الباب السابع

obeikandl.com

الباب السابع

الجدول الدوري وصفات العناصر

The Periodic Table and Properties of the Elements

لقد ـرد في الأبواب السابقة شرحًا مستفيضًا عن الذرة، نظرياتها، الرقم الذري، ـستوياتها، مداراتها، حركة الإلكترونات فيها وتوزيع الإلكترونات، ثم اختلاف لأوزان الذرية لكل عنصر من العناصر، والجدير بالذكر هنا أن هذه المعلومات جمةً ساهمت بمدر كبير في تقدم علم الكيمياء، ليس ذلك فحسب بل في إرساء القواعد لأساسية لهذا العلم. فدرج العلماء منذ وقت مضى في ترتيب أفكارهم ومعلوماتهم عن العناصر المعروفة وجمع صفاتها المتشابهة منها والمختلفة في نسق واحد يسهل ـقارنته حتى نتج عن ذلك ما يسمى بالجدول الدوري الحديث للعناصر فأصبح ـمازال حديثًا ليومنا هذا، وسيظل كتابًا مفتوحًا يمكن استنباط العديد من المعلومات ـنه وعن كل عنصر عرفه الإنسان على وجه الأرض.

7 - المحاولات الأولية لترتيب العناصر:

في عم 1829 وجد العالم دوبراينر (Dobereiner) أن هنالك علاقة نسبية بين لأوزان الذرية للعناصر وصفاتها الكيميائية وبالفعل فقد وجد أن عنصر الكالسيوم (Ca) وعنصر الإسترنشيوم (Sr) وعنصر الباريوم (Ba) تتشابه في صفاتها الكيميائية ـأن الوزن الذري للإسترنشيوم تقريبًا يساوي متوسط الوزن الذري للكالسيوم والوزن ـذري للبار وم:

$$\frac{136 + 40}{2} = 88$$

obeikandl.com

وبالطريقة نفسها وُجد أن عناصر الكلور (Cl) والبروم (Br) واليود (I) تتشابه كيميائيًا وتنطبق عليها القاعدة نفسها حيث إن الوزن الذري للبروم يساوي تقريبًا متوسط مجموع الوزن الذري للكلور واليود أي أن: $\frac{35+127}{2} = 80$

وبالمثل أمكن حساب الأوزان الذرية لعنصري الصوديوم (Na) والسلينيوم (Se)

$$\text{الوزن الذري للصوديوم} = \frac{\text{الوزن الذري لليثيوم (Li)} + \text{الوزن الذري للبوتاسيوم K}}{2}$$

$$\frac{7.6+39.2}{2} = 23.4$$

$$\text{الوزن الذري للسلينيوم} \equiv \frac{\text{الوزن الذري للكبريت S} + \text{الوزن الذري للتلوريوم (Tl)}}{2}$$

$$\frac{32.2+129.2}{2} \equiv 80.7$$

وفي عام 1866 وضع ج ون نيولاند اللبنة الأولى للجدول الدوري حيث رتب العناصر في مجموعات حسب الزيادة في الوزن الذري وفي صفوف (rows) عرضية مكونة من ثماني عناصر بحيث إن العنصر الثامن له صفات كيميائية متشابهة للمجموعة التي تليها وسمى هذا القانون بقانون الثمانيات الموسيقية.

(laws of octaves) لقد فشلت هذه النظرية في ترتيب الكثير من العناصر فجاءت محاولة العالم الروسي دمتري مندليف (Dmitri Mendeleev) الناجحة وذلك في عام 1869 حيث توصل إلى نفس ما توصل إليه نيومان من قبل، بل أضاف عليه بوضع خانات فارغة مكان العناصر غير المكتشفة في تلك الحقبة.

فالتجارب العملية أثبتت بما لا يدع مجالاً للشك أن ترتيب العناصر بطريقة مندليف تتفق تمامًا مع صفاتها الكيميائية وأهم هذه الصفات هي درجة الانصهار والكثافة والحرارة النوعية والتركيب الجزيئي للأكسيدات. وعندما تم ترتيب جميع العناصر بطريقة مندليف أي بترتيب العناصر حسب الزيادة في الوزن الذري لوحظ أن

obeikandl.com

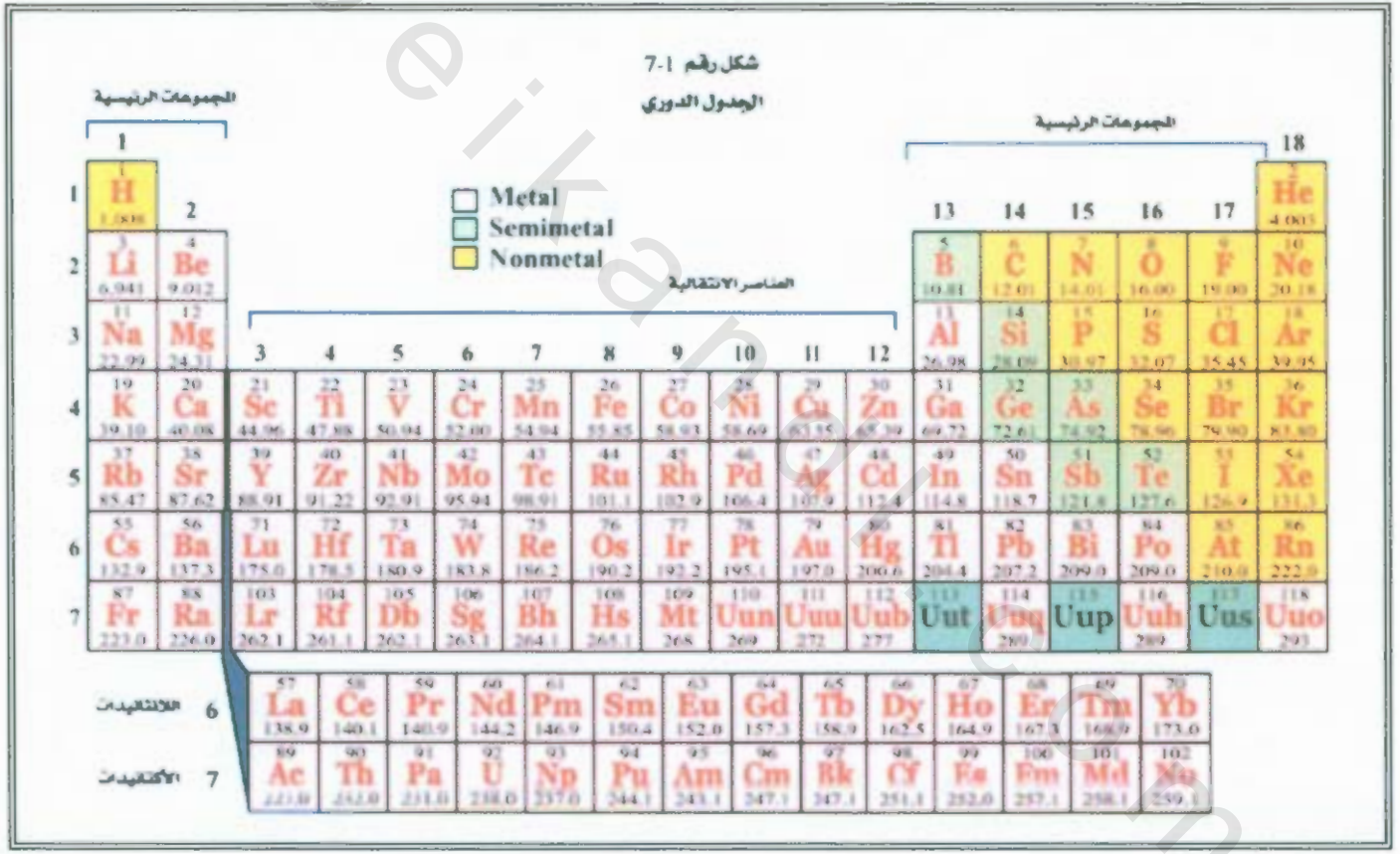
هنالك ثلاث حالات شاذة وهي أن عنصر الأرجون (Ar) (وزنه الذري = (39.95)) يأتي قبل عنصر البوتاسيوم (K) (وزنه الذري = (39.10)) وأيضًا أن عنصر الكوبالت (Co) (وزنه الذري = (58.93)) يأتي قبل عنصر النيكل (Ni) (وزنه الذري =(58.69)) وأخيرًا فإن عنصر التلوريوم (Te) (وزنه الذري =(127.60)) يأتي قبل عنصر اليود (I) (وزنه الذري =(126.90))

هذا وقد جاء ت محاولات العالم الإنجليزي هنري موسلي (Henry Moseley) واستطاع أن يجد تفسيرًا لعدم تحقيق العناصر أعلاه لقانون منديليف بوضع العناصر بالزيادة في الوزن الذري، فوجد أن هنالك علاقة خطية بين الجذر التربيعي لذبذبة الأشعة السينية المنبعثة نتيجة تساقط الإلكترونات على العناصر والوزن الذري. وأن هذه العلاقة الخطية تحققت لكل العناصر ما عدا عناصر الأرجون والبوتاسيوم والكوبالت والنيكل والتلوريوم والأيودين. وحينما درس موسلي العلاقة بين الجذر التربيعي للأشعة السينية مع العدد الذري وجد أن العلاقة خطية تمامًا ولكل العناصر في الجدول الدوري متضمنًا في ذلك تلك العناصر الست السابقة وهذا منطقي عند معرفة الخواص الكيميائية لهذه العناصر حيث إن الأرجون عنصر خامل ولا يمكن وضعه مع عناصر المجموعة الأولى محل البوتاسيوم. وعليه فإن الوضع الحالي للعناصر في الجدول الدوري يعتمد ترتيبها أساسًا على الزيادة في العدد الذري فنتج عن ذلك ما يسمى بالقانون الدوري (Periodic Law) وهو أن ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث يجيء حسب الزيادة في العدد الذري وبالتالي يكون هنالك ترتيب دوري للصفات الكيميائية والفيزيائية للعناصر في مجموعات.

(انظر الشكل 1-7)

شكل رقم 1-7

الجدول الدوري



obeikandl.com

7 - 2 الجدول الدوري الحديث:

إذا نظرنا إلى الجدول الدوري الحديث كما هو في الشكل (7-1) نجد أن العناصر مرتبة حسب العدد الذري لكل عنصر ابتداءً بالهيدروجين (H) (عدده الذري (1)) وانتهاءً بأنلهكسيم (Unh) (عدده الذري (106))، وهناك فراغات يمكن أن تملأ عنصراً عدده الذري (118)) لم تكتشف بعد . ويجيء الترتيب ابتداء من اليسار وينتهي إلى اليمين أفقيًا ويسمى هذا بالدورة (Period) ثم يبدأ العدد تصاعديًا بالدورة التي تليها من أسفل، حيث يبدأ أيضًا بالعنصر من أقصى اليسار، وهكذا في شكل دائري دوري متصل، ولهذا جاءت التسمية بالجدول الدوري (Periodic Table)، وهكذا نجد أن هنالك سبع دورات فالدورة الأولى بها عنصران فقط وهما الهيدروجين (H) والهيليوم (He) حيث ان توزيع الإلكترونات لهما يكون في مستوى الطاقة الأول فيأتي الإلكترون الواحد للهيدروجين في المدار (s) ويصبح هذا المدار مليئًا بالإلكترونين عن الهيليوم أي (Is^2)، فيلاحظ أن هذه الدورة يوجد بها المدار (s) فقط؛ لذا لا يوجد غير هذين العنصرين. فالدورة الثانية والثالثة تتكون كل منهما من ثماني عناصر يملآن مستويي الطاقة الثاني والثالث على التوالي فتبدأ الدورة الثانية بعنصر الليثيوم (Li) فيبدأ إلكترونه الثالث بملء المدار (2s) حيث يكتمل ملؤه عند عنصر البريليوم (Be) فيصبح ($Is^2 2s^2$) ويأتي بعده عنصر البورون ليبدأ ملء المدار 2p بواحد إلكترون ويكتمل ملؤه عند النيون (Ne) فيصبح التوزيع الإلكتروني له ($Is^2 2s^2 2p^6$) وبالمثل نجد أن الدورة الثالثة تملأ مستوى الطاقة الثالث فيبدأ بعنصر الصوديوم (Na)، وينتهي بالأرجون (Ar) حيث يكون التوزيع الإلكتروني لهما ($Is^2 2s^2 2p^6 3s^1$) و ($Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) على التوالي. وبعد عنصر الأرجون (Ar) يأتي عنصر البوتاسيوم (K) في الدورة الرابعة وينتهي بالكربتون (Kr) وبعده عنصر

الروبيديوم (Rb) في الدورة الخامسة التي تنتهي بالزينون (Xe). فنجد أن هاتين الدورتين تحتوي كل واحدة منهما على ثمانية عشر عنصراً، حيث يأتي مدار (3d) في الدورة الرابعة بين المدارين (4s) و (4p) والمدار (4d) في الدورة الخامسة بين المدارين (5s)و (5p) اللذين – أي (3d) و(4d) – يحتوي كل واحد منهما على عشرة إلكترونات. وعلى سبيل المثال يمكن كتابة التوزيع الإلكتروني لعنصر الكربتون (Kr) على النحو التالي:

$$(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6)$$

أما مستويا الطاقة السادس والسابع فيمتلئان بالعناصر في الدورة السادسة والسابعة على التوالي حيث يمكن أن يحتوي كل واحد منهما على اثنين وثلاثين عنصراً حيث تأتي المدارات (4f) و(5d) ما بين (6s) و(6p) وكذلك (5f) و(6d) ما بين (7s) و(7p) فيحتوى كل من المدارين: (4f) و(5f) على أربعة عشر إلكتروناً وعلى سبيل المثال يمكن توزيع الإلكترونات لعنصر الرادون (Rn) على النحو التالي:

$$(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6)$$

ومن ناحية أخرى فإذا نظرنا إلى العناصر في الجدول الدوري في الترتيب الرأسي نجد أن المجموعة التي تبدأ بالهيدروجين (H) وتنتهي بالفرانسيوم (Fr) ينتهي توزيع الإلكترونات فيها بـ (ns^1) أي تحمل إلكتروناً واحداً فقط في المدار (s) ولذا سميت بالمجموعة الأولى وأن المجموعة التي تليها والتي تبدأ بعنصر البريليوم (Be) وتنتهي بالراديوم (Ra) ينتهي توزيع الإلكترونات فيها بـ (ns^2). والمجموعة التي تبدأ بالبورون (B) وتنتهي بالتلوريوم (Tl) فإن التوزيع الإلكتروني ينتهي فيها بـ ns^2np^1 أي أن هنالك ثلاثة إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي ولذا سميت بالمجموعة الثالثة وهكذا فالمجموعة الرابعة والخامسة وحتى المجموعة الثامنة حيث تنتهي الأخيرة بـ

ns^2np^6 وهكذا يمكننا أن نوجز بأن هذه العناصر تسمى بعناصر المجموعة الرئيسية (Main-group elements).

أما العناصر الوسطية ما بين عناصر المجموعة الأولى والثانية على اليسار وعناصر المجموعات من الثالثة وحتى الثامنة أقصى اليمين فتحتوي على المدار (nd) فتسمى بالعناصر الإنتقالية (Transition elements).

أما العناصر التي يوجد لها المداران (4f) و(5f) والتي تبدأ بعنصر اللانثانم (La) وتنتهي بعنصر الليوتتيوم (lutetium - Lu-) فتسمى بمجموعة اللانثانيدات (lanthanides) والتي تبدأ بعنصر الأكتينيم (Ac) وتنتهي بعنصر(اللورنسيوم Lr-lawrencium-) فتسمى بمجموعة الأكتانيدات (Actinides). والجدير بالذكر هنا أن هاتين المجموعتين قد وضعتا أسفل الجدول كما في الشكل (1-7) لصعوبة إمكانية وضعهما في مكانيهما الأصليين حيث لا يوجد فراغ مناسب لهما.

هذا ،إن لكل مجموعة صفات كيميائية متشابهة مما يدل على أن التوزيع الإلكتروني الخارجي في الذرات لكل عنصر له دور كبير في هذه الخاصية. ولما لهذا التوزيع الخارجي للإلكترونات هذه الأهمية، فلابد أن تكون لنا وقفة لمعرفة كيفية كتابة التوزيع الخارجي للإلكترونات لكل عنصر، حيث يمكن ذلك بالنظر إلى الجدول الدوري فقط. وكقاعدة عامة نتبع الخطوات التالية:

أ – نحدد موقع العنصر فنعين رقم الدورة والمجموعة التي يقع فيها.

ب – نبدأ برقم الدورة ويكتب للمدار (s) ونبدأ بملء هذا المدار فنضع واحد s^1 إن كان العنصر في المجموعة الأولى أو اثنين (ns^2) إن كان في المجموعة الثانية.

جـ – نبدأ بملء المدارات الأخرى والتي توجد في الدورة نفسها وبالترتيب الموجود في الجدول الدوري ونقف دائماً عند العنصر المعني.

والجدير بالتذكير هنا أن في الدورة الأولى لا يوجد إلا المدار (Is) فقط، أما في الدورتين الثانية والثالثة فلا يوجد إلا المداران 2s 2p و3s 3p وفي الدورتين الرابعة والخامسة فلا يوجد إلا 4s 3d 4p و5s 4d 5p على التوالي أما في الدورتين السادسة والسابعة فتكون على النحو التالي 6s 4f 5d 6p و7s 5f 6d 7p، وعليه فالتوزيع الخارجي للإلكترونات بالنسبة للعنصر في المجموعة الانتقالية هو عبارة عن الإلكترونات في الغُليق الأقل مستوى طاقة بواحد من المدار (ns) أي للمدار (n-1)d.

فعلى سبيل المثال يكتب التوزيع الإلكتروني الخارجي بالنسبة لعنصر الحديد (Fe) كما يأتي:

$3d^6$

وليس $4s^2 3d^6$

أما بالنسبة لعناصر مجموعتي اللانثانيدات والأكتنيدات فيكتب التوزيع الإلكتروني الخارجي بالنسبة للغُليق الأقل مستوى طاقة باثنين من المدار (ns) أي للمدار (n-2)f فمثلا يكتب التوزيع الإلكتروني الخارجي بالنسبة لعنصر السيريوم (Ce) كما يأتي:

$5f^2$

وليس $7s^2 5f^2$

مثال 7-1 ❖ ❖ ❖

اكتب التوزيع الخارجي للإلكترونات في العناصر التالية:

أ – الليثيوم (Li)

ب – الفسفور (P)

جـ – الكادميوم (Cd)

د – السماريوم (Sm)

الحل:

أ – $2s^1$

ب – $3s^2 3d^3$

جـ – $4d^{10}$

د – $5f^6$

7 - 2 العلاقات الفيزيائية للعناصر مستوحاة من الجدول الدوري

يتضح لنا جليًا مما سبق أن الترتيب الدوري للعناصر يتبعه ترتيب دوري أيضًا للصفات الكيميائية والفيزيائية للعناصر وفيما يلي تفصيل لهذه الصفات:

(أ) الخاصية الفلزية (Metallic Character)

إن التوزيع الإلكتروني للعناصر والذي قد ورد سابقًا قد يتغير بالزيادة والنقصان يصل في أغلب الأحيان عدد إلكترونات العنصر ليشبه في ذلك التوزيع الإلكتروني للغازات الخاملة فيصبح ns^2np^6 حيث يُعد ذلك أثبت حالات الاستقرار وعندما يحدث مثل هذا التغيير يمكننا تصنيف العناصر إلى فلزات، لافلزات، شبه فلزات وغازات خاملة.

obeikandl.com

فعناصر المجموعة الأولى والثانية يزيد عدد إلكتروناتها عن الغازات الخاملة بالكترون واحد أو اثنين على التوالي وذلك في المدار (s) فمن السهل جداً فقدان العنصر من المجموعة الأولى لإلكترون واحد أو العنصر من المجموعة الثانية لإلكترونين ليصبح عدد الإلكترونات فيهما شبيه لعدد إلكترونات الغاز الخامل الذي يسبقه في الدورة وعلى سبيل المثال لا الحصر فقدان إلكترون واحد من عنصر الصوديوم (Na) ليصبح كاتيونًا فيشبه غاز النيون (Ne) ذا التركيب ($Is^2 2s^2 sp^6$)

$$Na\ (Is^2 2s^2 sp^6 3s^1) \rightarrow Na^+ (Is^2 2s^2 sp^6) + e$$

وكذلك الحال لعنصر المغنيزيوم (Mg)

$$Mg\ (Is^2 2s^2 sp^6 3s^2) \rightarrow Mg^{2+} (Is^2 2s^2 sp^6) + 2e$$

ولهذه الخاصية فإن عناصر المجموعة الأولى والثانية تعرف بالفلزات (Metals) وسيتم بحث خواص هذه الفلزات في الباب الثامن عشر.

واعتماداً على هذه الحقيقة فإن عناصر المجموعة الانتقالية وعناصر اللانثانيدات والاكتانيدات يصنفون كفلزات لأن معظمها يكون لها إلكترون واحد في المدار (s) والبعض الآخر إلكترون واحد فيسهل فقدانه لتعطي كاتيونات. وعلى سبيل امثال فإن عنصر النحاس يفقد إلكترونين فيصبح كاتيونًا ثنائيًا:

$$Cu([_{18}Ar\ 4s^1 3d^{10}) \rightarrow Cu^{2+} ([_{18}Ar]3d^9) + 2e$$

أما عناصر المجموعة السابعة أو السادسة فيسهل اكتسابها لإلكترون واحد أو اثنين فتصبح أنيونات ويكون التركيب الإلكتروني لها شبيهًا بالغازات الخاملة وكمثال لذلك عنصر الكلور الذي يكتسب إلكترونًا واحداً ليصبح عنصراً سالبًا. يسمى

obeikandl.com

بالكلوريد (cliloride) فيكون تركيبه الإلكتروني كعنصر الأرجون (Ar) أي $(Is^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^6)$ كما يلي :

$$Cl(Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5) + e \rightarrow Cl^-(Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$$

ومثل هذه العناصر التي تكتسب إلكترونات تسمى باللافلزات (Nonmetals) وهي محددة في شكل رقم (1-7) على يمين التخطيط المتدرج ليفصل بذلك الفلزات عن اللافلزات.

هنالك بعض العناصر التي يصعب تصنيفها فتعرف بالعناصر شبه الفلزية (metalloid) وهي عنصر البورون (B) والسلكون (Si) والجرمانيوم (Ge) والخارصين (As) والأنسمون (Sb) والتلوريوم (Te). وخاصية هذا النوع من المعادن تقع بين خصائص كلٍ من الفلزات واللافلزات.

وعلى ضوء هذا التقسيم تمّ وضع الفلزات على يسار الجدول الدوري واللافلزات على أقصى اليمين من الجدول، وبالنظر أيضًا إلى عنصر الكربون (C) وهو فلز في خاصيته ويقع أسفله عنصر السلكون (Si) وهو شبه فلز ثم الجيرمانيوم (Ge) وهو شبه فلز ومن أسفلهما القصدير (Sn) ثم الرصاص (Pb) وهما من اللافلزات، فإنه يتضح تمامًا أن الخاصية الفلزية في الجدول الدوري تزداد من أعلى إلى أسفل في المجموعات وتتناقص من اليسار إلى اليمين في الدورة.

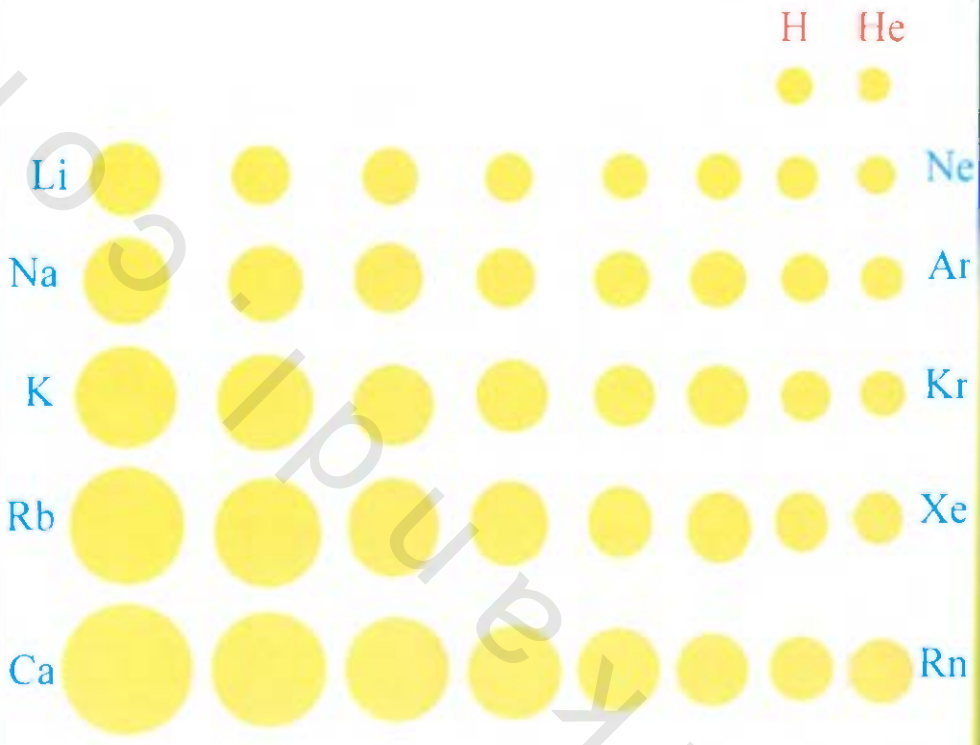
ب - نصف القطر الذري (Atomic radius)

ونصف القطر الذري عبارة عن نصف المسافة بين نواتين لعنصر معين باعتبار أن ذرة ذلك العنصر دائرية تمامًا. وتُعد هذه القيمة مقياسًا لحجم العناصر فيمكن بذلك مقارنة أحجام العناصر ومعرفة العلاقة بينها والعدد الذري في الجدول الدوري الحديث.

وإذا نظرنا للعناصر في المجموعتين الأولى والثانية مثلاً فالترتيب الخارجي للإلكترون عبارة عن (ns^2) للمجموعتين على التوالي فيكون الإلكترون الخارجي في المجموعة الأولى معرضًا لشحنة النواة الموجبة بمقدار واحد، والمجموعة الثانية بمقدار اثنين. وحسب نظرية بوهر (Bohr) التي درسناها سابقًا، وهي أن أنصاف أقطار المدارات تتناسب طرديًا مع الجذر التربيعي لأرقام الكم الرئيسية، وعليه فكلما زاد رقم الكم الرئيسي زاد نصف القطر وبالتالي يزداد حجم العناصر من أعلى إلى أسفل المجموعة كما في الشكل(2-7) .

أما بالنسبة للعناصر على طول الدورة من اليسار إلى اليمين نلاحظ أن نصف القطر يتناقص تدريجيًا كما في الشكل (2-7) وتفسيرًا لهذه الظاهرة نضرب المثل للعناصر في الدورة الثالثة فنجد أن عدد الإلكترونات الخارجي يزداد بازدياد العدد الذري من اليسار إلى اليمين كما يلي:

Na ($[_{10}Ne]3s^1$;) Mg($[_{10}Ne]3s^2$) ..... S($[_{10}Ne]3s^23p^4$)



شكل رقم (2-7)

الشكل يوضح التغيير في نصف القطر

للعناصر في المجموعات الرئيسية

www.pureknowledge.com

وهكذا؛ بينما يظل العدد الداخلي للإلكترونات ثابتًا وعددها عشرة، وعليه فإن تأثير شحنة النواة الداخلية على الإلكترونات الخارجية ويطلق عليه اسم شحنة النواة المؤثِّره (effective nuclear charge) (Z_{eff}) تزداد للعناصر من اليسار إلى اليمين وتحسب هذه العلاقة للعنصر بالمعادلة التالية :

$$(Z_{eff}) = Z - S$$

حيث إن (Z) هي العدد الذري للعنصر و (S) هي عدد الإلكترونات الداخلية والتي تقع بين الإلكترونات الخارجية والنواة .

ويمكن حساب هذه القيمة كما هو موضح للعناصر أدناه :

جدول رقم (1-7)

العنصر	تركيب الإلكترونات	Z	S	Z_{eff}
Mg	$Is^2 2s^2 2p^6 3s^2$	12	10	12-10=2
Al	$Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	13	10	13-10=3
P	$Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	15	10	15-10=5
Ca	$Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	20	18	20-18=2

ويعني ذلك أنه كلما زادت شحنة النواة المؤثِّره زادت قوة جذب الإلكترونات الخارجية إلى النواة مما ينتج عنه صغر في نصف القطر للعنصر ولهذا السبب يصغر حجم العناصر في الدورة من اليسار إلى اليمين.

أما إذا نظرنا إلى عناصر المجموعة الانتقالية فنجد أنه كلما زاد العدد الذري زاد عدد الإلكترونات في المدار (d) ويعد هذا المدار داخليا في كل دورة وليس مدارًا

obeikandl.com

خارجياً حيث إنه أقل مستوى طاقة من المدار (s) في الدورة نفسها كما يلي :

$$ns^2(n-1)d^1, ns^2(n-1)d^2 \ldots\ldots\ldots\ldots ns^2(n-1)d^{10}$$

فمثلاً للدورة الرابعة يزداد عدد الإلكترونات من اليسار إلى اليمين في مجموعة العناصر الانتقالية في المدار (3d) كما يلي :

$$Sc\ [_{18}Ar]4s^2 3d^1 \ldots\ldots\ldots\ldots Fe[_{18}Ar]4s^2 3d^6$$

ومعنى ذلك أن شحنة النواة المؤثرة لا تتأثر كثيراً ولذلك لا توجد علاقة تذكر بالنسبة لنصف القطر من اليسار إلى اليمين في الدورة نفسها لعناصر المجموعة الانتقالية.

(جـ) طاقة التأين (Ionization Energy)

وهي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة العنصر ليصبح عنصراً ذا شحنة موجبة. وتيمة هذه الطاقة تدلنا على صعوبة نزع الإلكترون من ذرة العنصر فكلما كانت كبيرة كان تأين هذا العنصر صعباً والعكس صحيح. وفي أغلب الأحيان يحدث النزع في عدة خطوات متتالية وتسمى الطاقة لنزع الإلكترون الأول طاقة التأين الأولى وطاقة التأين الثانية وهكذا للإلكترونات التالية لها.

وغالباً ما تحدث هذه العملية بتسليط أشعة ضوئية بذبذبة معينة للعنصر في الحالة الغازية فيمتصها العنصر لنزع الإلكترون من مداره. ومن الطبيعي أنه كلما كان حجم العنصر صغيراً كانت جاذبية النواة للإلكترون الخارجي قوية ويصعب بذلك نزعه والعكس صحيح، ولهذا السبب فإن طاقة التأين تزداد للعناصر من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة وتتناقص من أعلى إلى أسفل في المجموعة كما هو موضح

في الجدول رقم(2-7) . وتشذ من هذه القاعدة بعض الحالات التالية :

أ – تتناقص طاقة التأين الأولى لعناصر المجموعة الثالثة عن المجموعة الثانية فمثلاً (801) كيلو جول / مول بالنسبة للبورون (B) بينما هي (900) كيلو جول / مول بالنسبة للبريليوم (Be) ويمكن تفسير هذه الظاهرة إذا نظرنا للترتيب الإلكتروني الخارجي لهذين العنصرين وهي :

(Be) $2s^2$

(B) $2s^2 2p^1$

فيحدث التأين للعنصرين كما يلي :

(Be) $(2s^2) \rightarrow Be^{+} (2s^1)$

(B) $(2s^2 2p^1) \rightarrow B^{+} (2s^2)$

جدول (2-7)

الشكل يوضح قيم طاقة التأين الأولى (بالكيلو جول/مول) للعناصر في المجموعات الرئيسية

				H 1312	He 2372
B 861	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
Ac 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1520
Ca 579	Ge 762	As 944	Se 941	Br 1140	Kr 1351
In 558	Sn 709	Sb 832	Te 869	I 1009	Xe 1170
Tl 589	Pb 716	Bi 716	Po 812	At	Rn 1037

Li 520	Be 900
Na 496	Mg 738
K 419	Ca 590
Rb 403	Sr 550
Cs 376	Ba 503

obeikandl.com

فنلاحظ أن الإلكترون في حالة البرليوم (Be) قد نزع من المدار (2s) بينما نجد أن الإلكترون من البورون (B) قد نزع من المدار الأعلى طاقة وهو (2p) وعليه يحتاج الإلكترون لطاقة أقل لنزعه من مستوى طاقة أدنى.

ب - إذا نظرنا إلى قيم طاقة التأين المتتالية (Successive ionization energy) للعناصر كما في الجدول رقم(2-7)

جدول(2-7)

الجدول يبين طاقة التأين المتتالية للعناصر في الدورة الثالثة بالكيلو جول/مول

العنصر	ΔE_1(KJ/mol)	ΔE_2	ΔE_3
$_{19}K$	419	3051	4411
$_{20}Ca$	590	1145	4912
$_{26}Fe$	759	1561	2957
$_{29}Ca$	746	1958	3554

الجدول من كتاب (Masterton)

نلاحظ أن قيمة طاقة التأين تزداد تدريجياً وفجأة تصبح القيمة كبيرة جداً أضعاف ما قبلها، فمثلاً قيمة طاقة التأين الثانية للصوديوم (Na) عبارة عن عشرة ضعاف قيمة طاقة التأين الأولى وهذا ما يوضح أن نزع الإلكترون الثاني في الصوديوم ليس من مستوى طاقة الإلكترون الأول وبالفعل ينزع الإلكترون الثاني للصوديوم من مستوى الطاقة الداخلي الذي يشبه الترتيب الإلكتروني للنيون كما يلي :-

obeikandi.com

$$Na\,(Is^2 2s^2 2p^6 3s^1) \rightarrow Na^+\,(Is^2 2s^2 2p^6) + \bar{e} \quad \Delta E_1 = 456\ kJ/mol$$

$$Na^+\,(Is^2 2s^2 2p^6) \rightarrow Na^{2+}\,(Is^2 2s^2 2p^5) + \bar{e} \quad \Delta E_1 = 4961\ kJ/mal$$

وكذا الحال بالنسبة لعنصر السلكون (Si) فنجد أن طاقة التأين الخامسة أكثر من ثلاثة أضعاف طاقة التأين الرابعة وذلك لأن نزع الإلكترون الخامس في السلكون يحدث من مستوى الطاقة الداخلي أي يحدث نزع إلكترون من المدار الذي يشبه الترتيب الإلكتروني للغاز الخامل النيون (Ne) كما يلي :-

$$Si\,(Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2) \rightarrow Si^{1+}(Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1) + \bar{e} \quad \Delta E_1 = 786\ kJ/mol$$

$$Si^{1+}(Is^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1) \rightarrow Si^{2+}\,(Is^2 2s^2 2p^6 3s^2) + \bar{e} \quad \Delta E_2 = 1577\ kJ/mol$$

$$Si^{2+}(Is^2 2s^2 2p^6 3s^2) \rightarrow Si^{3+}\,(Is^2 2s^2 2p^6 3s^1) + \bar{e} \quad \Delta E_3 = 3232\ kJ/mol$$

$$Si^{3+}(Is^2 2s^2 2p^6 3s^1) \rightarrow Si^{4+}\,(Is^2 2s^2 2p^6) + \bar{e} \quad \Delta E_4 = 4355\ kJ/mol$$

$$Si^{5+}(Is^2 2s^2 2p^6 3s^1) \rightarrow Si^{5+}\,(Is^2 2s^2 2p^5) + \bar{e} \quad \Delta E_5 = 16083\ kJ/mol$$

openkandl.com

أسئلة وتمارين

١- حدد أي من هذه الأيونات لا تحتوي في توزيعها الإلكتروني على التوزيع الإلكتروني للغاز الخامل والأيونات هي :

$$Rb^{1+} \text{ و } K^{3+} \text{ و } S^{2-} \text{ و } Sc^{3+} \text{ و } Br^{-}$$

(الإجابة: هي K^{3+})

٢- ما هو التوزيع الإلكتروني المختصر لأيون القصدير الرباعي (Sn^{4+})

(الإجابة = $[Kr]4d^{10}$)

٣- لأي المدارات يرجع وضع عناصر اللانثنيدات في الجدول الدوري :

(الإجابة: مدار 4f)

٤- ما هو العدد الكلي للإلكترونات لمستوى الطاقة الأساسي الثالث

(الإجابة: 18)

٥- رتب العناصر التالية حسب الزيادة في حجمها .

$$Mg \text{ و } Be \text{ و } B \text{ و } Sr \text{ و } Ca$$

الإجابة : ($B < Be < Mg < Ca < Sr$)

obeikandl.com