو عنصر هیدروژن و هلیم است. بلوک پی دربردارندهٔ شش گروه آخر جدول، گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ آیوپاک (۳A تا ۸A در نامگذاری آمریکایی) است. همهٔ شبه‌فلزات و نافلزها در این بلوک جای می‌گیرند. بلوک دی دربردارندهٔ گروه‌های ۳ تا ۱۲ آیوپاک (۳B تا ۸B در نامگذاری آمریکایی) و همهٔ فلزات واسطه است. بلوک اف که بیشتر در پایین بدنهٔ اصلی جدول جای می‌گیرد دربردارندهٔ لانتانیدها و اکتینیدها است.[۲۰]**

**دیگر قراردادها**

**در نمایش جدول تناوبی، لانتانیدها و اکتینیدها بیشتر به صورت دو ردیف اضافی در زیر بدنهٔ اصلی جدول گذاشته می‌شوند،[۲۱] همچنین در این نمایش دو تک خانه از بدنهٔ اصلی جدول به یکی از عنصرهای این دو مجموعه اختصاص داده می‌شود. برای نمونه یکی از عنصرهای لانتانیوم یا لوتسیم (برای لانتانیدها) و اکتینیم یا لارنسیم (برای اکتینیدها) را بر می‌گزینند و آن‌ها را به ترتیب در یک تک خانه میان باریم و هافنیم، و رادیم و رادرفوردیم می‌گذارند. در دیگر جدول‌ها دو مجموعهٔ لانتانیدها و اکتینیدها به صورت دو ردیف (دوره) در میانهٔ بدنهٔ اصلی جدول جای داده می‌شود.**

**جدول تناوبی با بلوک اف جدا شده**

**جدول تناوبی با بلوک اف میانی**

**جدول تناوبی با بلوک اف که به صورت جداگانه در پایین آمده (راست)، بلوک اف در میانهٔ جدول (چپ)**

**در برخی جدول‌ها یک خط جداکنندهٔ فلزها از نافلزها هم گنجانده می‌شود.[۲۲] همچنین ممکن است در یک جدول دسته‌های گوناگونی از عنصرها برجسته‌تر نمایان شوند، برای نمونه می‌توان به فلزهای واسطه، فلزات پس واسطه و شبه‌فلزها اشاره کرد.[۲۳] همچنین بسته به کاربرد جدول، ممکن است گروه‌های ویژه‌ای از عنصرها مانند فلزهای دیرگداز و فلزهای کم‌یاب که خود زیرگروه فلزهای واسطه‌اند هم ممکن است گاهی پررنگ تر نمایش داده شوند.[۲۴][۲۵]**

**ویژگی‌های تناوبی**

**آرایش الکترونی**

**روش پرکردن لایه‌های الکترونی رو به تراز انرژی بالاتر برپایهٔ اصل آفبا.**

**جدول تناوبی به همراه برخی ویژگی‌های تناوبی در عنصرها.**

**آرایش الکترونی عنصرهای جدول، الگویی تکرار شونده دارند. الکترون‌ها در هر عنصر، مجموعه‌ای از لایه‌های الکترونی را پُر می‌کند. هر لایهٔ الکترونی از یک یا چند زیرلایه ساخته شده است که به آن‌ها لایه‌های s و p و d و f و g گفته می‌شود. هر چه عدد اتمی افزایش یابد، لایه‌ها و زیرلایه‌های الکترونی بیشتری پُر می‌شود. این لایه‌ها بر پایهٔ اصل آفبا یا قانون تراز انرژی پر می‌شوند (همانند نموداری که کشیده شده است). برای نمونه آرایش الکترونی نئون با عدد اتمی ۱۰ عبارت است از: 1s2 2s2 2p6 که دو الکترون در لایهٔ نخست و هشت الکترون در لایهٔ دوم (دو تا در زیرلایهٔ s و شش تا در زیرلایهٔ p) جای می‌گیرد. برای نمونه فلزهای قلیایی و عنصر هیدروژن همگی تنها یک الکترون در لایهٔ اس دارند.[۲۶][۲۷]**

**ویژگی‌های یک عنصر بیشتر به آرایش الکترونی اش وابسته است درنتیجه چون آرایش الکترونی عنصرها در جدول از نظم روشنی پیروی می‌کند، می‌توان برخی رفتارهای فیزیکی و شیمیایی عنصرها در جدول را پیش بینی کرد. در جدول کناری به برخی از این رفتارها اشاره شده است. پیش از آنکه نیلز بور نظریه اش پیرامون آرایش الکترونی را مطرح کند، با توجه به این ویژگی پله‌کانی عنصرها، جای عنصرها در جدول پیش بینی شده بود.[۲۶][۲۷]**

**نمودار عدد اتمی برحسب شعاع اتمی (برای شعاع اتمی گازهای نجیب، استاتین، فرانسیوم و همه عناصر سنگین تر از آمریسیوم داده‌ای وجود ندارد)**

**شعاع اتمی**

**اندازه‌گیری شعاع اتمی یک اتم به صورت مجزا امکان‌پذیر نیست؛ ولی می‌توان با اندازه‌گیری فاصلهٔ میان هسته‌های دو اتم که با هم پیوند دارند، شعاع اتمی آن‌ها را به دست آورد. برای نمونه، هنگامی که دو اتم یک عنصر با یکدیگر پیوند دارند، شعاع اتمی هر یک از آن‌ها نصف طول پیوند دو اتم است. هرچند که این مقدار در پیوندهای مختلف، اندکی متفاوت است؛ ولی می‌توان یک میانگین را برای شعاع اتمی در نظر گرفت. به طور کلی، با حرکت به سمت چپ و پایین جدول تناوبی، شعاع اتمی افزایش می‌یابد.[۲۸] این تغییر شعاع اتمی و در کنار آن تغییر در ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی عنصرها را می‌توان با کمک نظریه‌های اتمی دربارهٔ لایه‌های الکترونی توضیح داد. این تغییرها شاهدی بر درستی نظریهٔ کوانتوم است.[۲۹]**

**عناصر واسطه از الگوی کلی تغییرات شعاع اتمی پیروی نمی‌کنند. در آغاز پر شدن لایهٔ d شعاع اتمی کاهش می‌یابد که نرخ آن از نرخ کاهش عناصر گروه ۲ نسبت به گروه ۱ بسیار کمتر است؛ ولی در اتم‌های انتهایی، روند افزایشی وجود دارد.[۳۰]**

**انرژی یونش**

**انرژی یونش: هر دوره با مقدار کمینه برای فلز قلیایی آغاز می‌شود و با مقدار بیشینه برای گاز نجیب پایان می‌یابد.**

**نوشتار اصلی: انرژی یونش**

**نخستین انرژی یونش، انرژی لازم برای کندن سست‌ترین الکترون از یک اتم خنثی در حالت گازی است. انرژی‌های یونش بالاتر نیز به همین ترتیب تعریف می‌شوند. برای یک اتم مشخص، انرژی‌های یونش متوالی با افزایش درجهٔ یونش، افزایش می‌یابند. بر الکترون‌های لایه‌های نزدیک‌تر به هسته، نیروی جاذبهٔ الکترواستاتیک بیشتری اعمال می‌شود؛ بنابراین انرژی مورد نیاز برای جداسازی آن‌ها نیز بیشتر است. انرژی یونش با حرکت به سمت بالا و راست جدول تناوبی، افزایش می‌یابد.[۳۰]**

**در هر دورهٔ جدول، دو پرش بزرگ دیده می‌شود. یک پرش در گذر از گاز نجیب به فلز قلیایی بعدی است. پرش دوم که کوچکتر است، پیش از گروه ۱۳ رخ می‌دهد. در هر دو حالت، آخرین لایهٔ آرایش الکترونی پر شده و الکترون بعدی در لایهٔ جدید قرار می‌گیرد؛ بنابراین انرژی مورد نیاز برای جدا کردن آن، بسیار کمتر خواهد بود. چنین رخدادی در انرژی‌های یونش متوالی یک عنصر نیز مشاهده می‌شود. هنگامی که همهٔ الکترون‌های یک لایه جدا شوند، انرژی یونش بعدی به شدت افزایش می‌یابد.[۳۱]**

**الکترونگاتیوی**

**نمودار افزایش الکترونگاتیوی با افزایش عدد اتمی در هر دوره**

**الکترونگاتیوی تمایل یک اتم به جذب الکترون است که به دو عامل عدد اتمی و فاصلهٔ الکترون‌های لایهٔ آخر با هسته وابسته است. این ویژگی در سال ۱۹۳۲ توسط لینوس پاولینگ پیشنهاد شد. الکترونگاتیوی با حرکت به سمت بالا و راست جدول تناوبی، افزایش می‌یابد. فلوئور بیشترین و سزیم کمترین میزان الکترونگاتیوی را در میان عناصری که در طبیعت یافت می‌شوند، دارا هستند.[**

**استثناهایی در تغییرات تناوبی الکترونگاتیوی مشاهده می‌شوند. الکترونگاتیوی عناصر گروه ۱۳ و ۱۴ در دورهٔ چهارم بیشتر از دورهٔ سوم است که دلیل آن، پر شدن لایهٔ d (که درونی‌تر است) و کمتر شدن شعاع اتمی است. استثنای دیگر، بالا بودن غیرعادی الکترونگاتیوی سرب در مقایسه با عناصر پیرامونش است که به نظر می‌رسد به دلیل اشکال در تحلیل داده‌ها باشد.[۳۳]**

**تفاوت الکترونگاتیوی میان دو اتم که پیوندی را تشکیل می‌دهند، میزان خصلت یونی آن پیوند را نشان می‌دهد. هرچه این تفاوت بیشتر باشد، پیوند دو اتم قطبی‌تر است. برای نمونه، در پیوند میان نافلزها که تفاوت الکترونگاتیوی اندک است، پیوند کووالانسی با قطبیت کم یا غیر قطبی است؛ ولی پیوند میان یک فلز و یک نافلز به دلیل تفاوت قابل توجه الکترونگاتیوی دو اتم، از نوع پیوند یونی است. معیار الکترونگاتیوی چندان دقیق نیست. زیرا دو اتم ممکن است به شکل‌های گوناگونی با یکدیگر پیوند داشته‌باشند. (برای نمونه الکترونگاتیوی فسفر در دو ترکیب PF3 و PF5 با یکدیگر متفاوت است)[۳۳]**

**الکترون‌خواهی**

**الکترون‌خواهی، انرژی واکنش افزوده شدن یک الکترون به یک اتم در حالت گازی و تبدیل اتم خنثی به یون منفی است. برای بیشتر عناصر، این فرایند با آزاد شدن انرژی همراه است و در نتیجه، مقدار الکترون‌خواهی برای نخستین الکترون، مقداری منفی است. تنها الکترون‌خواهی فلزات قلیایی خاکی (گروه ۲)، گروه‌های ۷ و ۱۲ و گازهای نجیب (گروه ۱۸) مثبت است. (در واقع، برای این عناصر مقدار تجربی الکترون‌خواهی اندازه‌گیری نشده‌است) دلیل این رخداد، پر بودن (مانند گروه ۲، ۱۲ و ۱۸) یا نیمه‌پر بودن آخرین لایهٔ آرایش الکترونی این عناصر (مانند گروه ۷) است. الکترون‌خواهی عناصر گروه ۱۵ نیز به دلیل نیمه‌پر بودن لایهٔ p کمتر از گروه‌های مجاور است. در هر دوره، بیشترین الکترون‌خواهی منفی مربوط به گروه هالوژن‌ها است. کلر بیشترین مقدار الکترون‌خواهی را در میان عناصر جدول تناوبی دارد.[۳۴]**

**پیشینه**

**در سال ۱۷۸۹ آنتوان لاووازیه فهرستی از ۳۳ عنصر شیمیایی را منتشر کرد. او این عنصرها را زیر نام‌های گازی، فلزی، نافلزی و خاکی دسته‌بندی کرده بود.[۳۵] سپس در دههٔ ۱۷۹۰ یرمیا بنیامین ریشتر جدول وزن معادل را تهیه کرد. به این منظور، مقدار وزنی اسیدهایی که با یک مقدار مشخص باز ترکیب می‌شدند و نیز مقدار فلزهایی که با مقدار مشخصی اسید ترکیب می‌شدند را اندازه‌گیری کرد.[۳۶] در سال ۱۸۲۹ یوهان ولفگنگ دوبرآینر دریافت که بسیاری از عنصرها را می‌توان بسته به ویژگی‌های شیمیایی شان در دسته‌های سه تایی بخش بندی کرد. برای نمونه لیتیم، سدیم و پتاسیم را با هم در دستهٔ فلزهای واکنش پذیر نرم گذاشت. همچنین او متوجه شد که وقتی عنصرها را به ترتیب وزن اتمی دسته‌بندی می‌کند، وزن عنصر دوم (میانی) تقریباً برابر است با میانگین وزن عنصر پیش و پس از خود (عنصر اول و سوم).[۳۷] این پدیده به نام قانون سه تایی یا سه تایی دوبرآینر شناخته شد.[۳۸] شیمیدان آلمانی لئوپولد گملین با همین روش ادامه داد و تا سال ۱۸۴۳ توانست ده دستهٔ سه تایی، سه دستهٔ چهارتایی و یک دستهٔ پنج تایی را شناسایی کند. در سال ۱۸۵۷ ژان باتیست آندره دوما توانست ارتباط‌هایی میان دسته‌های گوناگون فلزها بدست آورد. تا این دوره شیمیدانان گوناگون توانسته بودند ارتباط‌های گوناگونی میان دسته‌های کوچک عنصرها بدست آورند اما هیچ‌یک جدول کلی ارائه نکرده بود.**

**در ۱۸۵۸ شیمیدان آلمانی فریدریش آگوست ککوله مشاهده کرد که کربن همواره با چهار اتم پیرامون خود پیوند برقرار می‌کند. برای نمونه در متان یک کربن با چهار هیدروژن پیرامون خود پیوند خورده است. این مفهوم کم‌کم با نام والانس یا الکترون‌های ظرفیت شناخته شد به معنی تعداد عنصرهای گوناگون که با اتم‌های گوناگون با هم پیوند می‌خورند.[۳۹]**

**در ۱۸۶۲ یک زمین‌شناس فرانسوی به نام الکساندر-امیل بگویه دو شانکورتوآ یک نمای اولیه از جدول تناوبی را منتشر کرد. او نام آن را مارپیچ خاکی یا مارپیچ گذاشت. او نخستین کسی بود که متوجه ویژگی‌های تناوبی عنصرها شد و آن‌ها را به تریب عدد اتمی از کمتر به بیشتر در یک استوانهٔ مارپیچ مرتب کرد. همچنین او نشان داد که عنصرهایی که ویژگی‌های مانند هم دارند در فاصله‌ای ثابت از هم قرار دارند (شمار عنصرهای میان آن‌ها همیشه ثابت است). جدول او برخی یون‌ها و ترکیب‌ها را هم دربرداشت. مقاله‌ای که او دربارهٔ جدولش منتشر کرد بیشتر مطالب مربوط به زمین‌شناسی را داشت تا دانش شیمی، برای همین تا پیش از جدول دیمیتری مندلیف توجه کمی را به خود جلب کرد.[۴۰]**

**در ۱۸۶۴ شیمی‌دان آلمانی، جولیوس لوتار میر جدولی ساخته شده از ۴۴ عنصر را بر پایهٔ الکترون‌های لایهٔ ظرفیت (والانس) ارائه کرد. این جدول نشان می‌داد که عنصرهایی که ویژگی‌های مانند هم دارند معمولاً الکترون‌های ظرفیت برابر هم دارند.[۴۱] همزمان شیمیدان انگلیسی، ویلیام آدلینگ هم جدولی ساخته شده از ۵۷ عنصر منتشر کرد. جدول آدلینگ بر پایهٔ وزن اتمی بود که چندین جای خالی و نکتهٔ غیرمعمول در آن دیده می‌شد. او متوجه مفهوم تناوبی بودن جرم اتمی در میان عنصرها و مسئلهٔ گروه بندی عنصرها در جدول شده بود[۴۲] اما هرگز پیگیر ادامهٔ آن نشد.[۴۳] او در ۱۸۷۰ عنصرها را برپایهٔ الکترون‌های لایهٔ ظرفیت (والانس) مرتبط کرد و به عنوان جدول پیشنهادی خود ارائه کرد.[۴۴]**

**جدول تناوبی نیولندز که در سال ۱۸۶۶ به جامعهٔ شیمی ارائه شده بود و برپایهٔ قانون هشتگان‌ها بود.**

**شیمیدان انگلیسی جان نیولندز از سال ۱۸۶۳ تا ۱۸۶۶ مجموعه مقالاتی را منتشر کرد. او در این مقاله‌ها توضیح می‌داد که هنگامی که عنصرها به ترتیب از عدد اتمی کمتر به بیشتر مرتب شوند در دسته‌های هشتایی ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی همانندی را تکرار می‌کنند او این تناوب و تکرار هشت تایی را به هشتگان‌های موسیقی همانند کرد.[۴۵][۴۶] قانون هشتگان‌های نیولندز از سوی همکارانش احمقانه دانسته شد و جامعهٔ شیمی حاضر به انتشار کار او نشد.[۴۷] برخلاف این برخورد، نیولندز داده‌های جدول هشتایی خود را جمع‌آوری کرد و از آن برای پیشبینی عنصرهای ناشناخته مانند ژرمانیم بهره برد.[۴۸] جامعهٔ شیمی پنج سال پس از آنکه جدول تناوبی مندلیف به جهان معرفی شد به کار نیولندز بها داد.[۴۹]**

**در سال ۱۸۶۷ یک شیمیدان زادهٔ دانمارک به نام گوستاووس هنریکس یک جدول تناوبی مارپیچ پیشنهاد کرد این جدول برپایهٔ طیف اتمی، وزن و همانندی‌های شیمیایی بود. جدول او به عنوان کاری، منحصربه‌فرد، درخور توجه و البته تودرتو و پیچیده دانسته شد. چنین توصیفاتی مانع از شناسایی و پذیرش عمومی جدول او شد.[۵۰][۵۱]**

**جدول مندلیف**

**دیمیتری ایوانویچ مِندِلیف**

**استاد روس شیمی، دیمیتری مندلیف و شیمی‌دان آلمانی، ژولیوس لوتار میر، هر یک به صورت مستقل جدولی را به ترتیب در سال‌های ۱۸۶۹ و ۱۸۷۰ منتشر کردند.[۵۲] جدول مندلیف، نخستین نسخه از کارش بود درحالی که جدولی که میر منتشر کرد، نسخهٔ گشترش یافتهٔ جدول پیشین او بود که در سال ۱۸۶۴ منتشر کرده بود.[۵۳] آن‌ها هر دو عنصرها را در ردیف‌ها و ستون‌ها به ترتیب وزن اتمی فهرست کرده بودند. در هر دو جدول در آغاز یک ستون یا ردیف، ویژگی‌های عنصرها مرتب تکرار می‌شد.**

**مندلیف در این جدول دو انتخاب مهم کرده بود که باعث شد تا جدولش مورد پذیرش عمومی قرار گیرد: نخست اینکه جای عنصرهایی را که هنوز شناسایی نشده بود را خالی گذاشته بود.[۵۵] مندلیف نخستین شیمی‌دانی نبود که چنین کرده بوداما نخستین کسی بود که با توجه به ردپایی که از جدول داشت جای عنصرها را پیشبینی کرده بود، عنصرهایی مانند گالیم و ژرمانیم عنصرهایی بودند که بعداً شناسایی شدند.[۵۶] انتخاب دوم مندلیف در جاگذاری و دسته‌بندی عنصرها بود، او گاهی ویژگی وزن اتمی را نادیده گرفته بود و به جایش عنصرها را با توجه به ویژگی‌های شیمیایی جاگذاری کرده بود. عنصرهایی مانند تلوریم و ید از این دست بودند. بعدها با پیشرفت علم معلوم شد که مندلیف بدون اینکه بداند عنصرها را به ترتیب افزایش عدد اتمی و بار هسته مرتب کرده بود.**

**اهمیت عدد اتمی در جاگذاری عنصرها در جدول تناوبی نادیده گرفته می‌شد تا اینکه وجود و ویژگی‌های پروتون و نوترون در هسته فهمیده شد.**

**گسترش در آینده**

**نسخهٔ نخست جدول تناوبی که از سوی مندلیف در سال ۱۸۷۱ منتشر شد.**

**مندلیف در سال ۱۸۷۱ جدولش را به روز کرد و جزئیات بیشتری از عنصرهایی که جایشان را پیشبینی می‌کرد، ارائه داد. او باور داشت که این عنصرها وجود دارند اما هنوز شناسایی نشده‌اند.[۵۸] با گذر زمان و شناسایی عنصرهایی که به صورت طبیعی یافت می‌شوند، جاهای خالی کم‌کم پر شد. باور عمومی چنین است که آخرین عنصر شناسایی شده‌ای که به صورت طبیعی پدید می‌آید فرانسیم است که در سال ۱۹۳۹ شناسایی شد. مندلیف این عنصر را اکا-سزیم (اکا به معنی همانند) نامیده بود.[۵۹] پس از آن، در سال ۱۹۴۰ عنصر پلوتونیم به صورت آزمایشگاهی تولید شد اما در سال ۱۹۷۱ دانشمندان به این نتیجه رسیدند که این عنصر به صورت طبیعی ساخته می‌شود.**

**جدول تناوبی پرکاربرد امروزی[۱۹] که به نام جدول تناوبی استاندارد یا جدول تناوبی متداول نیز شناخته می‌شود، جدولی است که به شیمیدان آمریکایی هوراس گرووز دمینگ نسبت داده می‌شود. دمینگ در ۱۹۲۳ دو نسخهٔ کوتاه (نسخهٔ مندلیفی) و معمولی (نسخهٔ ۱۸ ستونی) جدول تناوبی را منتشر کرد.[۶۱] [پ ۲] بعدها در سال ۱۹۲۸ نسخهٔ ۱۸ ستونی جدول دمینگ به صورت گسترده در دسترس مدرسه‌های آمریکا قرار گرفت. تا دههٔ ۱۹۳۰ جدول دمینگ در بسیاری از کتاب‌ها و دانشنامه‌های شیمی در دسترس بود. همچنین برای سال‌ها توسط انتشارات علمی سرجنت-ولچ منتشر می‌شد.**

**گلن سیبورگ که در سال ۱۹۴۵ پیشنهاد کرد که الکترون‌های اکتینیدها به لایهٔ دوم بلوک اف تعلق دارند**

**با پیشرفت دانش مکانیک کوانتوم و افزایش دانش دربارهٔ الکترون و نقش آن‌ها در اتم، روشن کرد جایگیری عنصرها در هر دوره (ردیف) از جدول تناوبی با پر شدن یکی از لایه‌های الکترونی همسنگ است. اتم‌های بزرگتر الکترون‌ها و در نتیجه زیرلایه‌های بیشتری دارند پس در ادامه طول دوره‌های جدول بیشتر می‌شود.[۶۶]**

**در ۱۹۴۵، دانشمند آمریکایی گلن سیبورگ گفت که الکترون‌ها در اکتینیدها مانند لانتانیدها بلوک اف از لایه‌های الکترونی را پر می‌کنند چرا که پیش از آن فرض می‌شد که الکترون‌ها در بلوک دی جای می‌گیرند. همکار سیبورگ به او توصیه کرد که چنین مطلبی را منتشر نکند و آیندهٔ کاری خود را به خطر نیندازد با این حال او پیشنهاد خود را ارائه داد که از سوی جامعهٔ علمی درست دانسته شد. سیبورگ به تلاش خود ادامه داد و در سال ۱۹۵۱ توانست جایزهٔ نوبل شیمی را به خاطر کار بر روی اکتینیدها از آن خود کند.[۶۷][۶۸][پ ۳]**

**قالب‌های جایگزین**

**جدول تناوبی تئودور بنفی**

**غیر از جدول تناوبی استاندارد، جدول‌های تناوبی گوناگونی تا کنون ساخته شده است. با گذشت ۱۰۰ سال از معرفی جدول از سوی مندلیف در سال ۱۸۶۹، نزدیک به ۷۰۰ نسخهٔ گوناگون از جدول تناوبی معرفی و منتشر شد.[۶۹] غیر از قالب معمول که به شکل مستطیلی بود قالب‌هایی دیگری مانند[پ ۴] دایره‌ای، مکعبی، استوانه‌ای، هرمی، مارپیچ، کروی، مربعی، حلزونی، منشور هشت وجهی، به صورت تو در تو (مانند نماد بی‌نهایت ∞) و حتی جدا جدا هم ساخته شد. هدف از پیشنهاد چنین قالب‌هایی بیشتر تأکید بر روی یک ویژگی فیزیکی یا شیمیایی ویژه از عنصرها است که در جدول تناوبی سنتی به خوبی دیده نمی‌شود.[۶۹]**

**یکی از قالب‌های جایگزین و شناخته شدهٔ جدول،[۷۰] نسخه‌ای است که به تئودور بنفی (۱۹۶۰) نسبت می‌دهند. در جدول بنفی، عنصرها به صورت یک مارپیچ پیوسته در کنار هم جای گرفته‌اند به گونه‌ای که هیدروژن در مرکز مارپیچ و عنصرهای واسطه، لانتانیدها و اکتینیدها به صورت بیرونزدگی در کنار جای گرفته‌اند. (مانند شکل)[۷۱]**

**بیشتر جدول‌های تناوبی دو بُعدی اند.[۳] با این حال پیش از آنکه مندلیف جدولش را معرفی کند در سال ۱۸۶۲ جدول سه بعدی هم پیشنهاد شده بود. جدول‌های تازه تر مانند دسته‌بندی کورتین (۱۹۲۵)،[۷۲] نظام Lamina رینگلی (۱۹۴۹)،[۷۳] جدول حلزونی گیگر (۱۹۶۵)[۷۴][پ ۵]، درخت تناوبی دوفور (۱۹۹۶)[۷۵] و جدول تناوبی استاو (۱۹۸۹)[۷۶] همگی به صورت چهاربعدی توصیف شده‌اند. به این صورت که سه بُعد آن، بعدهای فضایی و یک بُعد، رنگ آن در نظر گرفته شده است.[۷۷]**

**با وجود آنکه عنصرهای جدول تا آن‌ان‌اکتیوم شناسایی شده‌اند اما تنها تا عنصرهای هاسیم (عنصر ۱۰۸) و کوپرنیسیم (عنصر ۱۱۲) ویژگی‌های شیمیایی شناخته شده دارند. در حالی که دیگر عنصرها رفتاری متفاوت از آنچه برایشان از راه برون یابی پیشبینی می‌شود از خود نشان می‌دهند. برای نمونه برخی پژوهش‌ها می‌گوید که با اینکه عنصر فلروویوم در گروه کربن جای دارد[۷۸] اما باید رفتاری همانند گاز بی اثر رادون از خود نشان دهد،[۷۹] البته آزمایش‌های تازه تر همانندی‌های در رفتار شیمیایی فلروویوم و عنصر سرب پیدا کرده‌اند که این با جدول تناوبی همخوانی بیشتری دارد.[۸۰]**

**گسترش بیشتر جدول تناوبی**

**هنوز روشن نیست که آیا عنصرهای تازه‌تر که در آینده شناسایی می‌شوند در ردیف هشتم (دورهٔ هشتم) جای می‌گیرند یا به کلی نظم جدول را به هم می‌ریزند. گلن سیبورگ بر این باور بود که دورهٔ هشتم جدول به گونه‌ای است که دو عنصر ۱۱۹ و ۱۲۰ از بلوک اس، ۱۸ عنصر از بلوک جی و ۳۰ عنصر از بلوک‌های اف، دی و پی را دربر می‌گیرد.[۸۱] برخی فیزیکدانان امروز مانند پکا پیکو به صورت نظری به این نتیجه رسیده‌اند که این عنصرهای تازه تر، از اصل آفبا که توضیح دهندهٔ چگونگی پُر شدن لایه‌های الکترونی است، پیروی نخواهند کرد به این ترتیب با شناسایی عنصرهای تازه تر ظاهر جدول تناوبی دچار دگرگونی خواهد شد.[۸۲]**

**بالاترین عدد اتمی ممکن**

**بالاترین عدد اتمی ممکن هنوز روشن نیست. نخستین بار الیوت آدامز در ۱۹۱۱ با توجه به شمار عنصرهای جای گرفته در هر ردیف به این نتیجه رسیده بود که وزن اتمی بالاتر از ۲۵۶± (یعنی عنصرهای ۹۹ و ۱۰۰ امروز) ناممکن است و وجود ندارد.[۸۳] پس از آن گفته شد که جدول تناوبی به زودی پس از جزیرهٔ پایداری به پایان خواهد رسید.[۸۴] بر پایهٔ این پیشبینی باید نزدیک به عنصر ۱۲۶ ام جدول به پایان می‌رسید. پس از آن جان امزلی[۳] و ریچارد فاینمن[۸۵] هر یک به ترتیب پیش‌بینی کردند که عنصر ۱۲۸ ام و ۱۳۷ ام آخرین عنصرهای جدول اند و در نهایت آلبرت خزان گفت که عنصر ۱۵۵ ام عنصر آخر است.[۳][پ ۶] هم‌چنین مدل بور داشتن عدد اتمی بالاتر از ۱۳۷ را ناممکن می‌داند چون در این صورت باید الکترون‌های ۱s با سرعتی بیشتر از سرعت نور حرکت کند؛ بنابراین مدل غیر نسبیتی بور در این کاربرد دقیق نیست.[۸۶]**

**جای هیدروژن و هلیم**

**هیدروژن و هلیم گاهی در جایی گذاشته می‌شوند که مطابق آرایش الکترونی شان نیست. برای نمونه برپایهٔ شمار الکترون‌ها معمولاً هیدروژن بالای لیتیم جای می‌گیرد اما چون گاهی رفتاری همانند فلوئور[۸۷] یا کربن[۸۷] از خود نشان می‌دهد بالای این دو عنصر هم گذاشته می‌شود. در حالت‌هایی که رفتار هیدروژن مانند هیچ عنصری دانسته نمی‌شود برایش یک گروه تعریف می‌کنند و آن را در گروه خودش می‌گذارند.[۸۸]> اما هلیم تقریباً همیشه در بالای نئون جای می‌گیرد چون رفتار شیمیایی بسیار همانندی دارند با این حال دیده شده که آن را بالای برلیم[۱۹] هم بگذارند چون آرایش الکترونی نزدیک به هم دارند. (هلیم: ۱s۲ برلیم: [He] 2s۲)**

**عنصرهای تناوب ۶ و ۷ در گروه سوم جدول**

**گروه سه جدول از چهار عنصر ساخته شده است که دو عنصر نخست یعنی اسکاندیم و ایتریم مورد پذیرش همه است اما بر سر دو عنصر بعدی اختلاف است، برخی می‌گویند دو عنصر بعدی، لانتان و اکتینیم اند و برخی دیگر می‌گویند لوتتیم و لارنسیم باید باشند. برسر ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی این عنصرها در نظم جدول بحث است که هنوز همگان را قانع نکرده است.**

**گروه‌هایی که فلزهای واسطه را دربردارند**

**بر پایه تعریف آیوپاک، فلز واسطه به عنصری گویند که زیرلایه d آن پر نشده‌است یا با ناقص بودن زیرلایه d خود می‌تواند کاتیون‌ها را افزایش دهد. با این تعریف، همه عنصرهای گروه ۳ تا ۱۱ در گروه فلزهای واسطه قرار می‌گیرند؛ ولی عنصرهای گروه ۱۲ (شامل روی، کادمیوم و جیوه) جزء فلزهای واسطه نیستند.[۹۰] بعضی شیمی‌دانان عقیده دارند که همه عنصرهای بلوک d (از جمله گروه ۱۲) در دسته فلزات واسطه هستند. در این حالت، عناصر گروه ۱۲ به عنوان حالت خاصی از عناصر واسطه در نظر گرفته می‌شوند که الکترون‌های زیرلایه d آن‌ها در پیوند شیمیایی شرکت نمی‌کنند.**

**کشف تازه مبنی بر آن که جیوه می‌تواند از الکترون‌های زیرلایه d خود در تشکیل جیوه فلوئورید (HgF4) استفاده کند، بعضی مفسران را بر آن داشته که پیشنهاد دهند جیوه می‌تواند در گروه عناصر واسطه قرار گیرد.[۹۱] ولی بعضی دیگر معتقد هستند که امکان ساخته‌شدن این ماده تنها در شرایط بسیار غیرمعمول وجود دارد؛ بنابراین با هیچ تفسیری نمی‌توان جیوه را جزء فلزهای واسطه قرار داد**

**بعضی دیگر از شیمی‌دانان، عنصرهای گروه ۳ را از تعریف فلزهای واسطه خارج می‌کنند. دلیل آنان، این است که این عنصرها هیچ یونی با زیرلایه d ناقص ایجاد نمی‌کنند و ویژگی‌های شیمیایی فلزهای واسطه را ندارند.[۹۳] در این حالت، تنها عنصرهای گروه ۴ تا ۱۱ به عنوان فلز واسطه در نظر گرفته می‌شوند.**

**قالب بهینهٔ جدول**

**در حال حاضر، شکل‌های گوناگونی از جدول تناوبی وجود دارند و دانشمندان نمی‌دانند که شکل بهینه یا قطعی جدول تناوبی چیست. به نظر می‌رسد که پاسخ این پرسش بستگی به این دارد که آیا تناوب شیمیایی میان عنصرها، یک حقیقت بنیادی است که در تمام جهان وجود دارد یا چنین تناوبی، محصول تفسیر ذهنی انسان، باورها، شرایط و علاقهٔ ناظران انسانی است. یک مبنای عینی برای تناوب‌های شیمیایی می‌تواند پرسش‌هایی از جمله مکان هیدروژن، هلیم و عنصرهای گروه ۳ را پاسخ دهد. تصور می‌شود که چنین حقیقت اساسی، در صورت وجود، هنوز کشف نشده‌است. در نبود آن، شکل‌های گوناگون جدول تناوبی را می‌توان به عنوان نسخه‌های گوناگون تناوب شیمیایی در نظر گرفت. هر شکلی، جنبه‌ها، ویژگی‌ها و رابطه‌های مختلفی میان عنصرها را بررسی می‌کند و مد نظر قرار می‌دهد**