

العناصر والدورية

ELEMENTS AND PERIODICITY

تتكون المادة من جزيئات صغيرة تُدعى الذرات *atoms*. حتى تاريخه، هناك ١٠٩ نوع مختلف من الذرات معروفة ومسماه. وكل نوع مُشار إليه بعنصر *element*. هناك مزاعم لعناصر جديدة بأعداد ذرية ١١٠-١١٢ و ١١٤ و ١١٦ و ١١٨ تم تحليلها. معظم المواد في الكون مصنوعة من عنصرين هما: الهيدروجين (حوالي ٧٥٪ وزناً) والهيليوم (حوالي ٢٣٪ وزناً). تكون العنصر الأثقل في النجوم بواسطة التفاعلات النووية، أما عن العناصر الموجودة في بيئتنا فتمثل الحطام من الانفجارات النجمية منذ زمن بعيد.

(١,١) الشكل البنائي الذري

Atomic Structure

أحياناً، من المفيد أن نعتبر الذرات مثل كرات البلياردو الصغيرة، كل كرة قائمة بذاتها، ولكن عادة يحتاج الكيميائي إلى رؤية أكثر تقدماً عن الشكل البنائي للذرة. تُظهر الذرات شكلاً بنائياً. إنها ليست صغيرة، صلبة، كرات سابكة، على الرغم من أنها كروية. تتكون الذرة من نواة *nucleus* موجبة الشحنة محاطة بإلكترونات سالبة الشحنة. معظم حجم الذرة مقرون بالإلكترونات. على الرغم من أن نصف قطر النواة

حوالي ٠,٠١٪ من الذرة، إلا أن الكتلة الكلية للإلكترونات أقل بكثير من النواة. الذرات صغيرة جداً بأنصاف أقطار مقدارها 100 pm، مما يعني أن عدة ملايين من الذرات يمكن أن تصطف في صف طوله أقل من مللي متر.

تحتوي النواة على بروتون واحد أو أكثر، ومن وجهة نظر الكيميائي فإنها جسيمات موجبة الشحنة لا تتجزأ. بعيداً عن الهيدروجين، تحتوي النواة أيضاً على نيوترونات، غير قابلة للتجزئة أيضاً، ووزنها مساوٍ تقريباً للبروتونات ولكنها متعادلة كهربياً. ويمكن تعريف الذرة الواحدة بعدد البروتونات خلال النواة*. لذا؛ فإن النواة خلال جميع ذرات الهيدروجين تستحوذ على بروتون واحد فقط، وتحتوي النواة خلال جميع ذرات الهيليوم على بروتونين وهكذا. النواة محايدة بعدد من الإلكترونات. الإلكترونات سالبة الشحنة ولكن قيمة الشحنة نفسها تماماً على البروتون. ونتيجة لذلك فإن الذرة متعادلة كهربياً.

بينما تحتوي جميع ذرات العنصر الواحد نفس العدد من البروتونات، تحتوي أنوية الذرات لأي عنصر واحد على أعداد مختلفة من النيوترونات. الذرات التي لها نفس العدد من البروتونات، ولكنها تختلف في عدد النيوترونات تسمى نظائر *isotopes*. لذا، تحتوي جميع ذرات الكربون على ستة بروتونات ويحتوي معظمها على ستة نيوترونات. الكتلة الذرية لهذا الشكل من الكربون تكون ١٢ (٦+٦) ويُرمز لهذا النظير بالرمز $^{12}_6C$. جزء صغير من ذرات الكربون (١, ١٪ من الكربون الموجود طبيعياً) يحتوي على سبعة نيوترونات. ولتلك الذرات من الكربون عدد كتلة ١٣ ويُرمز لها بالرمز $^{13}_6C$. جزء صغير جداً من ذرات الكربون، ربما ١ في ١٠^{١١} خلال الكائنات الحية، تحتوي على ثمانية نيوترونات. ويُرمز لتلك الذرات من الكربون بالرمز $^{14}_6C$. أنوية

* العدد الذري : عدد البروتونات.

ذرات الكربون-١٤ ليست ثابتة وتتفكك ببطء، مع فترة نصف عمر مقدارها ٥٧١٥ سنة[♦]، إلى نظير النيتروجين $^{14}_7N$ في عملية ينطلق خلالها جزيء-بيتا (إلكترون) من النواة وأشعة جاما. النظائر التي تتفكك تعتبر "مشعة"؛ أي ذات نشاط إشعاعي[♥]. في هذه الحالة الخاصة، يكون الانحلال الإشعاعي مفيداً، ويكون مفيداً لأنه يكون أساساً للتأريخ بالإشعاع الكربوني.

تُوزن كتل نظائر الكربون لمشاركتها النسبية في تكوين طبيعة الكتلة الذرية النسبية. وطبقاً للميثاق الدولي، يمكن التعبير عن الكتل الذرية النسبية على تدرج بالنسبة لكتلة النظير $^{12}_6C$ (١٢,٠٠٠٠). وحيث إن نسبة $^{13}_6C$ فقط ١,١٪ فإن الكتلة الذرية النسبية تكون أكبر قليلاً من ١٢,٠٠٠٠، وبدقة ١٢,٠١٠٧ طبقاً لأحدث القيم لسنة ١٩٩٧م. من الشائع أن نرى الكتل الذرية النسبية معبراً عنها بمصطلح الوزن الذري *atomic weight*، بالفعل مطابقاً تماماً لجداول الاتحاد الدولي للكيمياء النظرية والتطبيقية (IUPAC) *International Union of Pure and Applied Chemistry*.

وبالتالي، فإن نموذج بوهر Bohr أحد أبسط النماذج للشكل البنائي الذري. في نموذج بوهر لذرة الهيدروجين (الشكل رقم ١,١)، يدور الإلكترون الوحيد حول النواة بطريقة "كوكبية" خلال المدار *orbit*. يُرمز لنصف قطر المدار بالرمز *r*. تحت الظروف العادية، في كل ذرة هيدروجين، يدور الإلكترون حول النواة عند نفس المسافة *r*. يُظهر الإلكترون المتحرك كمية من الطاقة (*E*)، والتي يمكن حسابها عملياً. وتعتمد هذه الطاقة، *E*، على نصف قطر المدار، *r*، (أي أن الطاقة، *E*، دالة *function*

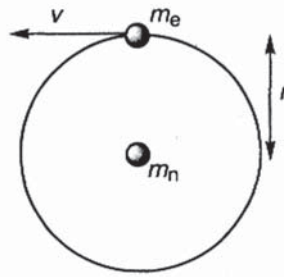
♦ الكربون-١٢ : ٦ بروتونات + ٦ نيوترونات.

الكربون-١٣ : ٦ بروتونات + ٧ نيوترونات.

الكربون-١٤ : ٦ بروتونات + ٨ نيوترونات.

♥ $C_6^{12} \rightarrow N_7^{14} + e^-$

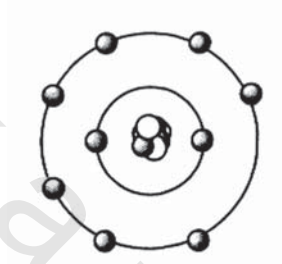
لنصف القطر r). وحيث إن نصف القطر متساوٍ لكل ذرة هيدروجين، فإن طاقة الإلكترون تكون نفسها أيضاً لكل ذرة هيدروجين. يُقال إن الإلكترون يثبت في مكان معين عند مستوى طاقة خاص. وتحت ظروف معينة من الممكن، بواسطة حث الذرة على امتصاص بعض الطاقة، أن ينتقل الإلكترون إلى مدار آخر وبالتالي لمستوى طاقة بعيد عن النواة (حيث إن نصف القطر الجديد يختلف عن نصف القطر الأول). السمة الرئيسية لوصف بوهر أنه مسموح بقيم معينة فقط لنصف قطر المدار. ونستنتج من ذلك أنه مسموح بمستويات طاقة معينة فقط. يُقال إن نصف القطر (وبالتالي الطاقة) يُعبر عنه كميّاً (بلغة ميكانيكا الكم) $quantized$. وتسمى أنصاف الأقطار المسموح بها (تدعى أغلفة $shells$) بأعداد الكم ١، ٢، ٣، ...، إلخ، ولكن يظل الإلكترون عادة في المستوى الأول إلا إذا كانت الذرة في الحالة المثارة (بعد ترقّي الإلكترون بطريقة ما). تلك الأعداد الكمية الخاصة هي أعداد الكم الرئيسية $principal\ quantum\ number$. إنها لا ترمز لنصف القطر، ولكنها ببساطة للتعريف.



الشكل رقم (١،١). ذرة الهيدروجين لبوهر.

يمكن أن يمتد نموذج بوهر لذرة الهيدروجين إلى عناصر عديدة الإلكترون بدءاً من الهيليوم. نموذج بوهر لذرة الفلور موضح في الشكل رقم (١،٢). في جميع

الحالات ، لهذا النموذج التوضيحي البسيط إلكترونات تدور حول النواة المركزية في مدارات على أبعاد ثابتة. تلك الصورة مفيدة على المستوى العنصري ؛ لأنها تساعد في تتبع مسار للإلكترونات ؛ ومع ذلك ، تتلاشى فائدتها بسبب الخطر الذي يعزّز الحركة التي تفضلها الذرات.

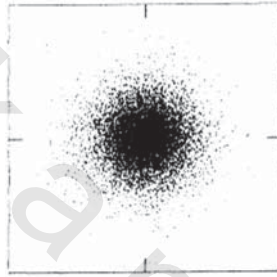


الشكل رقم (١،٢). نموذج بوهر لذرة الفلور.

نموذج بوهر مفيد لأسباب عديدة ، على الأقل أنه سهل فهمه. ومع ذلك ، فإن فيه عيوباً أساسية. في نموذج بوهر ، ليس هناك أي شيء يوقف حركة الإلكترونات المغزلية نحو النواة. ومن أجل المناقشة المفيدة للعديد من الظواهر الكيميائية ، يتطلب الأمر نموذجاً أكثر تطوراً. وللأسف ، فإن النموذج الأكثر تطوراً يكون أكثر صعوبة في الفهم ، بسبب الصعوبات في تصوره.

من المفيد غالباً أن نبتعد عن نموذج الإلكترون الكويكبي ، وننظر إلى الإلكترون إجمالاً ككائن أكثر بساطة على حجم من الفراغ (الشكل رقم ١،٣). في هذه النظرة غير التقليدية ، من غير الملائم أن نعود إلى الإلكترون كجسيم مشحون يدور حول النواة. بدلاً من ذلك ، فإن الإلكترون في هذا الحيز من الفراغ يمثل بمدار *orbit* ، مصطلح يتعلق بوضوح بكلمة مدار *orbital*. في الشكل رقم (١،٣) ، تمثل الكثافة *density* للنقاط

كثافة الإلكترون *electron density* في المدار الأقل طاقة للهيدروجين، والمعروف بمدار 1s للهيدروجين. والمخطط، في الواقع، عبارة عن شريحة خلال شكل كروي متماثل ثلاثي الأبعاد يمثل المدار. تقل الكثافة أسياً مع البعد عن النواة. وتتعلق كثافة الإلكترون باحتمال وجود الإلكترون عند أي نقطة واحدة.



الشكل رقم (١,٣). المدار الذري 1s للهيدروجين.

من غير الملائم دائماً أن نرسم مخططات كثافة معقدة، والتي تتطلب إنشاء برامج حاسب آلي، ولهذا يستخدم عموماً الشكل المختصر مثل الموجود في الشكل رقم (١,٤).



الشكل رقم (١,٤). الأشكال المختصرة للمدار الذري 1s للهيدروجين.

كما لنموذج بوهر، من الممكن حساب الطاقة المقترنة بالمدار 1s للهيدروجين، والطاقة المحسوبة بدقة *precisely* هي نفس الطاقة المقترنة بمدار بوهر. والأكثر من ذلك، وتحت نفس الظروف التي تعود لنموذج بوهر أعلاه، إذا استحثت الذرة لكي تمتص بعض

الطاقة، فإن الإلكترون يرتقي *promoted* من مدار إلى آخر. وحيث إن طاقة الإلكترون في المدار الجديد مختلفة عنها في المدار الأول، فإن الإلكترون قد غير مستويات الطاقة.

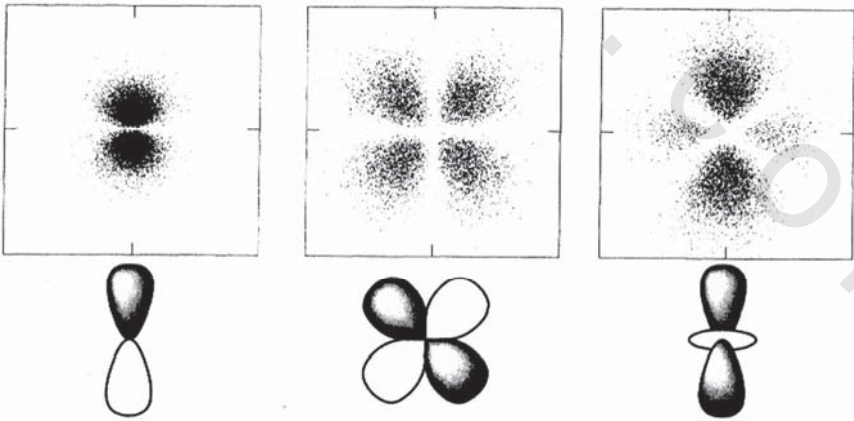
كما في نموذج بوهر، هناك قيم معينة لمستوى الطاقة مسموح بها. وتكون الطاقة كمية (مضاعفات كم ثابت). هناك اختلاف واحد مهم بين هذا النموذج ونموذج بوهر، وهو أن المضاعفات الكمية لمستويات الطاقة تنشأ بطريقة طبيعية تماماً من الرياضيات المستخدمة لوصف المدارات. في نموذج بوهر تكون المضاعفات الكمية إرغاماً اصطناعياً إلزامياً ليناسب البيانات الملحوظة.

المدار الموصوف في الشكل رقم (١,٣) كروياً متماثلاً ويُدعى المدار s (لأسباب تاريخية) اسمه الكامل $1s$. العدد 1 يكون العدد الكمي، وفي هذه الحالة معروف بأنه عدد الكم الرئيسي *principal quantum number* (نفس العدد الكمي كما في نموذج بوهر). الشكل البنائي الإلكتروني للهيدروجين يُكتب $1s^1$ (واحد- s -واحد). ويخبرنا ذلك بأن هناك إلكترونًا واحدًا (يُرمز له بالرقم المرتفع) في المدار s للغلاف الأول^٥.

يمكن لأي مدار أن يستوعب إلكترونين فقط، لا أكثر. تُعامل خصائص معينة للإلكترونات بطريقة ملائمة، كما لو أن الإلكترون يتحرك مغزلياً حول محور يمر خلال قطر الإلكترون (نموذج الجزيء *particle model*)، ويشبه ذلك دوران الأرض حول محورها كل ٢٤ ساعة. عندما يكون هناك إلكترونان في المدار، يُقال إن أحدهما يدور حول محوره *rotate* أو يلف بحركة مغزلية *spin* في أحد الاتجاهات، والثاني في الاتجاه الآخر. ربما يكون هذا المصطلح غير ملائم، ولكنه شائع الاستخدام. يمكن تمييز عدد الكم المغزلي *spin quantum number* بين اتجاهي الغزل ليأخذ القيم $+\frac{1}{2}$ أو $-\frac{1}{2}$. ليس هناك أي تشويش بين فكرة دوران الإلكترونات أو المدارية والنواة.

^٥ الغلاف: مجموعة من مستويات الطاقة جميعها لها نفس عدد الكم الرئيسي، n .

تحتوي ذرة الهيدروجين على بروتون واحد. الهيليوم هو العنصر الذي يلي الهيدروجين ويحتوي على بروتونين، وبالتالي إلكترونين. يستقر الإلكترون الثاني أيضاً في المدار $1s$ ، ويكتب الشكل البنائي الإلكتروني للهيليوم $1s^2$ (واحد-s-اثنين). ليست جميع الدوال المدارية كروية. في الحقيقة، المدارات s فقط تكون كروية متماثلة. هناك مجموعة ثابتة من المدارات تسمى المدارات p . توجد ثلاثة مدارات p متباينة. لا توجد مدارات p في الغلاف $n = 1$ ، ولكن هناك ثلاثة في جميع الأغلفة الأخرى. كل مدار من مدارات $2p$ الثلاثة يحتوي على فصين (الشكل رقم ١,٥) ويدوران، على التوالي، حول المحاور x و y و z . مرة أخرى، نشأة الحرف p تاريخية. كثافة الإلكترون موضحة في أحد مدارات $2p$ في الشكل رقم (١,٥) (على اليسار). المدارات المعروفة بمدارات d أكثر تعقيداً مرة أخرى. تُظهر أربع من دوال المدار d أربعة فصوص (الشكل رقم ١,٥ في الوسط) والخامس (المدار d_z^2) له فصين مع حلقة أخرى من الكثافة الإلكترونية تحيط بهذين الفصين (الشكل رقم ١,٥ على اليمين).



الشكل رقم (١,٥). الشرائح (في الأعلى) خلال المدار $2p$ (على اليسار) واثنين من دوال المدار $3d$ (في المنتصف وعلى اليمين). التمثيل التخطيطي موضح في الأسفل.

الأشكال البنائية الإلكترونية للعناصر الثمانية عشر الأولى معطاة في الجدول رقم (١,١). أصبح الشكل المختصر في العمود الأخير الأكثر فائدة للعناصر الثقيلة عن العناصر الخفيفة.

الجدول رقم (١,١). الأشكال البنائية الإلكترونية للعناصر ١-١٨ (الطور الغازي).

Z	الرمز	الترتيب الإلكتروني	الشكل المختصر
1	H	$1s^1$	$1s^1$
2	He	$1s^2$	$1s^2$
3	Li	$1s^2 2s^1$	[He] $2s^1$
4	Be	$1s^2 2s^2$	[He] $2s^2$
5	B	$1s^2 2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^1$
6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^2$
7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^3$
8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^4$
9	F	$1s^2 2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^5$
10	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	[He] $2s^2 2p^6$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	[Ne] $3s^1$
12	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	[Ne] $3s^2$
13	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^1$
14	Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^2$
15	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^3$
16	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^4$
17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	[Ne] $3s^2 3p^5$
18	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	[Ne] $3s^2 3p^6$

(١,٢) الجدول الدوري

The Periodic Table

الاسم مقترن دائماً بتطور الجدول الدوري للكيميائي الروسي ديمتري مندليف Dmitri Mendeleev، الذي نشر وثيقته الهامة عام ١٨٦٩م. وصف مندليف جدولته الدوري وترك فجوات فيه، حيث توقع وجود عناصر غير معروفة. وقد بنى توقعاته على الملاحظات عن الدورية *periodicity* في خواص العناصر. ومع ذلك، أجرى الكيميائيون الآخرون مساهمات هامة هائلة. وعلى الأخص، جون نيولاند John Newlands، عالم إنجليزي، الذي لاحظ في عام ١٨٦٤م أن النماذج امتدت في خواص العناصر. عندما رُتبت العناصر طبقاً للوزن الذري، فقد علق علماء أن خواص العنصر الثامن تشبه العنصر الأول، والتاسع يشبه الثاني، وهكذا. قسّم العناصر إلى دورات ومجموعات طبقاً لقانون "الثمانيات". وفي عام ١٨٦٤م، نشر عالم ألماني يدعى لوثر ماير Lothar Meyer جدولاً دورياً جزئياً وعدّل جدولته أخيراً في عام ١٨٦٩م. وقبل ذلك (عام ١٨١٧م)، لاحظ العالم الألماني جوهان دوبرينر Johann Dobereiner أنه يوجد عدد من مجموعات العناصر (التي سماها ثلاثيات) مثل الكالسيوم والستراشيوم والباريوم التي لها خواص مرتبطة، حيث إن الوزن الذري للعنصر الأوسط حوالي متوسط العنصرين الأول والأخير.

مبدئياً، الجدول الدوري مشيد بطريقة لترتيب العناصر الكيميائية (معظم العناصر المعروفة الآن لم تكن معروفة في ذلك الوقت) إلى مجموعات من العناصر بخواص كيميائية متقاربة. على سبيل المثال، العناصر التي تكوّن أكاسيد بصيغة متكافئة M_2O وُضعت معاً في مجموعة. أما العناصر التي تكوّن أكاسيد بصيغة متكافئة MO فوضعت داخل مجموعة مختلفة*. ومن وجهة النظر الحديثة، يستطيع المرء أن يتفهم أن

* قياس الاتحاد العنصري: الكميات المناسبة النسبية من العناصر في مركب معطى.

الخواص الكيميائية تستعين بالشكل البنائي الإلكتروني *electronic structure*، ومن ثم يُصبح الجدول الدوري المبني على الأشكال البنائية الإلكترونية العنصرية أكثر ملاءمة. ربما تكون الإنجازات التي قام بها نيولاند، ماير، ومنديليف وآخرون في بناء الجدول الدوري تُقدَّر أكثر عندما تعرف أنهم أنجزوا عملهم قبل نصف قرن من الأفكار التي تتعلق بالشكل البنائي الذي افترضه رازرفورد Rutherford.

على مر السنين، ابتدعت أشكال عديدة من الجدول الدوري ولكن الجدول القياسي الحالي موضح على الغلاف الداخلي لهذا الكتاب. ليس من الضروري أن يكون الشكل القياسي هو الأفضل، ولكن من المهم أن يكون الأكثر شيوعاً مألوفاً بالنسبة لنا. قُسمت العناصر في الجدول القياسي إلى أربعة قطاعات، s ، p ، d ، f . وُضعت عناصر القطاع f داخل قطاع متميز أسفل القطاعات الثلاثة الأخرى، لا لأي سبب كيميائي ولكن لسهولة الترتيب على الصفحة المطبوعة. عند التحرك من اليسار إلى اليمين خلال القطاع p ، تحصل العناصر المتعاقبة على إلكترون إضافي حتى يمتلئ المستوى p مع العنصر الأخير في صف عناصر القطاع p . يرتبط الموقف بعناصر القطاعات s ، p ، d . الهيليوم ($1s^2$) لا يمتلك أي إلكترونات p ، ولكنه لا يوضع مطلقاً بدلاً من البريليوم ($2s^2$)؛ لأنه في كل من الهيليوم والنيون، يُكْمَل الإلكترون الأخير غلاف التكافؤ *valence shell*. الهيدروجين موضوع فوق الليثيوم لأن كليهما له الترتيب ns^1 . ومع ذلك، فإن الهيدروجين يمتلك المقدرة لقبول إلكترون واحد ليكمل غلاف التكافؤ كما يفعل ذلك الفلور. بعض الجداول تضع الهيدروجين في مجموعتين، الأولى والسابعة عشرة، لتعكس ذلك، أو كعنصر منفرد بعيداً عن البنية الأساسية للجدول. لاحظ أن الجدول الدوري الناجح يسمح للمستخدم بتعيين الشكل البنائي الإلكتروني لمعظم العناصر، إن لم يكن كل العناصر.

♦ غلاف التكافؤ: الغلاف الأبعد للإلكترونات.

(١,٣) الدورية

Periodicity

تُوقشت الميول الدورية التي طُبِّقت على مناطق معينة من الجدول الدوري في الفصول الأخيرة. تتحدث هذه الفقرة عن خواص عامة قليلة عبر الجدول الكامل. أحد أوضح التقسيمات للعناصر إلى فلزات أو لافلزات. تُوجد فروق بين خواص الفلزات واللافلزات (الجدول رقم ١,٢) بالإضافة إلى الفروق الواضحة في كيميائها. وتقترن تلك الأسباب بقدرات ذرات العناصر لترتبط معاً، وهذا مقترن بأشكالها البنائية الإلكترونية. الخواص الفلزية أكثر وضوحاً ناحية يسار الجدول الدوري وفي أسفله. عملياً، يُظهر عدداً من العناصر، خواصاً وسطية، بين خواص الفلزات واللافلزات. وتعتبر هذه العناصر شبه فلزية أو شبيهة بالفلزات. ما تؤلفه أشباه الفلزات يدعونا إلى محاولة تفسيره، ولكن هناك مجموعة قطرية من العناصر (الجدول رقم ١,٣) عبر عناصر القطاع-p تعتبر شبه فلزية. بعض النصوص تتعامل مع مجموعة مختلفة قليلاً من العناصر على أنها شبه فلزية. تُظهر بعض العناصر خواصاً استثنائية. ولهذا، بينما يعتبر الكربون على شكل جرافيت من اللافلزات، إلا أنه يوصل الكهرباء جيداً.

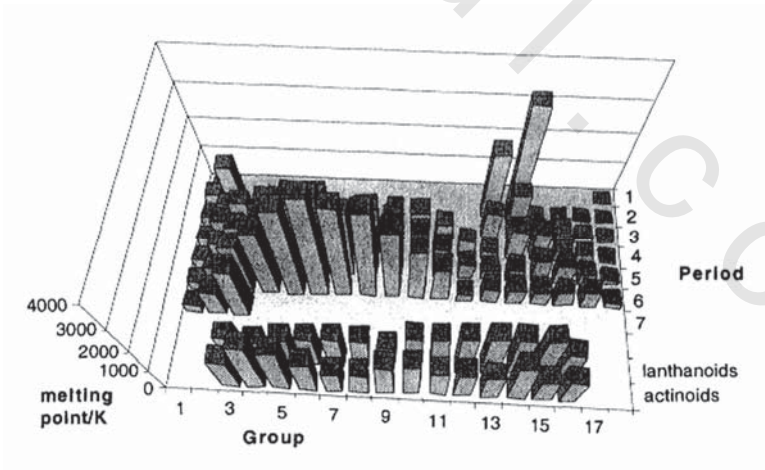
الميول واضحة في الخواص الفيزيائية للعناصر، وموضحة لخاصية واحدة فقط، نقطة الغليان، في الشكل رقم (١,٦). تميل الفلزات إلى أن يكون لها نقاط انصهار عالية على الرغم من أن لها مدى كبيراً. بعض اللافلزات وأشباه الفلزات (الكربون والبورون) لها نقاط انصهار عالية. تميل نقاط الانصهار إلى النقصان كلما اتجهنا لأسفل المجموعة للمجموعتين الأولى والثانية وعناصر القطاع-p (مع استثناءات) ولكنها تزداد كلما اتجهنا لأسفل خلال المجموعة لعناصر القطاع-d.

الجدول رقم (١, ٢). الخواص الفيزيائية الفلزية واللافلزية النموذجية.

اللافلزات	الفلزات
غير عاكسة	لامعة
لينة	صلبة
موصلات رديئة للحرارة	موصلات جيدة للحرارة
موصلات رديئة للكهرباء	موصلات جيدة للكهرباء
هشة	قابلة للطرق والسحب
قوة شدة منخفضة	قوة شدة عالية

الجدول رقم (١, ٣). الفروق بين الفلز واللافلز (النص الغامق) وشبه الفلز (الصناديق المظللة).

B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn



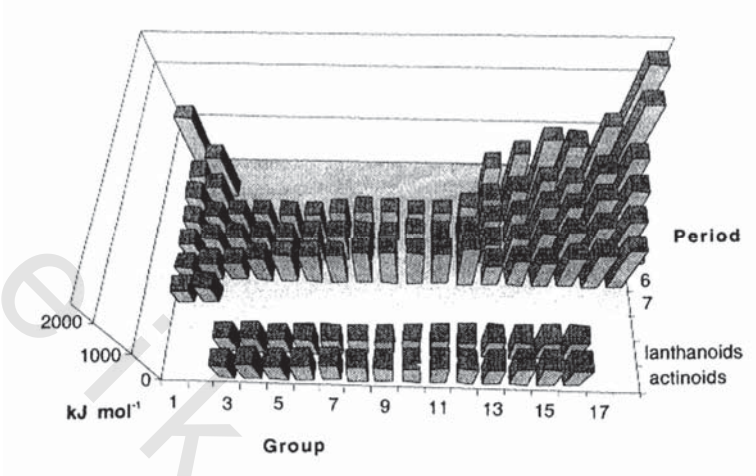
الشكل رقم (١, ٦). نقاط الانصهار للعناصر خلال الجدول الدوري.

الانتقال المفاجئ بين الكربون والنتروجين شيق. النتروجين قادر على الخضوع لقاعدة الثمانيات (الفصل الثاني) من خلال تكوين رابطة ثلاثية بين ذرتين. تتداخل الأنواع الناتجة، N_2 ، قليلاً نسبياً مع الجزئيات المجاورة. وبالتالي، تكون نقطة الغليان منخفضة. لا يستطيع الكربون أن يخضع لقاعدة الثمانيات بتكوين أنواع ثنائية الذرة، حيث إنه لعمل ذلك يتطلب الأمر تكوين رابطة رباعية، وهذا لا يمكن حدوثه لعناصر القطع-p. ومع ذلك، فإنه قادر على الوصول إلى الشكل البنائي الثماني بعمل روابط في النظام الشبكي، إما كجرافيت أو ماس (الفقرة ٥,٧).

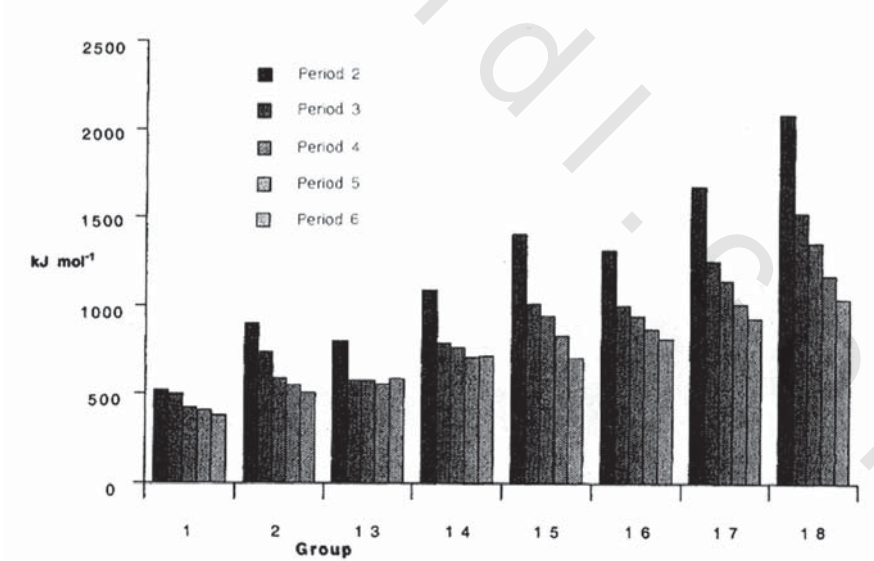
بعض العناصر تفقد إلكتروناتها أكثر سهولة من الأخرى. تُظهر العناصر الأخرى ميولاً لاكتساب إلكترونات. السهولة التي يفقد بها الإلكترونات من الذرة المتعادلة تُقاس بطاقة التأين الأولى. هذا يكون التغير في الطاقة، في المعادلة رقم (١,١)، وقيم طاقة التأين الأولى موضحة في الشكل رقم (١,٧) و (١,٨). من الممكن أيضاً قياس طاقات التأين الثانية، وبالتالي طاقات التأين التي تقابل التغيرات في الطاقة عند تكوين $M^{2+}(g)$ وهكذا.



وتعتمد سهولة إزالة الإلكترون الخارجي على بُعد الإلكترون عن النواة. ويبدو ذلك مقبولاً مؤدياً إلى قانون التربيع العكسي الذي يحكم جذب النواة للإلكترونات المحيطة. ومع ذلك، هناك عوامل أخرى تتضمن الشحنة على النواة وتأثير أي إلكترونات أخرى في الذرة أو الأيون. كلما كانت شحنة النواة أكبر، أمسكت الإلكترونات بقوة. ومع ذلك، تقل شحنة النواة أو تُحجب بواسطة أي إلكترونات متداخلة. على الرغم من أن شحنة النواة تزداد عند النزول خلال المجموعة في الجدول الدوري، إلا أنه أكثر مما يتم تعويضه بواسطة البعد الأكبر للإلكترون الخارجي عن النواة وتأثير الحجب على الإلكترونات الداخلية. والنتيجة أن المحتوى الحراري للتأين يقل عند النزول عبر المجموعة في الجدول الدوري.



الشكل رقم (١,٧). ميول الجدول الدوري لطاقة التأين الأولى.



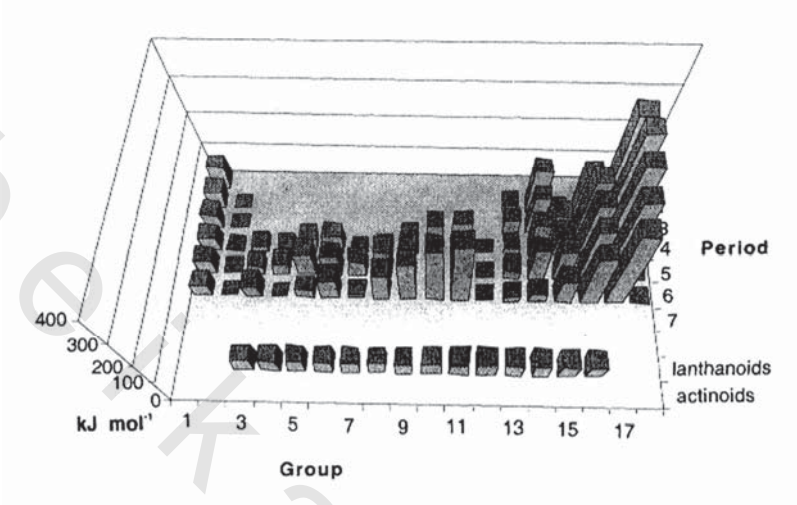
الشكل رقم (١,٨). طاقات التأين الأولى لعناصر القطع-s والقطع-p مرسومة مقابل رقم المجموعة.

تزداد طاقات التأين كلما تحركنا من اليسار إلى اليمين عبر الصف في الجدول الدوري. عند التحرك خلال الصف، تزداد الشحنة النووية، مما يؤدي إلى تحرك الإلكترونات الذرة أقرب إلى النواة، مؤدية إلى هبوط طاقة مستويات الطاقة. النتيجة العملية لذلك أن الإلكترونات تُزال بعيداً بأقل سهولة ناحية اليمين من الجدول الدوري. تقع العناصر التي لها طاقات تأين منخفضة على يسار الجدول وفي أسفله. تسود كيمياء تلك العناصر بميولها لفقد الإلكترونات.

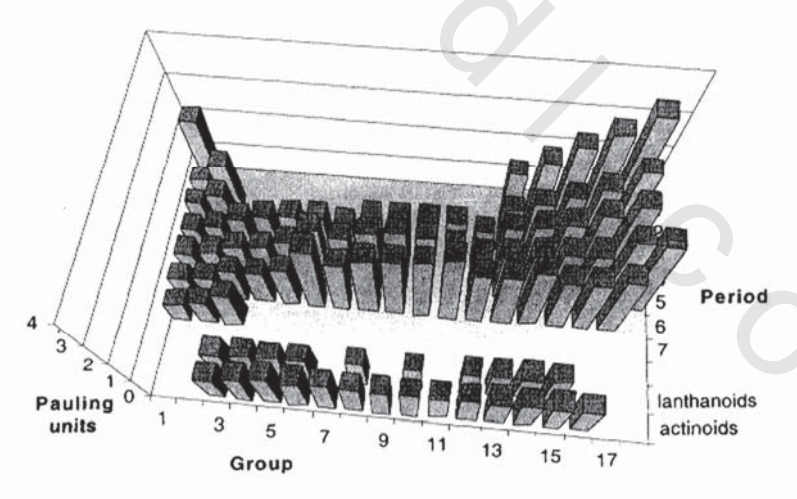
يُقاس ميول ذرات العناصر المتعادلة للحصول على الإلكترونات بالألفة الإلكترونية. وهذه تساوي عددياً القيمة السالبة للمحتوى الحراري لكسب الإلكترون، وهي التغير في المحتوى الحراري عندما تحصل ذرة في الطور الغازي على إلكترون (موضحة في المعادلة رقم ١,٢ للكلور).



يتضح من فحص الشكل رقم (١,٩) أن العناصر على يمين وأعلى الجدول الدوري تُظهر ميولاً أكبر لاكتساب الإلكترونات. تلك السمة هامة جداً في كيميائها. لا يوجد سبب معين لتساوي توزيع الإلكترونات في روابط بين الذرات المختلفة. تميل بعض الذرات داخل الجزيئات *in molecules* إلى جذب إلكترونات الرابطة بعيداً بقوة أكثر من الإلكترونات الأخرى. هذا الميول يوضع كأساس كمي بواسطة مفهوم السالبية الكهربية *electronegativity* (انظر الشكل رقم ١,١٠). تجذب العناصر الأقوى سالبية كهربية داخل الجزيئات الإلكترونات بقوة. تُظهر العناصر الأضعف سالبية كهربية داخل الجزيئات ميولاً أقل لجذب الإلكترونات. مثل هذه العناصر تُعد أحياناً موجبة كهريبياً.



الشكل رقم (٩, ١). ميول الجدول الدوري للألفة الإلكترونية.

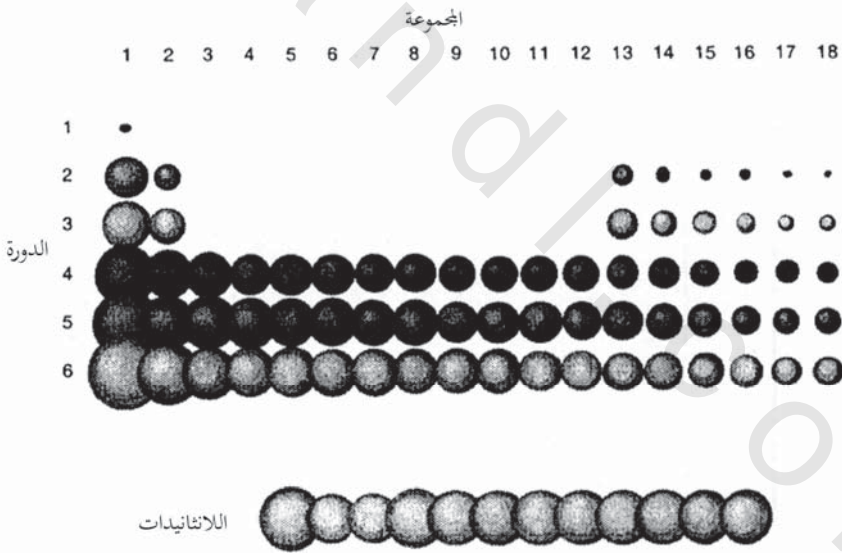


الشكل رقم (١٠, ١). ميول الجدول الدوري للسالبية الكهربية لبولينج.

هناك العديد من مقاييس السالبية الكهربية تستخدم وأساس كل منها مختلف. ربما يكون أفضل المعروفين مقياس باولينج (الشكل رقم ١٠, ١). هذا المقياس مبني على الفروق بين القيم الملحوظة والمحسوبة لطاقت تفكك الرابطة داخل الجزيئات AA و BB و AB. يوضح الشكل أن غالبية *most* العناصر السالبة كهرياً موضوعة ناحية اليمين *right* وأعلى *top* الجدول الدوري بينما الأقل *least* سالبية كهربية في قاع *bottom* ويسار *left* الجدول. في جزيء يحتوي على الرابطة A-B، إذا كانت B أكثر سالبية كهربية من A، فإن الشحنة تتوزع في تلك الرابطة بحيث تكون شحنة B الأكثر سالبية. وهذا هام، حيث إن الشحنات الموجبة والسالبة جزئياً داخل الجزيئات هامة عند تحديد أي النقاط التي سوف يهاجم عندها الكاشف.

يُعد الحجم خاصية جوهرية للذرات. وليس من السهل تحديد قيم للحجم، وحيث إن الإلكترونات موجودة خلال مدارات ليس لها حد معين، لا توجد حافة دقيقة للذرة المعزولة في الفراغ. لذلك، من الضروري أن نُعرّف *define* الحجم بطريقة ما. يمكن تعريف الحجم لجزيئات مثل الهيدروجين H_2 على أنه نصف المسافة بين الأنوية، نصف القطر التساهمي غير القطبي الأحادي *single non-polar covalent radius*. ليست كل العناصر من الأنواع M_2 تحتوي على رابطة أحادية M-M، مثل الأكسجين O_2 والنتروجين N_2 . في مثل هذه الحالات، ينبغي أن يكون نصف القطر مستنتجاً من أطوال الروابط لعناصر معلومة الحجم. هناك تعاريف أخرى للحجم. في الفلزات، نصف القطر الفلزي *metallic radius* يكون نصف المسافة بين الأنوية بين ذرتي الفلز. يعطي هذا المقياس لنصف القطر قيماً ليست بنفس الدقة مثل نصف القطر التساهمي. عندما تكون أغلفة التكافؤ للذرات متلامسة غير مرتبطة، فإن نصف القطر غير المرتبط يكون نصف المسافة بين الأنوية. نصف القطر هذا يكون نصف قطر فان در فال *van der Waals*. إن له أهمية كبرى في ملء الذرات والجزيئات داخل البلورات.

يمكن حساب حجم ذرة معزولة عند تعريف الحجم الملائم. هذا التعريف يمكن أن يكون المسافة بين النواة وبعُد أقصى كثافة إلكترونية لمدارات التكافؤ. تلك الحسابات ليست بسيطة. نتائج أحد هذه الحسابات موصوفة في الشكل رقم (١١، ١). يزداد الحجم أسفل *down* المجموعات. يقل الحجم من اليسار إلى اليمين خلال الجدول. وهذا بسبب زيادة الشحنة النووية المسحوبة في غلاف التكافؤ بإحكام أكثر. الذرات على يسار الجدول أكثر بسبب حجب الإلكترونات الداخلية للإلكترونات التكافؤ من الشحنة النووية الكاملة. عند التحرك خلال الجدول الدوري من اليسار إلى اليمين، يقل الحجم مع زيادة شحنة النواة مسببة تأثيراً زائداً خلال مركز الإلكترونات الداخلية.



الشكل رقم (١١، ١). أنصاف الأقطار الذرية للعناصر (محسوبة).