1-1: مفهوم الذرة – نظره تاريخية Concept of Atom- Historical view

إن أصل الكلمة إلانكليزية (Atom)(والذي تدعى باللغة العربية بالذرة) يوناني - وهي تعني الشيء الذي لا يقبل الانقسام (Indivisible) حوالي ٤٠٠ سنة قبل الميلاد اقترح الفلاسفة اليونانيين (Greek philosophers) تعريفا للذرة والذي ينص على أن الذرة جسيم صغير جدا لا يمكن رؤيته Invisible مستقلاً بذاته (discrete) غير قابل للانقسام يشكل وحدة بناء المادة(Block Building of Matter)، ومما يجدر ذكره أن هذا التعريف كان نتاج تأمل وتصور فلسفي فقط أو بمعنى آخر لم يستند إلى الأدلة والملاحظات التجريبية.

بين عام ١٨٠٥ – ١٨٠٨ م نشر الإنكليزي جون دالتون أول الفرضيات الحديثة التي تصف وجود وطبيعة الذرة، استند دالتون على الملاحظات والتجارب العلمية التي كانت معروفة آنذاك في صياغة فرضيات نظرية دالتون الذرية، تمتاز هذه الفرضيات بقرب مضمونها من فرضيات النظرية الذرية الحديثة (Modern Atomic Theory) لهذا السبب يعتبر العالم الإنكليزي جون دالتون أبا أو مؤسسا للنظرية الذرية الحديثة

فيما يلي ملخصا لأهم فرضيات دالتون:

١ - جميع المواد تتكون من جسيمات صغيرة جدا – غير قابلة للانقسام تدعى الذرات.

٢ - تمتاز ذرات العنصر الواحد بخواص فيزيائية وكيميائية متطابقة وتختلف عن خواص ذرات العناصر الأخرى.

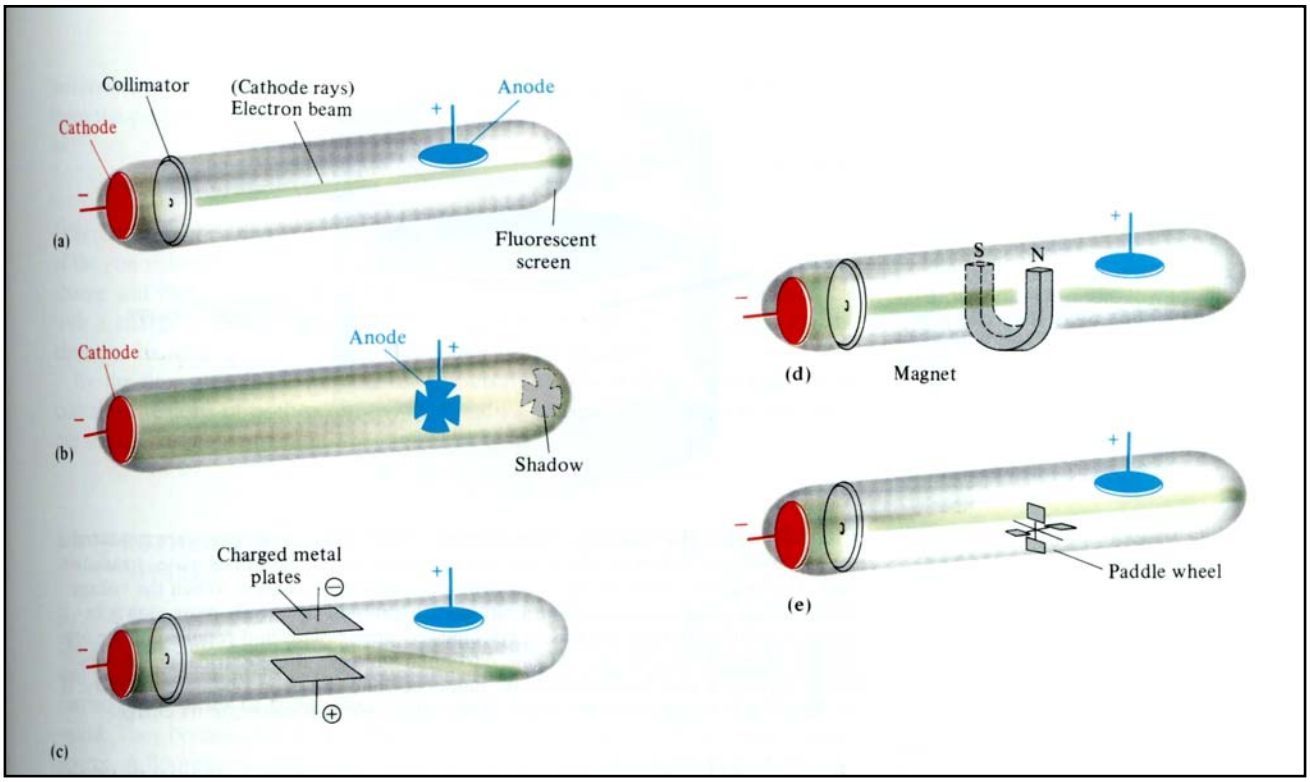
٣ - ذرات العناصر المختلفة يمكنها أن تتحد بإعداد صحيحة بسيطة لتكوين مركبات (Compounds).

علما أن ذرات العناصر المختلفة تفقد معظم خواصها (ماعدا الوزن الذري) عند تكوينها للمركبات.

في عام ١٨٩٧ م قام العالم الإنكليزي جي جي تومسون (J.J.Thomson) بتجربة مستخدما فيها أنبوباً زجاجيا مفرغا من الهواء ومتصلا بملف (Coil) يدعى الملف الشراري أو الوميضي ((Spark Coil) وكما هو موضح في الشكل ١-1 .

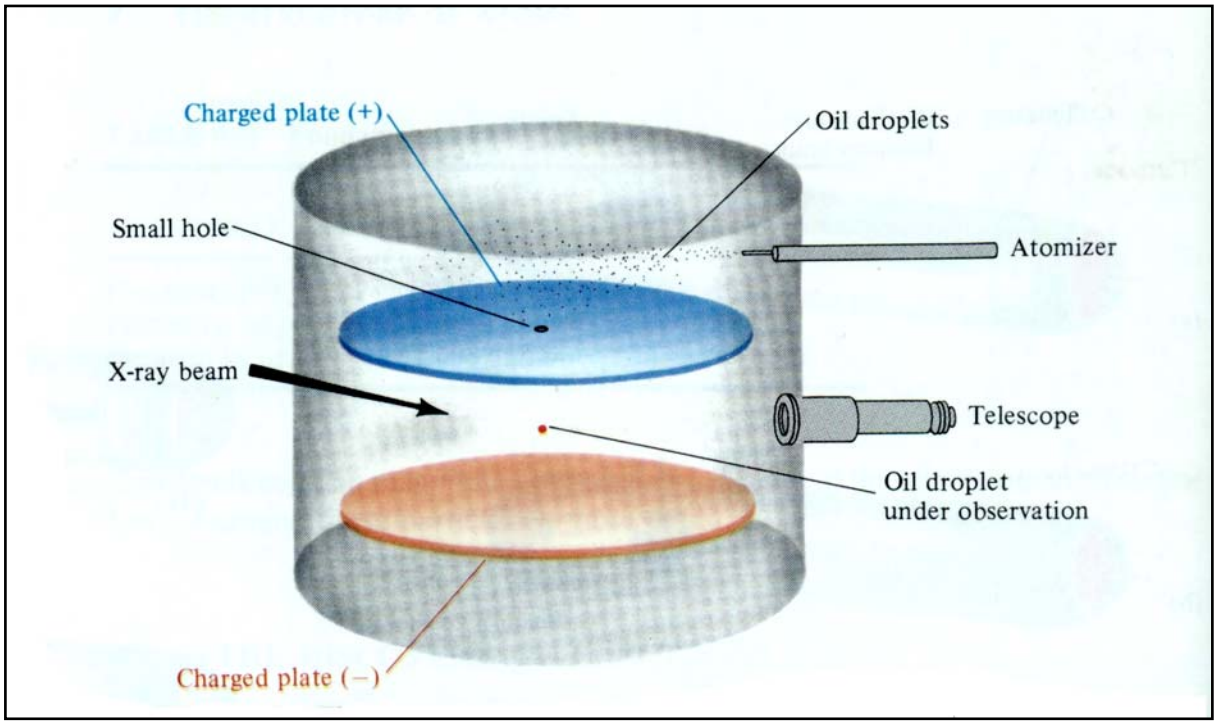
لاحظ تومسون انبعاث شعاعاً من الضوء (A beam of Light) عند تسليط فرق جهد مناسب على طرفي الأنبوب المفرغ (Evacuated Tube) سمي هذا الشعاع الضوئي بالشعاع الكاثودي (Cathode Ray) كما لوحظ انحراف (Deflection) الشعاع الكاثودي عند مروره في كل من المجال الكهربائي (Electrical Field) والمجال المغناطيسي (Magnetic Field).

في ضوء هذه التجربة وما رافقها من ملاحظات توصل تومسون إلى الاستنتاج التالي:
أن الشعاع الكاثودي يتكون من جسيمات (Particles) متناهية في الصغر تحمل شحنة كهربائية سالبة سماها بالإلكترونات، لذلك يعتبر تومسون مكتشف الإلكترون والذي هو أحد مكونات الذرة.



شكل(1-1): تجربة اكتشاف الإلكترون
[المصدر (Ref.): Whitten , etal , General Chemistry with Qualitative Analysis , 3rd ed., Saunders college publishing مصدر رقم ١].

لقد نجح تومسون في إيجاد أو حساب نسبة (Ratio) الشحنة الكهربائية للإلكترون إلى كتلته، بسبب هذه الإنجازات العلمية وفي عام ١٩٠٦ م مُنح العالم تومسون جائزة نوبل (Nobel prize).
في عام ١٩٠٩ م تمكن العالم الأمريكي روبرت مليكان (Robert Milliken) من قياس Measure كمية الشحنة الكهربائية الموجودة على الإلكترون وذلك باستخدام الجهاز المبين مخططة أدناه (الشكل (1-2)).



الشكل (1-2): مخطط جهاز قياس كمية شحنة الإلكترون (المصدر رقم ١).

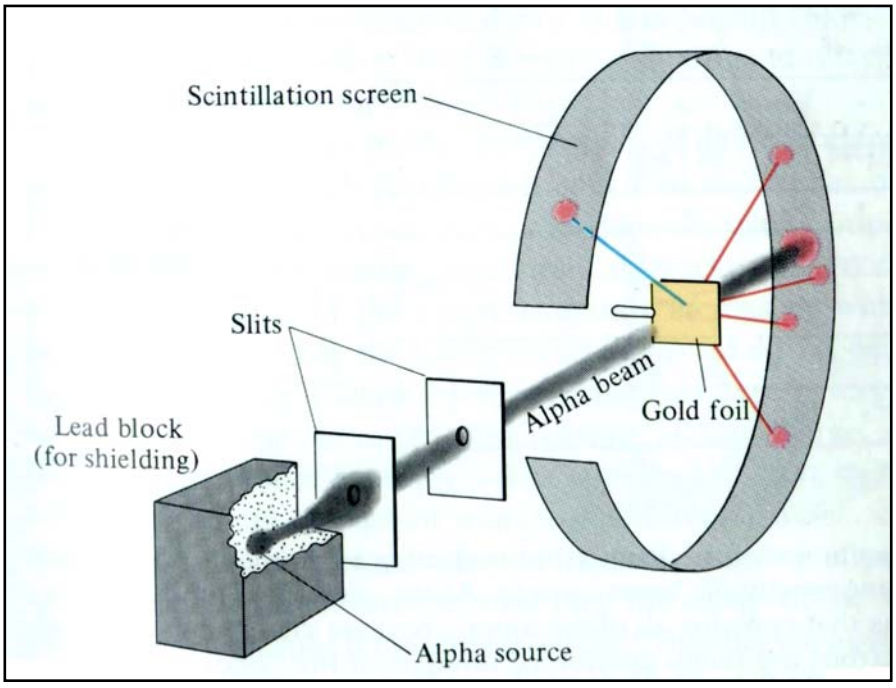
تتضمن تجربة مليكان دفع رذاذ زيت إلى داخل حجرة أو تجويف (Chamber) حيث إن بعض قطرات الزيت وبشكل عشوائي (Randomly) فقدت إلكترون والبعض الآخر اكتسب إلكترون مما أدى إلى تكوين قطرات تحمل شحنة سالبة وأخرى تحمل شحنة موجبة على التوالي، ومن خلال ضبط أو تعديل (Adjustment) للمجال الكهربائي الموجود بين الصفيحة الموجبة والصفيحة السالبة يمكن التحكم بالحركة العلوية للقطرات سالبة الشحنة، حيث يتم متابعة حركة قطرة الزيت سالبة الشحنة بواسطة ناظور مناسب، ومعرفة معدل سرعة القطرة نحو الأعلى، شدة المجال الكهربائي وكذلك كتلة أو وزن القطرة- قادت مليكان لحساب كمية الشحنة السالبة على قطرة الزيت والتي تساوي كمية الشحنة السالبة على الإلكترون الواحد، وبفضل الجمع (Combination) بين نتائج مليكان ونتائج تجارب تومسون تمكن مليكان من حساب كتلة الإلكترون والتي تساوي ٩,١١×١٠ $^{-٢٨}$ جم.

في عام ١٩١١م قام العالم الإنكليزي ايرنست رذفورد (Ernest Rutherford) بتجربتة الشهيرة المسماة بتجربة رقيقة الذهب (Gold Foil Experiment) والتي كان لها أثر متميز في صياغة النظرية الذرية الحديثة.

في هذه التجربة أسقط رذفورد أشعة ألفا (أشعة ألفا عبارة عن تيار من نويات عنصر الهليوم ($_4He^{2+}$) على رقيقة الذهب، لاحظ رذفورد ما يلي:

١ - العدد الكبير من جسيمات أشعة ألفا (Alpha particles) مر بمسار مستقيم من خلال الرقيقة.

٢ - عدد قليل يقدربـ $\frac{1}{8000}$ من جسيمات أشعة ألفا المنحرفة عن المسار المستقيم ارتدت وبشكل مستقيم باتجاه مصدر الأشعة.



شكل(1-3): تجربة رذفورد(المصدر رقم ١).

لقد تم تفسير نتائج أو ملاحظات التجربة أعلاه على الشكل التالي:

انحراف العدد القليل من جسيمات أشعة ألفا موجبه الشحنة يشير إلى مرورها بالقرب من جسيم ذري متمركز يحمل شحنة موجبة، أما الارتداد المستقيم لبعض الأشعة المنحرفة فهذا ناتج عن اصطدامها بالجسيم الذري الموجب.

مرور القسم الأكبر من أشعة ألفا يعني وجود مساحات فارغة (Empty Spaces) بين الجسيم الذري الذي يحمل الشحنة الموجبة و الإلكترونات ذات الشحنة السالبة والتي تحدد حجم الذرة.

التجارب اللاحقة التي قام بها العالم رذفورد كشفت على أن الجسيم الكثيف ذات الشحنة الموجبة (النوية) يحتوي على جسيمات صغيرة تحمل شحنة موجبة تدعى البروتونات (Protons)، سرعان ما أدرك رذفورد أن البروتونات هي ليست المكون الوحيد للنويه وذلك من خلال الفرق بين مجموع كتل هذه البروتونات وكتلة النوية، لهذا السبب توقع رذفورد وجود جسيمات أخرى متعادلة الشحنة في النوية.

في عام ١٩٣٢ م تمكن العالم الإنكليزي جيمس جادوك (James Chadwick) من اكتشاف الجسيمات النووية المتعادلة والمسماة بالنيترونات (Neutrons).

على الرغم من تجاوز عدد الجسيمات الموجودة في الذرة والمعروفة لدينا في الوقت الحاضر٩٠ جسيم إلا أن الجسيمات المسماة بالإلكترونات، البروتونات والنيوترونات هي من أكثر هذه الجسيمات استخداما في كتب المستوى الجامعي و ماهو دون ذلك.

الجدول ١ – ١ يوضح بعض ثوابت مكونات الذرة الرئيسية

اسم الجسيم	الرمز	الكتلة الحقيقية	الكتلة نسبة إلى كتلة البروتون
الإلكترون	e^-	٩,١١ × ١٠ $^{-٢٨}$ جم	١/ ١٨٣٧
البروتون	P^+	١,٦٧٣ × ١٠ $^{-٢٤}$جم	١
النيوترون	n	١,٦٧٥ × ١٠ $^{-٢٤}$جم	١

2-1: نموذج أو تصور بور للذرة Bohr Model for Atom

في عام ١٩١٣ تقدم العالم الفيزيائي الدنماركي نيلز بور (Neils Bohr) بنموذج يلخص تركيب الذرة والذي يمكن إيجازه بالنقاط التالية:

١ - للذرة نوية موجبة الشحنة ذات كثافة عالية.

٢ - إلكترونات سالبة الشحنة توجد في مدارات دائرية محددة حول النوية كما تسمى هذا المدارات (Orbits) بالمستويات الطاقية (Energy Levels) أو بالأغلفة (Shells).

٣ - تترتب هذه المدارات أو مستويات الطاقة حول النوية بشكل تشترك فيه جميعها بمركز واحد. استخدمت الحروف P, O, N, M, L, K للإشارة إلى هذه المستويات أو المدارات، المستوى K هو أقرب المستويات إلى النوية، في الوقت الحاضر تستخدم الأرقام ١، ٢، ٣، ٤، ٥، ٦..... وهكذا للإشارة إلى هذه المدارات، علما بأن المدار ١ هو أقرب المدارات إلى النوية.

٤ - تزداد طاقة هذه المستويات الطاقية كلما ابتعدنا عن النوية لذلك يمكن ترتيب هذه المستويات الطاقية حسب ازدياد طاقتها بالشكل المبين أدناه.

تقل الطاقة ←

.....> P > O > N > M > L > K

..... > ٦ > ٥ > ٤ > ٣ > ٢ >١

→ تزداد الطاقة

من الواضح أن المستوى k أو ١ القريب من النوية هو أقل المستويات طاقة.

٥ - يحتاج الإلكترون إلى طاقة من أجل أن ينتقل من مستوى طاقي واطئ إلى مستوى طاقي أعلى.

٦ - يتسع المستوى الطاقي المعين إلى عدد أقصى من الإلكترونات يساوي $2n^2$ حيث n تمثل رقم المستوى الطاقي أو الغلاف الرئيسي مثال:

العدد الأقصى من الإلكترونات التي يمكن أن تتواجد في المدار الثالث = ٢× ٣^{٢} = ١٨ إلكترون.

يتضح من كل ما تقدم أعلاه أن رسم مخطط يبين التركيب الذري لذرة عنصر ما وحسب تصور العالم (بور) يعتبر معرفة عدد الإلكترونات، البروتونات و النيوترونات الموجودة في تلك الذرة.

3-1 : العدد الذري والعدد الكتلي Atomic and Mass Numbers

العدد الذري هو عبارة عن عدد البروتونات الموجودة في نويه ذرة العنصر، ولما كانت ذرات العناصر المختلفة في الطبيعة متعادلة كهربائياً فهذا يعني أن عدد البروتونات يساوي عدد الإلكترونات.

لذلك يمكن القول أن

العدد الذري =عدد البروتونات (P^+) = عدد الإلكترونات (e^-).

يعتبر العدد الذري من مميزات ذرات العنصر الواحد حيث لجميع ذرات العنصر الواحد نفس العدد الذري وهو يختلف عن العدد الذري لذرات العناصر الأخرى.

لذلك يمكن استخدام العدد الذري للتميز بين ذرات العناصر المختلفة.

العالم الإنكليزي هنري موسيللي (Henry Moselely) أول من عين الأعداد الذرية لعدد من العناصر باستخدام أشعة اكس (X-Ray).

أما مجموع Sum عدد البروتونات وعدد النيوترونات في نوية ذرة عنصر ما فيدعى بعدد الكتلة ٠

إذن عدد الكتلة = عدد P^+ +عدد n

لقد اتفق أن يكتب عدد الكتلة إلى يسار الرمز الكيميائي للعنصر وفي الزاوية العليا أما العدد الذري فيكتب إلى يسار الرمز الكيميائي وفي الزاوية السفلى للرمز.

مثال توضيحي:

عدد الكتلة ←

$^{23}_{11}Na$

العدد الذري ←

4-1 : وحدة الكتلة الذرية Atomic Mass Unit

نظرا لصغر كتلة الذرة وبالتالي صغر القيمة العددية لهذه الكتلة في حالة استخدام وحدة الكتلة المتعارف عليها (الجرام و مشتقاتة) أقترح استخدام وحدة نسبية تدعى وحدة كتلة الذرة والتي يرمز لها (amu)(قارن الرمز بالعبارة الأجنبية أعلاه) كبديل عن وحدة الجرام ومشتقاته.

يمكن تعريف وحدة كتلة الذرة على أنها جزء من اثنى عشر جزءا من كتلة نظير الكربون -١٢

ولتوضيح ذلك دعنا نأخذ المثال التالي:

يقال إن وزن ذرة الهليوم (He) تساوي ٤ amu فما هو المقصود بذلك ؟ المقصود وزن ذرة الهليوم تساوي $4\times\frac{1}{12}$ من وزن ذرة نظير الكربون -١٢ ويمكن القول أيضا أن وزن ذرة الهليوم هو $\frac{1}{3}$ وزن ذرة نظير الكربون - ١٢ .

تسمى وحدة كتلة الذرة أحيانا بوحدة الكتلة الموحدة (Unified Mass Unit) ويرمز لها بـ u أو تسمى أحيانا بدالتون (Dalton).

الجدول(1-2) يحتوي على القيم العددية لبعض المفاهيم ذات العلاقة بالتركيب الذري والتي نوقشت في الصفحات السابقة وللعناصر ١٦ الأولى في الجدول الدوري

العنصر	الرمز	العدد الذري	العدد الكتلي	عدد P^+	عدد n	عدد e^-	عدد إلكترونات في المدارات
الهيدروجين	H	١	١	١	٠	١	١ - - -
الهليوم	He	٢	٤	٢	٢	٢	٢ - - -
الليثيوم	Li	٣	٧	٣	٤	٣	٢ ١
البريليوم	Be	٤	٩	٤	٥	٤	٢ ٢
البورون	B	٥	١١	٥	٦	٥	٢ ٣
الكربون	C	٦	١٢	٦	٦	٦	٢ ٤
النيتروجين	N	٧	١٤	٧	٧	٧	٢ ٥
الأوكسجين	O	٨	١٦	٨	٨	٨	٢ ٦
الفلور	F	٩	١٩	٩	١٠	٩	٢ ٧
النيون	Ne	١٠	٢٠	١٠	١٠	١٠	٢ ٨
الصوديوم	Na	١١	٢٣	١١	١٢	١١	٢ ٨ ١
المغنيسيوم	Mg	١٢	٢٤	١٢	١٢	١٢	٢ ٨ ٢
الألمنيوم	Al	١٣	٢٧	١٣	١٤	١٣	٢ ٨ ٣
السيلكون	Si	١٣	٢٨	١٤	١٤	١٤	٢ ٨ ٤
الفسفور	p	١٥	٣١	١٥	١٦	١٥	٢ ٨ ٥
الكبريت	S	١٦	٣٢	١٦	١٦	١٦	٢ ٨ ٦

5-1 : النظائر والوزن الذري Isotopes and Atomic Weight

النظائر عبارة عن مجموعة من ذرات نفس العنصر متطابقة في الخواص الكيميائية (Chemically Identical) ومتساوية في العدد الذري مختلفة في عدد الكتلة، هذا الاختلاف ناتج عن وجود أعداد مختلفة من النيترونات (n) في نويات هذه الذرات.

معظم العناصر الكيميائية تتكون من نظيرين أو أكثر إلا أن هناك عدداً قليلاً نسبياً (مثل ، الفلور ، الصوديوم ، الألمنيوم) تتكون من نوع واحد من الذرات ، أي ليس لها نظير.

تشكل هذه النظائر نسب مئوية مختلفة في عينة العنصر إلا أن النسبة المئوية للوفرة الطبيعية (% Natural Abundance) لهذه النظائر ثابت لا يعتمد على طبيعة المادة التي تحتوي على هذا العنصر

مثال:

تتشكل عينة من غاز النيون من ثلاث نظائر وحسب النسبية المئوية المبينة الى جوار كل من هذه النظائر.

النظائر هي: (٩٠,٩%) $^{20}_{10}Ne$ ، (٠,٣%) $^{21}_{10}Ne$ ، (٨ . ٨%) $^{22}_{10}Ne$

يلاحظ من هذه النسب أن النظير $^{20}_{10}Ne$ هو أكثر هذه النظائر وفرة في الطبيعة، هذه النسب ثابتة لا تتغير بتغير العينة أو بمعنى آخر من المستحيل أن تجد نسبة النظير $^{22}_{10}Ne$ -على سبيل المثال- تساوي ١٠ % في عينة طبيعية.

بالإضافة إلى ما تقدم بخصوص تعيين الوزن الذري أو كتلة ذرة عنصرا ما نسبة إلى وزن ذرة نظير الكربون - ١٢ أن عملية حساب الوزن الذري أو بشكل دقيق معدل الوزن الذري لعنصر متعدد النظائر تتطلب خطوة إضافية على ما ذكر سابقا حيث يمكن توضيحها من خلال المثال الآتي:

يتكون عنصر المغنيسيوم Mg من ثلاثة نظائر طبيعية، الأوزان الذرية و النسبة المئوية لوفرة هذه النظائر موضحة في الجدول أدناه _ احسب الوزن الذري أو معدل الوزن الذري لعنصر المغنيسيوم

النظير	الوفرة %	الوزن الذري
$^{24}_{12}Mg$	٧٨,٧٠	٢٣,٩٨٥٠٤
$^{25}_{12}Mg$	١٠,١٣	٢٤,٩٨٥٨٤
$^{26}_{12}Mg$	١١,١٧	٢٥,٩٨٢٥٩

الوزن الذري = الوفرة %× الوزن الذري للنظير ١ + الوفرة % ×الوزن الذري للنظير ٢ + الوفرة %×الوزن الذري للنظير ٣.

= ٠,٧٨٧٠ ×٢٣,٩٨٥٠٤ + ٠,١٠١٣ ×٢٤,٩٨٥٨٤ + ٠,١١١٧ × ٢٥,٩٨٢٥٩

= ١٨,٨٨ + ٢,٥٣١ + ٢,٩٠٢

= ٢٤,٣١٣ amu .

الجدول (1-3) نظائر بعض العناصر.

العنصر	النظير	الوفرة %	الكتلة (amu)	الوزن الذري للعنصر (amu)
البورون	$^{10}_{5}B$	١٩,٦	١٠,٠١٢٩٤	١٠,٨١١
	$^{11}_{5}B$	٨٠,٤	١١,٠٠٩٣١	
الأوكسجين	$^{16}_{8}O$	٩٩,٧٥٩	١٠,٩٩٤٩١	١٠,٩٩٩٤
	$^{17}_{8}O$	٠,٠٣٧	١٦,٩٩٩١٤	
	$^{18}_{8}O$	٠,٢٠٤	١٧,٩٩٩١٦	
الكلور	$^{35}_{17}Cl$	٧٥,٥٣	٣٤,٩٦٨٨٥	٣٥,٤٥٢٧
	$^{37}_{17}Cl$	٢٤,٤٧	٣٦,٩٦٥٩	
الحديد	$^{54}_{26}Fe$	٥,٨٢	٥٣,٩٣٩٦	٥٥,٨٤٧
	$^{56}_{26}Fe$	٩١,٦٦	٥٥,٩٣٤٩	
	$^{57}_{26}Fe$	٢,١٩	٥٦,٩٣٥٤	
	$^{58}_{26}Fe$	٠,٣٣	٥٧,٩٣٣٣	

6-1 : عدد التكافؤ وعدد التأكسد Oxidation Number and Valence Number

كل ذرة تحاول (Attempt) ومن خلال اتحادها مع ذرة أو مجموعة ذرات أن تمتلك غلافاً أو مستوى طاقياً خارجياً تاماً (Complete Outer Energy Level)(هذا يعني أن المستوى الطاقي الأخير للذرة يحتوي على العدد الأقصى من الإلكترونات).

امتلاك الذرة لغلاف أو مستوى طاقي خارجي تام أو مشبع (Saturated) يمكن أن يتم من خلال اكتساب (Gain) أو فقدان (Loss) الذرة لعدد من الإلكترونات أو مشاركة (Sharring) الذرات ببعضها بالإلكترونات.

تسمى الإلكترونات الموجودة في المستوى الطاقي الرئيسي الأخير بإلكترونات التكافؤ (Valence Electrons)، وإلكترونات التكافؤ هي إلكترونات التي يمكنها إن تنتقل من ذرة إلى أخرى أي يمكن إن تفقد من قبل ذرة أو تكتسب من قبل ذرة أخرى وكذلك إن تتشارك فيها الذرات، عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة يسمى بالعدد التكافئي وهو عبارة عن عدد صحيح مطلق (Absolute Number) (عدد بدون أشارة) وللتعبير عن الحالة الكهربائية [نوع الشحنة] للذرة بعد عملية الفقدان أو الاكتساب للإلكترونات تضاف الإشارة + أو – إلى عدد التكافؤ وعلى التوالي يسمى العدد المتكون من العدد التكافئي والإشارة بالعدد التأكسدي (Oxidation Number) أو الحالة التأكسدية (Oxidation State) للذرة.

معرفة العدد التأكسدي يساعد على كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات المختلفة وكذلك كتابة وموازنة المعادلات الكيميائية.

فيما يلي بعض القواعد العامة (General Rules) التي تساعد على تعيين الأعداد التأكسدي لعدد كبير من الذرات.

١ - العدد التأكسدي لذرات العناصر الحرة (Free atoms) يساوي صفراً.

٢ - العدد التأكسدي لذرات العناصر المكونة لجزيءات متعددة الذرات المتشابهة يساوي صفراً
مثال: O_2 ، O_3 ، S_8 ، N_2 ، Cl_2 ..... إلخ

٣ - العدد التأكسدي لذرة عنصر الهيدروجين في معظم مركباتة يساوي +١ ما عدا: (except) في المركبات المسماة الهايدرايد (Hydride) (مثال: $LiAlH_4$ ، $NaBH_4$) حيث يكون عدده التأكسدي فيها يساوي -١.

٤ - في معظم مركبات الأوكسجين – العدد التأكسدي لذرة عنصر الأوكسجين تساوي-٢ ماعدا في المركبات المسماة البيروكسيد (Peroxides).

(مثال: H_2O_2 بيرو كسيد الهيدروجين) حيث يكون العدد التأكسدي لذرة عنصر الأوكسجين فيها يساوي -١ وكذلك في المركبات الناتجة عن اتحاده مع عنصر الفلور كما في المركب OF_2 حيث إن العدد التأكسدي لذرة عنصر الأوكسجين في هذا الصنف من المركبات يساوي +٢.

٥ - العدد التأكسدي لأيون أحادي الذرة يساوي عدد الشحنات الكهربائية للأيون.

مثال: العدد التأكسدي للأيونات Li^+، Mg^{2+}، Al^{3+} هو +١ و +٢ و +٣ على التوالي

٦ - حاصل جمع الأعداد التأكسدية لذرات العناصر الداخلة في تكوين أيون متعدد الذرات يجب ان تساوي عدد الشحنات على الأيون.

مثال: أيون الكبريتات متعدد الذرات SO_4^{2-} يحمل شحنتين كهربائية سالبة لذلك

عدد الشحنات على الأيون = العدد التأكسدي لذرة عنصر الكبريت في الأيون + العدد التأكسدي لذرة الأوكسجين في الأيون

عدد الشحنات على الأيون = + ٦ + (٤ × −٢)

عدد الشحنات على الأيون = + ٦ + (− ٨)

عدد الشحنات على الأيون = − ٢ لاحظ عدد الشحنات على أيون الكبريتات أعلاه.

٧ - في المركبات التساهمية (Covalent Compounds) والمركبات الأيونية (Ionic Compounds) يجب أن يكون مجموع الأعداد التأكسدية لذرات العناصر الداخلة في تكوين المركب تساوي صفرا.

مثال: Na_2SO_4

= ٢ × العدد التأكسدي للصوديوم + ١ × العدد التأكسدي للكبريت + ٤ × العدد التأكسدي للأوكسجين

= ٢ ×(+١) + ١ × (+٦) + ٤ × (-٢)

= +٢ + ٦ + (-٨)

= صفر

وهذا أن جميع المركبات الكيميائية متعادلة كهر بائيا أي لا تحمل شحنة كهربائية.

٨ - العدد التأكسدي لذرات العناصر الفلزية (Metals) في مركباتها عدد موجب دائما، العدد التأكسدي لذرات العناصر اللافلزية (Non- Metals) في مركباتها عدد سالبا دائما.

مثال: في ملح الطعام NaCl الذي يتكون من فلز الصوديوم ولا فلز الكلور – العدد التأكسدي للصوديوم + ١ بينما للكلور اللافلز -١.

مثال: عين العدد التأكسدي لذرة عنصر النتروجين في الصيغ الكيميائية التالية:

(آ) N_2O_4 رابع أوكسيد النيتروجين

١ - ما كان هذا المركب ليس بيرو كسيد أو فلوريد [انظر الفقرة ٤ ص12] إذن العدد التأكسدي للأوكسجين = -٢

٢ - من الواضح أن المركب متعادل كهر بائيا [لا يحمل شحنة كهربائية] وعلية ووفقاً للفقرة ٧ ص ١٣ فإن مجموع الأعداد التأكسدية للأوكسجين و النيتروجين يجب أن يكون صفراً – حيث يمكن التعبير عن هذه القاعدة بالطريقة الرياضية الموضحة أدناه.

العدد التأكسدي للأوكسجين ×٤ + العدد التأكسدي للنتروجين ×٢ = صفراً

(-٢) ×٤	+	٢× N	=	٠
-٨	+	2 N	=	٠
		2N	=	٨ +
+٤	=	N	=	+٢/٨
العدد التأكسدي للنتروجين في N_2O_4 = +٤				

(ب) NH_3 الأمونيا

١ - أما كان هذا المركب ليس هايدرايد – إذن العدد التأكسدي لذرة عنصر الهيدروجين = +١

٢ - لما كان مركب الأمونيا NH_3 متعادل كهر بائيا – إذن مجموع الأعداد التأكسدية لذرة عنصر الهيدروجين و ذرة عنصر النتروجين تساوي صفراً

H ٣	+	N	=	صفر
٣× (+ ١)	+	N	=	صفر
+ ٣	+	N	=	صفر
		N	=	صفر + ٣
		N	=	+٣

العدد التأكسدي لذرة عنصر النتروجين في NH_3 تساوي +٣.

(ج) NO^{-}_{3} أيون النتريت (Nitrate)

١ - من الواضح أنه ليس بيرو كسيد أو يحتوي على فلور [انظر القواعد التأكسدية ذات العلاقة] وعلية فإن العدد التأكسدي لذرة عنصر الأوكسجين يساوي -٢ .

٢ - لما كانت هذه الصيغة الكيميائية تمثل أيون – أذن مجموع الأعداد التأكسدية لذرات عنصر الأوكسجين و النتروجين تساوي عدد ونوع الشحنة الموجودة على الصيغة [انظر القاعدة ٦ ص ١٣] يمكن التعبير على ما جاء أعلاه بما يلي:

$$(-٢) \times ٣ + N = -١$$

$$N + (-٦) = -١$$

$$N = -١ + ٦$$

$$N = +٥$$

العدد التأكسدي لذرة عنصر النتروجين في الأيون NO^{-}_{3} يساوي + ٥ .

(د) N_2 غاز النتروجين

لما كانت هذه الصيغة تمثل جزيئة متعددة الذرات المتشابهة [أو ذرات نفس العنصر]

العدد التأكسدي لذرة عنصر النتروجين في هذه الصيغة يساوي صفراً ، لاحظ القاعدة ٢ ص ١٢ .

7-1 : تصنيف العناصر والفعالية الكيميائية

Classification of Elements and Chemical Reactivity

سبق أن ذكر إن ذرات العناصر المختلفة تميل إلى الوصول إلى الحالة التي فيها يحتوي الغلاف الخارجي للذرة على العدد الأقصى من إلكترونات وذلك من خلال فقدان أو اكتساب أو مشاركة بعدد من الإلكترونات مع ذرات أُخر، يمكن استخدام ميول الذرات للفقدان أو الاكتساب أو المشاركة لتصنيف العناصر إلى فلزات، لا فلزات، أشباه الفلزات، وعناصر الغازات المثالية.

١ - الفلزات Metals

وهي مجموعة العناصر التي تميل إلى فقدان أو منح إلكترونات إلى ذرة أخرى، لهذا السبب تظهر عناصر هذه المجموعة أعداد تأكسدية موجبة، ومن الأمثلة على هذه المجموعة هي الصوديوم، البوتاسيوم، الحديد، الزئبق، السكانديوم، اليورنيوم.

٢ - اللافلزات Non Metals

وهي مجموعة العناصر التي تميل إلى اكتساب إلكترونات، لهذا السبب تظهر عناصر هذه المجموعة أعداد تأكسدية سالبة، ومن الأمثلة على هذه المجموعة عناصر الأوكسجين، الفلور، الكلور، النتروجين و الفسفور.

٣ - أشباه الفلزات Metalloids Or Semi Metals

وهي مجموعة العناصر التي تظهر ميول للفقدان أو الاكتساب وحسب الظروف المحيطة بذرات عناصر هذه المجموعة، ومن الأمثلة على هذه المجموعة عناصر البورون، السليكون، الزرنيخ.

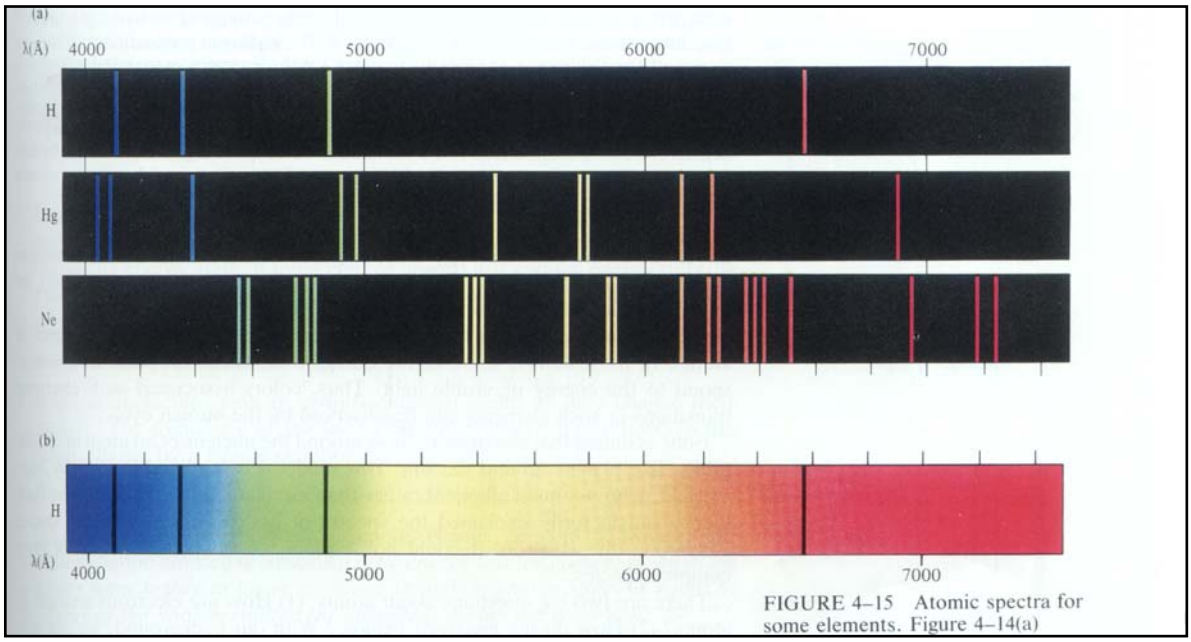
٤ - الغازات المثالية Noble Gases

وهي مجموعة العناصر التي لا تميل إلى فقدان أو اكتساب الإلكترونات تحت الظروف الاعتيادية، السبب في ذلك يعود إلى احتواء ذرات هذه المجموعة على غلاف تكافئي يحتوي على العدد الأقصى من الإلكترونات ومن عناصر هذه المجموعة هي الهليوم، النيون، الاركون، الكربتون والزنون.

تتوقف الفعالية الكيميائية (أو النشاطية الكيميائية) على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة أو المشتركة حيث كلما كان هذا العدد قليل كان العنصر أكثر نشاطية كيميائية.

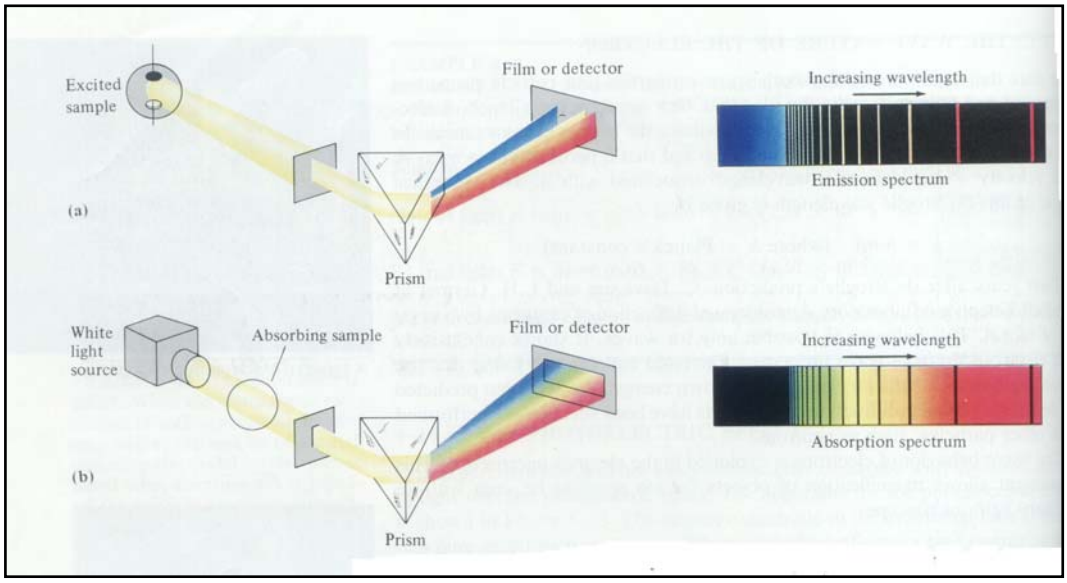
8-1 : الطيف الذري وأعداد الكم Atomic Spectrum and Quantum Numbers

عند مرور تيار كهربائي خلال ذرات عنصر ما في الحالة الغازية (Gas State) وتحت ضغط منخفض فإن ضوء ينبعث من الذرات المهيجة أو المشارة (Excited State) وبتحليل هذا الضوء بواسطة موشور (Prism) نحصل على مجموعة من الخطوط تعرف بالطيف الخطي (Line Spectrum)، يتميز كل خط بطول موجي وتردد محددين كما ويتميز كل عنصر بطيف خطي يختلف عن الطيف الخطي لذرات عنصر آخر، لاحظ الشكل أدناه.



الشكل (1-4) طيف الذري لبعض العناصر(المصدر رقم ١) .

يمكن رؤية بعض هذه الخطوط بالعين المجردة حيث أنها تقع في الجزء المرئي (Visible region) من الطيف الكهرومغناطيسي (Electromagnetic Spectrum) بينما يمكن تسجيل البعض الآخر على فلم فوتوغرافي عندما تقع في المنطقة تحت الحمراء (Infrared) أو فوق البنفسجية (Ultraviolet)، حظت ذرة الهيدروجين والجسيمات الشبيهة بها (مثال: $_2He^{+}$, $_3Li^{++}$) باهتمام كبير في الدراسات الطيفية وذلك لبساطة تركيبها.



الشكل (1-5) طيف الانبعاث وطيف الامتصاص لذرة الهيدروجين(المصدر رقم ١).

باستخدام نظرية بور أمكن تفسير خطوط الطيف ذات الترددات المحددة في طيف ذرة الهيدروجين على أنها تمثل الطاقة المنبعثة نتيجة لانتقال الإلكترونات من مستويات طاقية مرتفعة إلى مستويات ذات طاقة منخفضة، حيث أشار بور لهذه المستويات بالأحرف N, M, L, K..... إلخ، توافقاً مع الطبيعة الرياضية للنظرية الذرية المسماة بنظرية ميكانيكا الكم (Mechanical Quantum Theory) أُشير لهذه المستويات بعدد يدعى عدد الكم الرئيسي (Principle Quantum Number) وهو يحدد المستوى الطاقي الرئيسي أو المسافة بين النواة ومستوى الطاقي الرئيسي، يرمز لهذا العدد بالحرف n حيث يأخذ قيم عددية صحيحة موجبة n (Positive Integer) =١ ، ٢ ، ٣ ، ٤ ، ٥ ، ..... إلخ .

عند استخدام أجهزة قياس طيف ذات مقدرة عالية على تحليل خطوط الطيف لوحظ إن خطوط الطيف ليست منفردة بل يتكون البعض منها من مجموعة من الخطوط المتقاربة، تعرف هذه الظاهرة بظاهرة التراكيب الدقيقة، إضافة إلى ذلك لوحظ انقسام بعض الخطوط عند مرورها في مجال مغناطيسي (Magnetic Field) حيث تعرف هذه الظاهرة بتأثير زيمان (Zeeman Effect) اثبت العالم سمر فلد (Sommerfeid) أن ظاهرة التراكيب الدقيقة في الطيف الخطي ناتجة عن تكون المستويات الطاقية الرئيسية في نظرية بور من مستويات طاقة فرعية أو ثانوية متقاربة جدا في طاقاتها ومختلفة عن بعضها بالشكل، يرمز إلى مستويات الطاقة الثانوية بالأحرف h, g, f, d, p, s.....إلخ.

في نظرية ميكانيكا الكم يشار إلى هذه التراكيب الدقيقة أو مستويات الطاقية الثانوية بعدد يدعى عدد الكم الثانوي (Secondary Quantum Number) ويرمز لهذا العدد بالحرف L حيث يأخذ القيم الصحيحة من صفر إلى (n -١).

ولتوضيح ذلك دعنا نأخذ المثال التالي:

ماهي القيم العددية لعدد الكم الثانوي (L) إذا كان الإلكترون في المستوى الطاقي الرئيسي n =٣.

كما ذكرنا أعلاه إن L =صفر، ١، ٢، ..... (n -١) وعلية فإن القيمة العليا لـ L =٣ -١ =٢ وعليه L يأخذ القيم

L = صفر ، ١ ، ٢

وهذا يعني أن هناك ثلاثة احتمالات (أو ثلاثة مستويات طاقة ثانوية في الغلاف الرئيسي الثالث) لتواجد الإلكترون، ومن أجل التحديد الدقيق لطاقة وشكل مجال تواجد الإلكترون كان لا بد من وجود علاقة بين عدد الكم الثانوي (L) و الإشكال المختلفة لمستويات أو أغلفة الطاقة الثانوية، هذه العلاقة يمكن تلخيصها بما يلي:

نوع مستوى الطاقة الثانوي:		s	p	d	f	.....الخ
القيمة العددية لعدد الكم الثانوي L	صفر	١	٢	٣	٤	.....الخ

فسرت ظاهرة زيمان على أساس تكون الأغلفة الثانوية من مدارات فردية مستقلة (Individual) (Orbitals) ذات اتجاهات فضائية (Spatial Orientation) متنوعة (انظر الشكل على ص ٢١ + ٢٢) نظرية ميكانيكا الكم تشير إلى الاتجاهات الفضائية لهذه المدارات بعدد يسمى عدد الكم المغناطيسي (Magnetic Quantum Number) ويرمز لهذا العدد ب M_L ، يأخذ هذا العدد جميع الإعداد الصحيحة بين – L مروراً بالصفر إلى + L ويمكن تلخيص ذلك على الشكل التالي :

M_L = +L (أعلى قيمة) ، ... ، .... ، صفر ، .... ، ..... ، - L (أوطأ قيمة)

حيث L = عدد الكم الثانوي

ولتوضيح ذلك نأخذ المثال التالي:

ماهو عدد الكم المغناطيسي إذا كان عدد الكم الثانوي L يساوي ٢ ؟

M_L = +٢ ، +١ ، 0 ، -١ ، -٢

ولما كان L = ٢ يشير إلى الغلاف الثانوي من نوع d فقيم M_L الخمسة تشير إلى أن للغلاف d خمسة مدارات مستقلة ذات طاقات متساوية و اتجاهات فضائية مختلفة.

فسر كود شميدت وأخرين عام ١٩٢٥ وجود خطوط مزدوجة (Double Line) في طيف الانبعاث (Emission Spectrum) لذرات العناصر المعدنية القلوية (Alkali Metals) بأن للإلكترون إضافة إلى حركتة المدارية حول النواة حركة حول محورة (أو يمكن أن تسمى بالبرم Spin) ومن الطبيعي أن ينتج عن كل من هاتين الحركتين مجالان مغناطيسيان، إذن هناك احتمالان فقط، فأما المجال الناتج عن برم الإلكترون يعزز المجال المغناطيسي الناتج عن حركتة حول النواة أو أن يضعف المجال المغناطيسي الناتج عن حركته حول النواة، وهذا ما يسمى بتأثير برم الإلكترون، ونتيجة لهذا فإن مستوى طاقة الإلكترون الذي يتحرك حركة مدارية ينقسم إلى مستويين طاقيين عندما يبرم الإلكترون أثناء دورانه حول النواة، وبهذا يكون قد تم تفسير ظهور الخطوط المزدوجة في أطياف العناصر.

وللتعبير عن تأثير الحركة البرمية للإلكترون ولإتمام وصف إلكترون معين كان لا بد من استخدام عدد كم رابع يدعى عدد كم البرم (Spin Quantum Number) والذي يرمز له M_s أو يأخذ أحد القيمتين العددتيين $+\frac{1}{2}$ أو $-\frac{1}{2}$ حيث يعتمد ذلك على اتجاه البرم.

خلاصة القول أن أعداد الكم هي مجموعة تتكون من أربعة أعداد [M_S, M_L, L, n] تستخدم

١ - لوصف موقع الإلكترون معين بالنسبة إلى النواة أو بتعبير آخر الطاقة الكلية للغلاف الرئيسي الذي يتواجد فية الإلكترون المحدد وكذلك تحديد بعده عن النواة ، وهذا ما يعبر عنة عدد الكم الرئيسي (n).

٢ - تحديد شكل المجال أو الغلاف الثانوي الذي يتواجد فية الإلكترون وهذا ما يعبر عنة عدد الكم الثانوي (L).

٣ - الاتجاه الفضائي للمدار الذي يتواجد فية الإلكترون المعين، وهذا ما يعبر عنة عدد الكم المغناطيسي (M_L).

٤ - اتجاه الحركة البرمية للإلكترون في المدار، عدد الكم البرم (M_S).

الجدول(1-4) : العلاقة بين أعداد الكم M_L,L,n و الأغلفة الثانوية .

رقم الغلاف الطاقي الرئيسي	الأغلفة الثانوية	عدد الكم الرئيسي n	العدد الكم الثانوي L	قيم عدد الكم المغناطيسي M_L المحتملة
١	1S	١	صفر	صفر
٢	2S	٢	صفر	صفر
	2P		١	-١ ، صفر، +١
٣	3S	٣	صفر	صفر
	3P		١	-١ ، صفر، +١
	3d		٢	-٢ ، -١ ، صفر، +١ ، +٢
٤	4S	٤	صفر	صفر
	4P		١	-١ ، صفر، +١
	4d		٢	-٢ ، -١ ، صفر، +١ ، +٢
	4f		٣	-٣ ، -٢ ، -١ ، صفر، +١ ، +٢ ، +٣

عند النظر بدقة إلى محتويات الجدول السابق يمكن ملاحظة ما يلي:

١ - التطابق بين القيمة العددية للمستوى الطاقي الرئيسي وعدد الكم الرئيسي (n).

٢ - يحتوي الغلاف الطاقي الرئيسي على أغلفة ثانوية مساوية لرقم الغلاف .

٣ - العدد الصحيح الموجود إلى يسار رموز الأغلفة الثانوية يمثل رقم الغلاف الطاقي الرئيسي.

٤ - يأخذ عدد الكم المغناطيسي القيمة صفراً إذا كانت قيمة عدد الكم الثانوي تساوي صفراً.

9-1 : البناء الإلكتروني للذرة Electron Configuration Of Atom

يتضح مما تقدم أن الأغلفة الرئيسية التي أشار إليها بور في نظريتة الذرية تتكون من أغلفة ثانوية متنوعة من حيث الشكل و الطاقة والسعة الإلكترونية وهذه الأغلفة بدورها تتشكل من مدارات متساوية الطاقة ذات اتجاهات فضائية متنوعة، في ضوء هذا يتضح أن البناء الإلكتروني للذرة أو بتعبير آخر التوزيع الإلكتروني داخل الذرة هو أعقد بكثير مما تصوره بور.

القواعد التالية تساعد على تحديد البناء الإلكتروني للذرات المختلفة:

١ - تترتب الأغلفة الثانوية المتنوعة حسب ازدياد طاقتها من اليسار إلى اليمين وعلى النحو المبين أدناه:

$$1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 4s\ 3d\ 4p\ 5s\ 4d\ 5p\ 6s\ 4f\ 5d\ 6p\ 7s\ 5f\ 6d\ 7p\ 8s \longrightarrow$$

اتجاه ازدياد الطاقة

على الرغم من أن الأغلفة الثانوية اعلاة لا تترتباً ترتيبا رقميا (Numerical Order) (مثال 4s يتقدم على 3d – أي 3d أكثر طاقة من 4s على الرغم من أن الغلاف الرئيسي الرابع هو أبعد عن النواة من الغلاف الرئيسي الثالث) إلا أنه يمكن تذكر تسلسل الأغلفة الثانوية وذلك من خلال تطبيق قاعدة (n+L) والتي تنص على أن طاقة الأغلفة الثانوية تزداد كلما ازدادت قيمة (n+L) وإذا تساوت قيمة (n+L) لغلافين ثانويين أو أكثر فأقلها طاقة ما له اقل قيمة عددية لعدد الكم n ، حيث n و L تشيران إلى عدد الكم الرئيسي و عدد الكم الثانوي على التوالي.

مثال : أيهما أكثر طاقة 3s أو 4P ؟

يتضح من خلال استخدام القاعدة n+L أن 3s (٣+ صفر =٣) هو اقل من 3p (٣ +١ =٤) أو بتعبير آخر الغلاف 3s يتقدم الغلاف 3p في سلسلة الأغلفة الثانوية أعلاه.

مثال: أيهما أكثر طاقة من بين الأغلفة 6s, 4d, 5p حيث إن قيمة (n+L) لكل منها تساوي ٦ (حاول أن تثبت ذلك بنفسك).

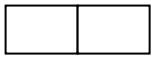
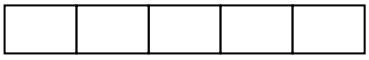
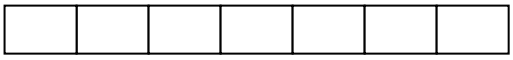
لما كانت القيمة العددية لعدد الكم L لكل من الأغلفة الثانوية d, p, s هي صفر، واحد، اثنين، على التوالي (Respectively) وحسب ما جاء بالجزء الثاني من قاعدة n+L فإن الغلاف 6s هو أكثر هذه الأغلفة طاقتا أو يمكن ترتيب هذه الأغلفة كما هو موضح في الشكل التالي:

$$4d \quad , \quad 5p \quad , \quad 6s \longrightarrow$$

ازدياد الطاقة

٢ - من خلال ما تقدم من دراستنا لأعداد الكم تبين إن عدد قيم M_L للأغلفة الثانوية p, s, f, dهي ٧,٥,٣,١ على التوالي (لاحظ ص 20)، هذه الأعداد تمثل المجالات المتوفرة للإلكترونات في

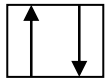
كل غلاف ثانوي. ولما كان قد استخدمنا مصطلح المدار للإشارة إلى مجال تواجد الإلكترون، إذن تحتوي الأغلفة الثانوية f, d, p, s على عدد من المدارات يساوي ٧,٥,٣,١ على التوالي، وللسهولة يمكننا أن نمثل المدار بشكل المربع وعليه يكون شكل الغلاف الثانوي كما هو موضح في صيغة الجدول أدناه.

نوع الغلاف	عدد المدارات	تمثيل المدارات بالشكل المربع
s	١	
p	٣	
d	٥	
f	٧	

٣ - السعة القصوى (Maximum Capacity) للمدار الواحد من الإلكترونات هي اثنان. لذلك تكون السعة القصوى من الإلكترونات في الأغلفة الثانوية f, d, p, s هي ٢، ٦، ١٠، ١٤ على التوالي.
في حالة التعبير عن المحتوى الإلكتروني للأغلفة الثانوية فإن عدد الإلكترونات الموجودة في كل غلاف ثانوي يكتب في أعلى رمز الغلاف وكما هو موضح أدناه.

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ ,\ldots\ldots\ldots$$

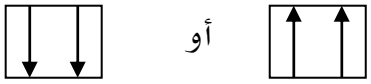
مما هو جدير بالذكر أن المدار يمكن أن يكون فارغ من الإلكترونات أو أن يحتوي على إلكترون واحد فقط لكن المدار الواحد لا يمكن أن يحتوي على أكثر من إلكترونين.

٤ - أحيانا يعُبر عن الإلكترون بشكل السهم ↑ لذا في حالة وجود إلكترون واحد أو بتعبير آخر أول إلكترون يكتب داخل المدار (بالشكل المربع) يمثل بالشكل أي اتجاه السهم (إلكترون) يكون إلى الأعلى ،أما في حالة وجود العدد الأقصى من الإلكترونات في المدار الواحد يكون اتجاه إلكترون الثاني إلى الأسفل  .

يتم التمييز بين الإلكترونين في المدار الواحد بواسطة عدد كم البرم حيث يعطى إلى السهم المتجه إلى الأعلى القيمة $M_S = +\frac{1}{2}$ إما الإلكترون الثاني المتجه إلى الأسفل يعطى القيمة $M_S = -\frac{1}{2}$.

لذلك يمكن القول لا يمكن لإلكترونين في ذرة واحدة ان يكون لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة. وهذا ما يدعى بقاعدة باولي للاستبعاد(Pauli Exclusion Principle).

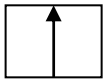
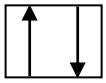
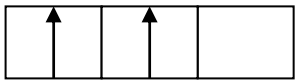
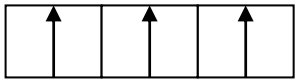
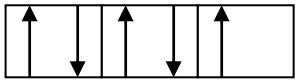
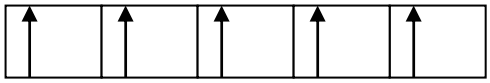
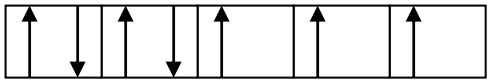
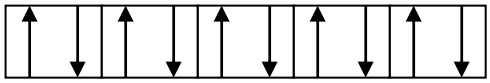
سؤال:لماذا لا يمكن تمثيل الكترونين في مدار واحد باحد الشكلين التاليين؟



٥ - قاعدة هوند(Hund's Rule) - تنص على ان الإلكترونات تتوزع بصورة منفردة في مدارات متساوية الطاقة قبل ان تبدأ بالازدواج. ولتوضيح بعض ما تقدم علاه ناخذ المثال التالي.

مثال: اكتب او مثل الأغلفة الثانوية ns^1, ns^2, np^2, np^3, np^5, nd^5, nd^7, nd^{10} باستخدام المربع والسهم للاشارة للمدار والالكترون؟

الاجابة:

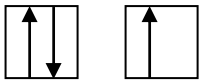
الغلاف الثانوي	تمثيل الغلاف باستخدام المربع والسهم
ns^1	
ns^2	
np^2	
np^3	
np^5	
nd^5	
nd^7	
nd^{10}	

مثال: اكتب الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر $_{3}Li$, $_{8}O$, $_{11}Na$ مستخدما

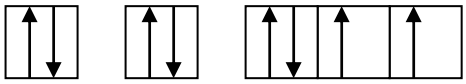
(أ) سلسلة الأغلفة الثانوية.

(ب) المربع والسهم.

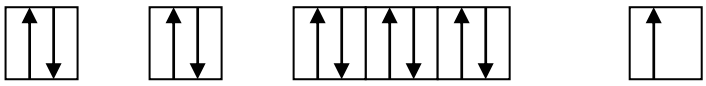
$_{3}Li$: $1s^2$ $2s^1$



$_{8}O$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$



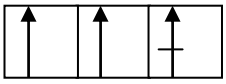
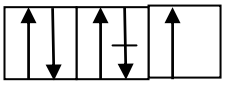
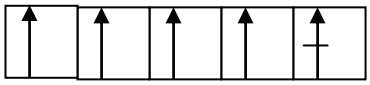
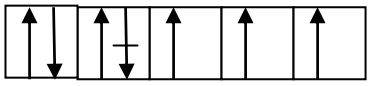
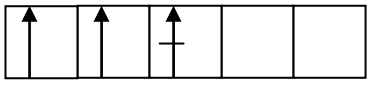
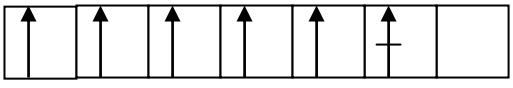
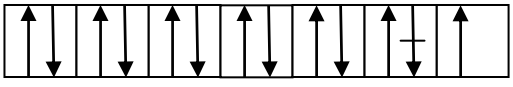
$_{11}Na$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$



مثال:

اكتب اعداد الكم الأربعة للالكترون الأخير في كل من الأغلفة الثانوية المبينة في الجدول ادناه.

ملاحظة: تحديد الإلكترون الأخير في الأغلفة الثانوية المبينة أدناه يتكلب أولا كتابة الترتيب الإلكتروني لهذه الأغلفة باستخدام المربع والسهم ومن ثم تحديد الإلكترون الأخير وفقا لقاعدة هوند.

الأغلفة الثانوية	الترتيب الإلكتروني باستخدام المربع والسهم	أعداد الكم			
		n	L	M_L	M_S
$1s^2$		١	صفر	صفر	- 1 / 2
$3s^2$		٣	صفر	صفر	- 1 / 2
$2p^3$		٢	١	١+	+ 1 / 2
$4p^5$		٤	١	صفر	- 1 / 2
$3d^5$		٣	٢	٢+	+1 / 2
$3d^7$		٣	٢	١-	- 1 / 2
$4d^3$		٤	٢	صفر	+ 1 / 2
$4f^6$		٤	٣	٢+	+ 1 / 2
$5f^{13}$		٥	٣	٢+	- 1 / 2

ملاحظة: الإلكترون الأخير معلم بـ (ــ) للتمييز عن باقي الإلكترونات فقط.

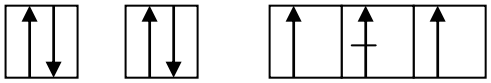
من المثال أعلاه يمكن الاستنتاج أنه ليس هناك إلكترونين في ذرة لهما نفس أعداد الكم الأربعة.

مثال: (أ) اكتب الترتيب الإلكتروني للذرات والأيونات التالية:
$_{15}P^{3-}$, $_{15}P^{3+}$, $_{15}P$, $_{8}O^{2-}$, $_{8}O$, $_{7}N^{4+}$, $_{7}N^{3-}$, $_{7}N$, $_{1}H^{+}$, $_{1}H$
وذلك باستخدام: (أ) سلسلة الأغلفة الثانوية. (ب) المربع والسهم.

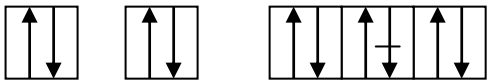
$_{1}H$: $1S^1$

$_{1}H^{+}$: $1S^0$

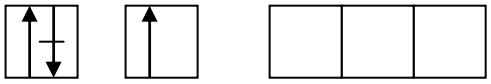
$_{7}N$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^3$



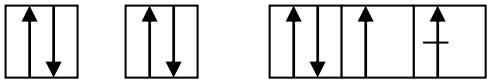
$_{7}N^{3-}$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$



$_{7}N^{4+}$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^0$

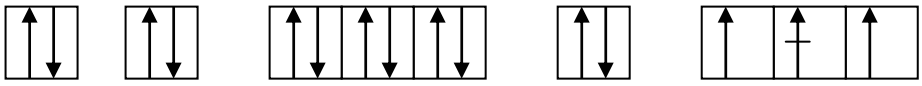


$_{8}O$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^4$

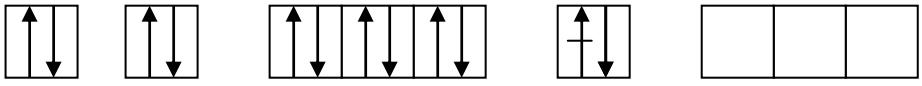


$_{8}O^{2-}$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$

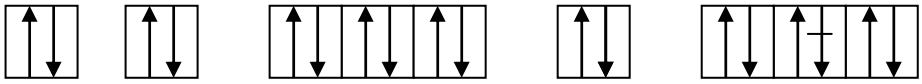
$_{15}P$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $4P^3$



$_{15}P^{3+}$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $4P^0$



$_{15}P^{3-}$: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $4P^6$



لاحظ بشكل دقيق الفرق (الزيادة أو النقصان) بين الترتيب الإلكتروني للذرة وأيونها أو أيوناتها.

ملاحظة: العلامة (ـ) تشير إلى الإلكترون ما قبل الأخير و الذي ما نحتاجه للإجابة على الفرع (ب) من هذا المثال على خلاف هذا ليس هناك حاجة إلى وضع (ـ).

(ب) عين أعداد الكم الأربعة للإلكترون ما قبل الأخير في الذرات والأيونات (ما عدا الهيدروجين وأيونه) في الفرع (أ) من هذا المثال.

الذرة أو الأيون	أعداد الكـــــــــم			
	n	L	M_L	M_S
$_{7}N$	٢	١	صفر	+٢/١
$_{7}N^{3-}$	٢	١	صفر	-٢/١
$_{7}N^{4+}$	٢	صفر	صفر	-٢/١
$_{8}O$	٢	١	+١	+٢/١
$_{8}O^{2-}$	٢	١	صفر	-٢/١
$_{15}P$	٤	١	صفر	+٢/١
$_{15}P^{3+}$	٣	صفر	صفر	+٢/١
$_{15}P^{3-}$	٤	١	صفر	-٢/١

1-9-1 : الترتيب الإلكتروني للعناصر الانتقالية الأساسية
Electronic Configuration of the main Transition Elements

تُعرف العناصر الانتقالية الأساسية بأنها مجموعة العناصر المعدنية التي تمتلك ذراتها أو أحد أيوناتها غلاف ثانوي من نوع nd (حيث n تشير إلى الغلاف الطاقي الرئيسي) ممتلئ جزئياً (Partially Filled) المقصود بالممتلئ جزئياً هو الا يكون الغلاف الثانوي nd فارغاً من الإلكترونات أو يحتوي على العدد الأقصى (١٠) من الإلكترونات ، بالإضافة إلى ما تقدم يمكن تعريف العناصر الانتقالية بأنها مجموعة العناصر المعدنية التي لذراتها الحرة أو أحد أيوناتها ترتيب الكتروني ينتهي بواحدة مما يلي:

nd^9, $nd^{8,}$ nd^7, nd^6, nd^5, nd^4, nd^3, nd^2, nd^1.

أحيانا تسمى هذه المجموعة من العناصر الانتقالية بمجموعة عناصر المجمع d (d-Block Elements) وهي تشتمل على ثلاث سلاسل Series من العناصر وهي:

١. **السلسلة الانتقالية الأولى - وتتكون من:**

سكانديوم ($_{21}Sc$) ، تيتنيوم ($_{22}Ti$) ، فنيديوم ($_{23}V$) ، كروم ($_{24}Cr$) ، منغنيز ($_{25}Mn$) ، حديد($_{26}Fe$) ، كويلت ($_{27}Co$) ، نيكل ($_{28}Ni$) ، نحاس ($_{29}Cu$) .

ينتهي ترتيب عناصر هذه المجموعة بـ $3d^x$ (حيث x تشير إلى عدد الإلكترونات علماً أن هذا العدد لا يساوي الصفر أو عشرة)

٢. **السلسلة الانتقالية الثانية - تتكون من:**

يتريوم ($_{39}Y$)، زركونيوم ($_{40}Zr$)، نايوبيوم ($_{41}Nb$)، مولبدنيوم ($_{42}Mo$)، تكنيشيوم ($_{43}Tc$)، روثينيوم ($_{44}Ru$)، روديوم ($_{45}Rh$)، بليديوم ($_{46}Pd$)، فضة ($_{47}Ag$)، ينتهي ترتيب عناصر هذه المجموعة بـ $4d^x$.

٣. **السلسلة الانتقالية الثالثة - وتتكون من:**

الهافنيوم ($_{72}Hf$)، تنتلوم ($_{73}Ta$)، تنجستن ($_{74}W$)، رينيوم ($_{75}Re$)،أوزميوم ($_{76}Os$)، إريديوم ($_{77}Ir$)،بلاتنوم ($_{78}Pt$)، الذهب ($_{79}Au$).

على الرغم من أن هذه السلسلة تبدأ بلنثينوم ($_{57}La$) إلا أنه لا يعتبر أحد أعضاء هذه السلسلة وذلك لأسباب خارجة عن مستوى هذا المنهج، وينتهي الترتيب الإلكتروني لعناصر هذه المجموعة بـ $5d^x$.

فيما يلي بعض القواعد الخاصة بالترتيب الإلكتروني لذرات وأيونات العناصر الانتقالية:

١. غالباً ما ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات وأيونات العناصر الانتقالية بالأغلفة الثانوية ns^2، $(n-1)d^x$ (حيث x= ١ - ٣ ، ٦ - ٨).

مثال: اكتب الترتيب الإلكتروني لذرة $_{22}Ti$ وذرة $_{23}V$.

$_{22}Ti : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3P^6\ 4s^2\ 3d^2$

$_{23}V : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$

٢. تكون طاقة الغلاف الثانوي $(n-1)d$ المشبع أو نصف المشبع اقل من طاقة الغلاف الثانوي ns وعليه يكون الترتيب الإلكتروني للذرة أو الأيون التي تملك غلافاً $(n-1)d$ مشبعاً أو نصف مشبع كما هو موضح بالمثال أدناه.

$_{25}Mn : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5 4s^2$

يتضح من هذا المثال أن طاقة الغلاف $(n-1)d$ المشبع أو نصف المشبع اقل من طاقة الغلاف ns.

٣. أما في حالة احتياج الغلاف الثانوي $(n-1)d$ إلى إلكترون واحد فقط للوصول إلى حالة الإشباع أو نصف الإشباع وسبب كون طاقة الازدواج الإلكتروني في الغلاف ns و $(n-1)d$ يصبح الترتيب الإلكتروني لمثل هذه الحالة أو الحالات المتشابهة كما هو مبين في المثال التالي.

مثال: اكتب الترتيب الإلكتروني للذرات $_{24}Cr$ ، $_{29}Cu$.

$_{24}Cr : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5 4s^1$

$_{29}Cu : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} 4s^1$

يتضح من خلال المثال أعلاه أن $(n-1)d$ وصل إلى حالة نصف الإشباع – كما في $_{24}Cr$ – و إلى حالة الإشباع – كما في $_{29}Cu$ – قبل امتلاء الغلاف الثانوي ns .

نتيجة لهذا انخفض المستوى الطاقي للغلاف $(n-1)d$ المشبع أو نصف المشبع إلى اقل من طاقة الغلاف ns.

سؤال: تظهر مجموعة العناصر الانتقالية صفات كيميائية و فيزيائية متقاربة. هل تتوقع أن تظهر ذرة $_{29}Cu$ خواص عنصر انتقالي ؟ و لماذا؟

٤. عند التأين تفقد ذرات و أيونات العناصر الانتقالية إلكترونات الغلاف الثانوي ns أولا و من ثم إلكترونات الغلاف $(n-1)d$.

مثال: اكتب الترتيب الإلكتروني للذرات و الأيونات التالية:

$_{21}Sc$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
$_{21}Sc^{+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^1$
$_{21}Sc^{2+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^0 3d^1$
$_{21}Sc^{3+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^0\ 3d^0$

سؤال: أي الأيونات أعلاه لا يظهر خواص أيونات العناصر الانتقالية ؟ ولماذا ؟

2-9-1 : الترتيب الثماني المستقر
Stable Octet Configuration

ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات عناصر الغازات المثالية (ما عدا ذرة عنصر الهليوم $_2^4He$) وكذلك أيونات بعض العناصر الأخرى بالترتيب الإلكتروني الخارجي $ns^2\ np^6$.

يوصف هذا الترتيب بالترتيب الثماني المستقر وذلك بسب ماهو معروف من استقرارية كيميائية للذرات والأيونات والتي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بـ $ns^2\ np^6$ و كذلك لوجود ثمانية إلكترونات فيه.

$_{18}Ar$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^6}$
$_{36}Kr$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 2d^{10}\ \underline{4s^2\ 4p^6}$
$_{11}Na^{+}$: $1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$

قد يُفسر هذا الترتيب وجود ذرات العناصر المثالية في الطبيعة على شكل ذرات مفردة وكذلك ارتفاع طاقة تأينها بالمقارنة مع طاقات التأين الأولى لذرات العناصر التي تقع معها في نفس الدورة.

10-1 : الجدول الدوري Periodic Table

على الرغم من قيام عدد من العلماء بترتيب بعض أو جميع العناصر الكيميائية المعروفة في وقتهم في إشكال معينة ووفقا للأسس محددة وبفترة زمنية سبقت زمن إعلان العالم الروسي ديمتري أي مندليف إلا أن مندليف يعتبر واضع أول جدول تترتب فيه العناصر الكيميائية المعروفة آنذاك وفقا لأوزانها الذرية والتدرج في الخواص [دورية الخواص] وذلك سنة ١٨٦٩ ميلادي.

أعطى مندليف الأفضلية (preference) إلى التدرج في الخواص على الوزن الذري للعنصر في حالة عدم اتفاق خواص العنصر ذات الوزن الذري المناسب مع خواص العنصر الذي يسبقه أو يتقدم عليه. بالإضافة إلى ذلك ومن الأمور التي يشهد بها إلى مندليف هو توقعه وجود عناصر ذات أوزان ذرية وخواص محددين

لم تكن معروفة في زمانه ولهذا السبب فقد ترك مجالات محددة شاغرة في جدوله المقترح حيث ثبت صحة ودقة توقعاته فيما بعد اكتشاف هذه العناصر.

في أوائل القرن التاسع عشر وبعد عمله مع أطياف أشعة اكس (X-ray Spectra) أعلن هنري موسيلل (Henery Moselely) القانون الدوري (Periodic Law) والذي ينص على أن خواص العناصر تعتبر دالة دورية (Periodic Function) لأعدادها الذرية. وبهذا يكون قد أسس لاعتماد العدد الذري بدلا من الوزن الذري لترتيب العناصر في الجدول الدوري.

قي الوقت الحاضر يتكون الجدول الدوري من سبع صفوف أفقية (Horizontal Rows) وثمانية عشر صفا عموديا (Vertical Rows) حيث تسمى بالدورات (Periods) والزمر (Groups) على التوالي.

تبدأ كل دورة بذرة عنصر تمتلك إلكتروناً واحداً فقط في غلافها التكافئي وتنتهي بذرة عنصر تمتلك غلاف تكافئياً تاماً، توصف الدورات الثلاث الأولى بالدورات القصيرة حيث تتشكل من ٢، ٨، ٨ عناصر على التوالي، الدورة الرابعة والدورة الخامسة تتشكل كل منها من ١٨ عنصراً إما الدورة السادسة فتتشكل من ٣٢ عنصرا بينما الدورة السابعة من ٢٢ عنصرا، أغلب عناصر الدورة السابعة عناصر مشعة غير طبيعية.

توصل الاتحاد العالمي للكيمياء النظرية والتطبيقية IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) عام ١٩٨٤م إلى اعتماد الأرقام العربية (3,2,1,.....) بدلا من الأرقام الرومانية (IV,III,II,I,.....) في ترقيم الزمر (أو المجموعة).

يمكن تقسيم الجدول الدوري إلى أربعة مجمعات رئيسية وذلك حسب نوع الغلاف الثانوي الأخير الذي يظهر في الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر التي تشكل هذه المجمعات.

١ـ عناصر المجمع(أو القطاع) s S-Block Elements

ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات عناصر هذا المجمع بالغلاف الثانوي S، يتكون هذا المجمع من زمرتين من العناصر التي تسمى بالمعادن الخفيفة (Light Metals).

(أ) زمرة المعادن القلوية (alkali metals).

(ب) زمرة معادن الأتربة القلوية (alkali earth metals) .

٢ـ عناصر المجمع p P-Block Elements

ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات عناصر هذا المجمع بالغلاف الثانوي P. يضم هذا المجمع ست زمر [من الزمرة ١٣ إلى الزمرة ١٨]، تسمى الزمرة الثامنة عشرة [أو أحيانا تسمى الزمرة صفراً] بزمرة الغازات المثالية، أما الزمرة السابعة عشر فتسمى بزمرة الهالوجينات.

٣ـ عناصر المجمع d d- Block Elements

ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات عناصر هذا المجمع بالغلاف الثانوي.d تسمى العناصر التي ينتهي الترتيب الإلكتروني لذراتها أو أحد أيوناتها بالغلاف nd^x (حيث x = ١إلى٩) بالعناصر الانتقالية الأساسية.

٤ـ عناصر المجمع f f-Block Elements

ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات هذا المجمع بالغلاف الثانوي f، تسمى عناصر هذا المجمع بالعناصر الانتقالية الداخلية (Inner – Transition Metals)، يتكون هذا المجمع من سلسلتين من العناصر وهما:

(أ) سلسلة اللانثايد (Lanthanide Series)، ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات هذه السلسلة بالغلاف 4f .

(ب)سلسلةالإكتنايد (Actinide Series) ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات هذه السلسلة بالغلاف الثانوي 5f .

وأخيرا تسمى عناصر المجمع d وعناصر المجمع f بالمعادن الثقيلة (Heavy Metals) .

من الممكن تحديد موقع [الدورة والزمرة] ذرة أي عنصر في الجدول الدوري من خلال كتابة الترتيب الإلكتروني الصحيح للذرة، يمثل رقم الغلاف الرئيسي الأخير [غلاف التكافؤ] رقم الدورة بينما يمثل عدد الإلكترونات الموجودة فيه رقم الزمرة.

مثال:حدد الدورة أو المجموعة[الموقع] الذي ينتمي إليهما عنصر $_{14}Si$ (السليكون).

للإجابة على هذا المثال يوصى باتباع الخطوات التالية:

(أ): كتابة الترتيب الإلكتروني للذرة

$$_{14}Si : 1s^2\ 2s^2\ 2p^{6-}\ 3s^2\ 3p^2$$

(ب): تحديد الغلاف الرئيسي الأخير وذلك بوضع خط مستقيم تحته.

$$\underline{3S^2\ 3P^2}$$

3: رقم الغلاف الرئيسي يمثل رقم الدورة.

2+2: مجموع الإلكترونات في الغلاف الرئيسي الأخير يمثل رقم الزمره.

∴ ينتمي السليكون $_{14}Si$ إلى الدورة الثالثة المجموعة الرابعة.

(جـ): في حالة وجود أكثر من ذرة يرسم مخطط بسيط لجدول توضح عليه أرقام الدورات والزمر _ وكما هو موضح أدناه.

		الزمرة	
		1	2
الدورة	2	$_{13}Li$	
	3	$_{11}Na$	
	4		
	5		$_{38}Sr$

11-1 : بعض الخواص الدورية لذرات العناصر

توجد علاقة بين دورية الخواص لذرات العناصر المختلفة وبين دورية الترتيب الإلكتروني لهذه الذرات أو موقع ذرات هذه العناصر في الجدول الدوري.

من هذه الخواص – على سبيل المثال – أنصاف الأقطار الذرية و الأيونية، طاقة التأين و السالبية الكهربائية.

1-11-1 : أنصاف الأقطار الذرية و الأيونية Radii of Atoms and ions

توصف الذرة بأن ليس لها حجم (Size) ثابت وذلك لصعوبة قياس حجم أو نصف قطر ذرة في ظل النظريات الحديثة، السبب في ذلك يعود إلى

١. صعوبة فصل أو الحصول على ذرة بشكل مفرد.

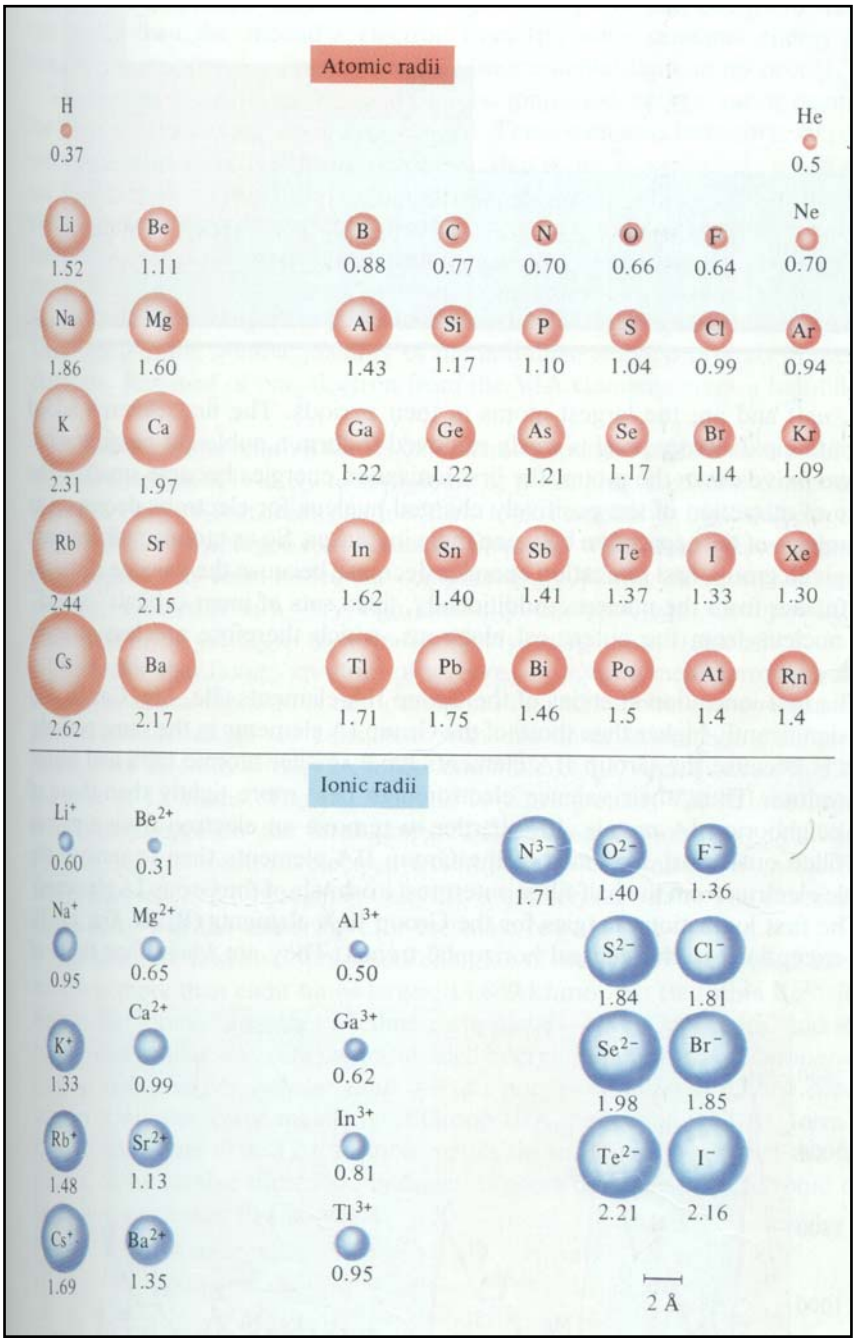
٢. إلى انتشار (Diffuse) الشحنة الإلكترونية و غالباً ما يكون هذا الانتشار انتشاراً غير متجانس.

لذلك لجأ العلماء إلى قياسات غير مباشرة و تقريبية.

يعين نصف قطر ذرة معدن من خلال قياس المسافة (Distance) بين نوى ذرتي عنصر في الحالة الصلبة ومن ثم تقسم هذا المسافة على اثنين. يسمى الناتج بنصف القطر الذري (Atomic Radius)، يمكن القيام في مثل هذه القياسات باستخدام تقنية انحراف أشعة اكس (X-Ray diffraction).

أما أنصاف أقطار ذرات العناصر اللامعدنية [أو اللافلزات] والتي توجد على شكل جزيئات متكونة من نوع واحد من الذرات - مثل جزيء غاز الكلور Cl_2 –يعين نصف قطر مثل هذه الذرات بقياس المسافة

بين نوى الذرتين المترابطتين برابط تساهمي ثم تقسم المسافة على اثنين حيث يسمى الناتج بنصف القطر او بنصف القطر التساهمي (Covalent Radius) .



الشكل (1-6): أنصاف الأقطار الذرية والأيونية لبعض العناصر(المصدر رقم ١).

فحص دقيق لمحتويات الشكل أعلاه يؤدي إلى القواعد التالية:

١. تقل أنصاف أقطار ذرات عناصر الدورة الواحدة [ما عدا ذرة عنصر الغاز المثالي] مع ازدياد العدد الذري لذرات هذه العناصر، وذلك بسبب زيادة قوى التجاذب بين النواة الموجبة وإلكترونات الغلاف الرئيسي الأخير مما يؤدي إلى انكماش حجم الذرة وبالتالي صغر نصف قطرها. حجم الذرة يتناسب طرديا مع نصف القطر.

الزيادة في قوى التجاذب ناتجة عن زيادة مفرطة في الشحنة الموجبة للنواة يرافقها عدم تغير في المسافة بين النواة وإلكترونات الغلاف الرئيسي الأخير عند زيادة العدد الذري لذرات الدورة الواحدة.

أما خروج ذرة العنصر الغازي المثالي عن هذه القاعدة فتم تفسيره على أساس ازدياد قوى التنافر(Repulsion Force) بين إلكترونات الغلاف الرئيسي الخارجي المشبع في مثل هذه الذرات مما يسبب تباعد الإلكترونات في هذا الغلاف وبالتالي ازدياد حجم ونصف قطر الذرة.

٢. تزداد أنصاف أقطار ذرات عناصر المجموعة الواحدة مع زيادة العدد الذري لذرات هذه العناصر وذلك لأن الزيادة القليلة الحاصلة في كمية الشحنة الموجبة للنواة لا تتناسب مع الزيادة الكبيرة الحاصلة في المسافة بين النواة وإلكترونات الغلاف الخارجي نتيجة إضافة الإلكترونات إلى غلاف رئيسي جديد كلما ازداد العدد الذري لذرات عناصر المجموعة الواحدة. عدم التناسب يؤدي إلى ضعف تأثير قوى جذب النواة للإلكترونات مما يؤدي إلى تباعدها وبالتالي زيادة حجم ونصف قطر.

مثال: رتب كل من مجاميع ذرات العناصر التالية حسب ازدياد نصف القطر.

أ) $_{4}Be, _{7}N, _{5}B$.

ملاحظة: للإجابة عن مثل هذا السؤال يجب اتباع الخطوات التالية:

١. كتابة الترتيب الإلكتروني لجميع هذه العناصر وتعين الغلاف الرئيسي الأخير.
٢. تعيين المجموعة والدورة لكل من هذه العناصر.
٣. رسم جدول بسيط يبين موقعهما في الجدول الدوري.
٤. تطبيق كلا القاعدتين السابقتين او إحداهما.

حيث يمكن تلخيص ما جاء في ١ إلى ٢ أعلاه بالجدول التالي:

العنصر	الترتيب الإلكتروني	الدورة	المجموعة
$_4Be$	$1s^2 \quad 2s^2$	2	2
$_5B$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	2	3
$_6N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	2	5

الدورة	الزمرة 2	3	4	5
2	$_4Be$	$_5B$		$_7N$

يتضح من ذلك أن ذرات عناصر هذه المجموعة تنتمي إلى نفس الدورة. لذلك نطبق ما جاء في القاعدة الخاصة بذرات عناصر الدورة الواحدة .

$$_7N,\ _5B,\ _4Be \xrightarrow[\text{ازدياد نصف القطر}]{}$$

(ب) $_6C,\ _9F,\ _{14}Si$

ذرات العناصر	الترتيب الإلكتروني	الدورة	المجموعة
$_6C$	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^2}$	2	4
$_9F$	$1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^5}$	2	7
$_{14}Si$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2 3p^2}$	3	4

		الزمرة			
		4	5	6	7
الدورة	2	$_{6}C$			$_{9}F$
	3	$_{14}Si$			

يلاحظ أن العناصر الثلاث أعلاه تنتمي إلى دورتين مختلفتين ومجموعتين مختلفتين لذلك يجب تطبيق القاعدتين السابقتين .

١) $_{6}C > {}_{9}F$ ٢) $_{14}Si > {}_{6}C$

$\therefore {}_{14}Si > {}_{6}C > F$

ازدياد نصف القطر

(٣) نصف قطر الأيون الموجب اصغر من نصف قطر ذرته. بالإضافة إلى ذلك يقل نصف قطر الأيون الموجب بازدياد عدد الشحنة الموجبة على الأيون، السبب في ذلك هو ازدياد تأثير قوى جذب النواة على إلكترونات الغلاف الخارجي مع نقصان عدد الإلكترونات.

مثال:

$_{7}N, {}_{7}N^{+3}, {}_{7}N^{+4}, {}_{7}N^{+5}$

يقل نصف القطر ←

→ يزداد نصف القطر

(٤) نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته. يزداد نصف قطر الأيون السالب بازدياد عدد الشحنات السالبة عليه.

السبب في ذلك يعود إلى تناقص تأثير شحنة النواة الموجبة على إلكترونات الغلاف الخارجي كلما ازداد عدد الإلكترونات.

مثال:

$_{8}O^{=}, {}_{8}O^{-}, {}_{8}O$

→ يزداد نصف القطر

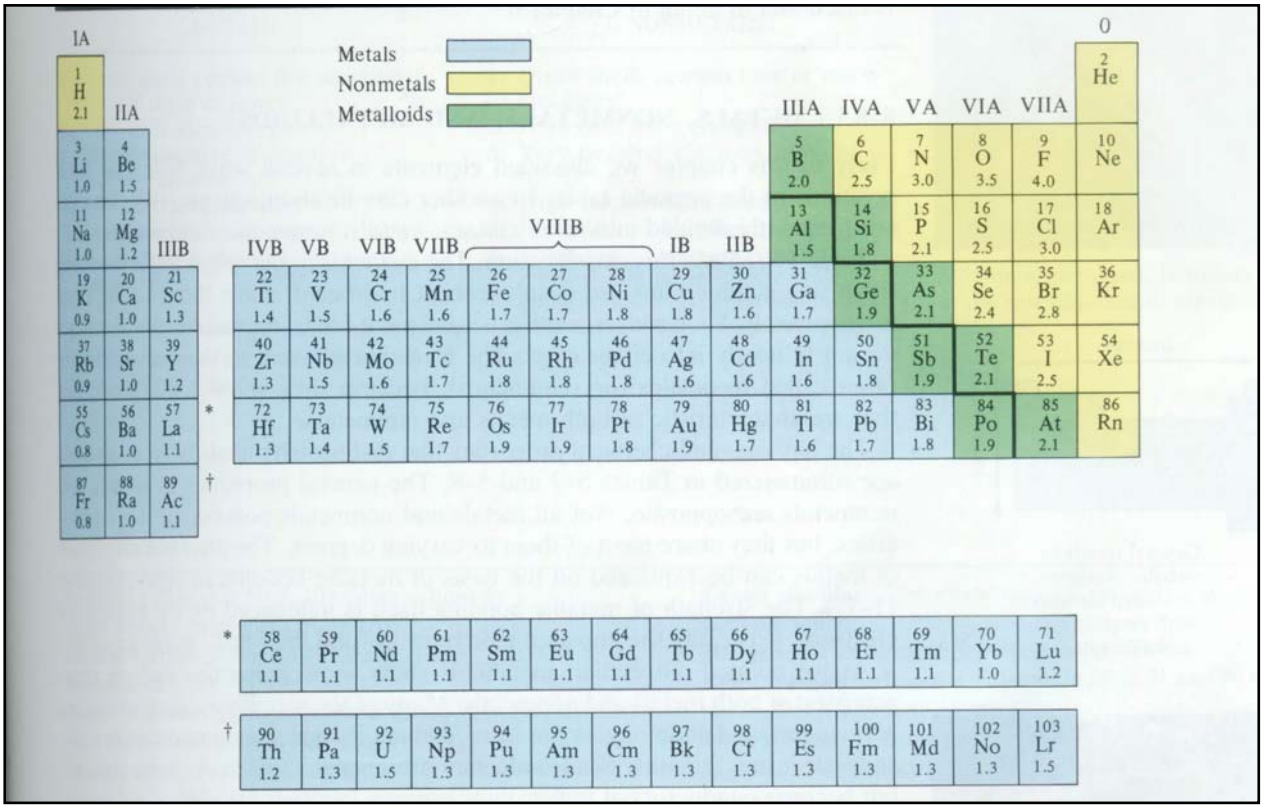
يقل نصف القطر ←

2-11-1 : السالبية الكهربائية Electronegativity

تعرف السالبية الكهربائية أو الكهروسلبية على أنها قياس قوة أو شدة ميول ذرة عنصر في جزيئة (Molecule) على جذب (Attract)الإلكترونات المكونة للرابط الكيميائي الموجودة بينها وبين ذرة أخرى نحوها.

يتضح من هذا التعريف أن السالبية الكهربائية هي إحدى الخواص التي تتميز بها الذرة عندما تكون متحدة مع غيرها من الذرات وليس في حالتها المفردة أو الحرة.

تحديد القيمة العددية للسالبية الكهربائية لذرات العناصر المختلفة بين ٤ (أعلى قيمة) و ٠,٨ (اقل قيمة) يعتبر إلى حد ما قياس عشوائي (Arbitrary Scale) –يسمى هذا المقياس بمقياس بولنك (Pauling Scale). لاحظ الجدول أدناه.



شكل (1-7) قيم السالبية الكهربائية للعناصر(المصدر رقم ١).

يلاحظ أن المعادن تمتاز بسالبية كهربائية واطئة بينما العناصر اللافلزية تمتاز بسالبية كهربائية عالية نسبيا ، حيث يكون للعنصر اللافلزي المسمى الفلور أعلى قيمة سالبية كهربائية (٤) بينما اقل العناصر سالبية كهربائية هو معدن الفرانسيوم (Fr=0.8).

يمكن تلخيص دورية هذه الصيغة في الجدول الدوري على النحو التالي:

١- تقل قيم السالبية الكهربائية لذرات عناصر المجموعة الواحدة[ما عدا مجموعة عناصر الغازات المثالية والعناصر الانتقالية] مع ازدياد العدد الذري لذرات تلك العناصر.

مثال: $_{7}N > {}_{15}P > {}_{33}As > {}_{51}Sb$

تزداد السالبية الكهربائية ←

→ تقل السالبية الكهربائية

٢- تزداد السالبية الكهربائية لذرات عناصر الدورة الواحدة [ما عدا دورات العناصر الانتقالية] مع ازدياد العدد الذري لتلك العناصر.

مثال:

$_{9}F > {}_{8}O > {}_{7}N > {}_{6}C$

تقل →

← تزداد

مثال: رتب ذرات العناصر $_{13}AI, {}_{5}B, {}_{9}F, {}_{7}N$ حسب ازدياد السالبية الكهربائية.

ملاحظة: نتبع نفس الخطوات المستخدمة للإجابة على المثال الموجود على ص ٣٦.

ذرات العناصر	الترتيب الإلكتروني	الدورة	المجموعة
$_{5}B$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	2	3
$_{7}N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	2	5
$_{9}F$	$1s^2\ 2s^2\ 2p_5$	2	7
$_{13}Al$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	3	3

		الزمرة				
		3	4	5	6	7
الدورة	2	$_5B$		$_7N$		$_9F$
	3	$_{13}Al$				

كما هو واضح من الجدول أعلاه أن ثلاثاً من هذه الذرات تنتمي إلى دورة واحدة واثنتين من هذه الذرات تنتمي إلى مجموعة واحدة بينما ذرة واحدة تشترك مع الأخريات بالدورة والمجموعة. لذلك نستخدم القاعدتين السابقتين لترتيب هذه المجموعة وعلى الشكل التالي:

$_9F > _7N > _5B$ (دورة واحدة)

تقل السالبية ⟵ $_5B > _{13}Al$ (مجموعة واحدة)

$\therefore \quad _9F > _7N > _5B > _{13}Al$

تقل السالبية ⟵

⟵ تزداد السالبية

3-11-1 : طاقة التأين Ionization Energy

تعرف طاقة التأين (I E) أو جهد التأين (I P) بأنها اقل كمية من الطاقة اللازم بذلها لنزع إلكترون واحد من ذره في الحالة الغازية وفي أدنى حالات الطاقة و تكوين الأيون غازي أحادي الشحنة الموجبة في أدنى حالات الطاقة.

يمكن تلخيص ما جاء أعلاه بالمعدلة التالية:

$$A_{(g)} + E_1 \rightarrow A^+_{(g)} + e^-$$

حيث إن

A (g) ذرة غازية في أدنى حالات الطاقة

A^+ (g) أيون غازي أحادي الشحنة الموجبة في أدنى حالات الطاقة

E_1 اقل طاقة لازمة لنزع إلكترون من A (g)

e^- إلكترون

لوحظ أن اقل طاقة لازمة لنزع إلكترون ثاني من $A_{(g)}$ هي أكبر بكثير من الطاقة المستخدمة لنزع الإلكتروني الأول، والطاقة المستخدمة لنزع الإلكترون الثاني هي اقل من اقل طاقة لازمة لنزع الإلكترون الثالث وهكذا.

لذا تقسم طاقات التأين وحسب عدد الإلكترونات المنزوعةالى طاقة التأين الأول ($I E_1$) طاقة التأين الثاني($I E_2$) وطاقة التأين الثالث($I E_3$) وهكذا.

$$A^{+}_{(g)} + E_2 \rightarrow A^{2+}_{(g)} + e^-$$

$$A^{2+}_{(g)} + E_3 \rightarrow A^{3+}_{(g)} + e^-$$

$IE_1 < IE_2 < IE_3 < \ldots..$

تزداد طاقة التأين ←

تقل طاقة التأين →

تفسر هذه الزيادة في طاقات التأين المختلفة إلى زيادة قوى التجاذب بين النواة الموجبة والإلكترونات المتبقية.

يمكن القول أن التعريف أعلاه الخاص بطاقة التأين يمثل تعريف طاقة التأين الأولى (IE_1).

جدول(1-5): قيم طاقات تأين بعض العناصر.

العنصر	الرمز	طاقات التأين بوحدة كيلو جول/مول		
		الأولى	الثانية	الثالثة
بريليوم	$_4Be$	٨٩٩	١٧٥٧	١٤٨٤٩
بورون	$_5B$	٨٠١	٢٤٢٧	٣٦٦٠
مغنيسيوم	$_{12}Mg$	٧٣٨	١٤٥١	٧٧٣٣
ألمنيوم	$_{13}AI$	٥٧٨	١٨١٧	٢٧٤٥
سليكون	$_{14}Si$	٧٨٧	١٥٧٧	٣٢٣٢

يمكن تلخيص دورية طاقة التأين الأولى في الجدول الدوري على النحو التالي:

١- تقل(Decrease) طاقة التأين الأولى لذرات عناصر المجموعة الواحدة [ما عدا العناصر الانتقالية] مع ازدياد العدد الذري لها، لاحظ الجدول (1-5)، يفسر هذا على أنه نتيجة مباشرة لازدياد أنصاف أقطار أو حجوم ذرات المجموعة الواحدة مما يضعف من تأثير قوة جذب النواة للإلكترونات، لهذا السبب تكون الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون قليلة نسبيا كلما ازداد العدد الذري لذرات عناصر الدورة الواحدة.

في ضوء هذه القاعدة يمكن ترتيب ذرات بعض عناصر المجموعة الثانية على النحو التالي:

$$_4Be,\ _{12}Mg,\ _{20}Ca,\ _{38}Sr \xrightarrow[\text{تقل طاقة التأين الأولى}]{}$$

٢- تزداد (Increasing) طاقة التأين الأولى لذرات عناصر الدورة الواحدة [يستثنى من ذلك دورات العناصر الانتقالية] مع ازدياد العدد الذري لها، السبب في ذلك تناقص حجم أو نصف قطر هذه الذرات مع ازدياد العدد الذري لها ، مما يجعل الإلكترونات تحت تأثير متزايد لقوة جذب النواة وبالتالي ارتفاع الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من هذه الذرات، الزيادة في طاقة التأين الأولى لذرات الدورة الواحدة زيادة متقطعة وليست مستمرة، فهي تزداد مثلا من العنصر الأول إلى الثاني في نفس الدورة، ثم تقل من الثاني [مثلا Mg =٧٣٨] إلى الثالث[Al =٥٧٨] وتزداد مرة أخرى من الثالث إلى الرابع إلى الخامس ثم تقل من الخامس[مثلاN =١٤٠٢] إلى السادس[O=١٣١٤كيلوجول/مول] ثم تزداد من السادس إلى السابع إلى الثامن، للعنصر الثامن أعلى طاقة تأين في الدورة.

السبب في انخفاض طاقة التأين للعنصر الثالث مقارنة بالعنصر الثاني يمكن توضيحه كما يلي:

نزع إلكترون من الغلاف الثانوي المشبع $2s^2$ (الغلاف الخارجي الأخير لذرة العنصر الثاني في الدورة الواحدة) يتطلب طاقة أعلى من الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من الغلاف الثانوي غير المشبع $2p^1$ (الغلاف الخارجي الأخير لذرة العنصر الثالث في الدورة الواحدة) وذلك للاستقرارية العالية للأغلفة المشبعة ونصف المشبعة.

ولنفس السبب يمكن أن يعلل انخفاض طاق تأين ذرة العنصر السادس مقارنة بذرة العنصر الخامس في نفس الدورة حيث إن العنصر السادس ينتهي ترتيبه الإلكتروني بالغلاف غير المشبع $2p^4$ بينما ذرة العنصر الخامس ينتهي ترتيبها الإلكتروني بالغلاف نصف المشبع المستقر $2p^3$.

مثال: رتب ذرات العناصر $_{16}S$, $_{34}Se$, $_{17}CI$ حسب ازدياد جهد أو طاقة التأين الأولى.

ملاحظة: نتبع نفس الخطوات المستخدمة للإجابة على المثال الموجود على ص ٣٦.

العنصر	الترتيب الإلكتروني	الدورة	المجموعة
$_{16}S$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^4}$	3	6
$_{17}CI$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^5}$	3	7
$_{34}Se$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ \underline{4s^2\ 5p^4}$	4	6

زمره / دوره	6	7
3	$_{16}S$	$_{17}CI$
4	$_{34}Se$	

حسب القاعدة (١) ص٤٢

$$\xrightarrow[\text{ازدياد طاقة التأين}]{} {}_{34}Se < {}_{16}S$$

حسب القاعدة(٢) ص٤٣

$$\xrightarrow[\text{ازدياد طاقة التأين}]{} {}_{16}S < {}_{17}Cl$$

بجمع القاعدتين نحصل على

$$\xrightarrow[\text{ازدياد طاقة التأين}]{} {}_{34}Se < {}_{16}S < {}_{17}Cl$$

أسئلة :

١ - ما اسم مؤسس النظرية الذرية الحديثة؟

٢ - كيف استدل العالم الإنكليزي تومسون على أن الجسيمات التي تكون الأشعة الكاثودية تحمل شحنة سالبة؟

٣ - كيف استدل العالم رذفورد على وجود مساحات فارغة في التركيب الذري؟

٤ - ماذا يعني ارتداد جسيمات الأشعة السينية بخط مستقيم في تجربة رذفورد الشهيرة (تجربة صفيحة الذهب) ؟

٥ - اذكر فرضيات نظرية بور الذرية؟

٦ - ارسم مخطط يوضح التركيب الذري لذرة الفسفور $^{31}_{15}P$ حسب تصور العالم الفيزيائي الدنماركي بور؟

٧ - احسب العدد الأقصى من الإلكترونات التي يحتمل تواجدها في الغلاف الخامس؟

٨ - احسب عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في الذرات $^{32}_{16}S$, $^{40}_{20}Ca$ ؟

٩ - احسب معدل الوزن الذري لذرة عنصر الحديد من المعلومات المتوفرة في الجدول أدناه؟

النظير	كتلة النظير (a m u)	٪ الوفرة الطبيعية
^{54}Fe	٥٣,٩٣٩٦	٥,٨٢
^{56}Fe	٥٥,٩٣٤٩	٩١,٦٦
^{57}Fe	٥٦,٩٣٥٤	٢,١٩
^{58}Fe	٥٧,٩٣٥٤	٠,٣٣

١٠ - احسب العدد الذري التأكسدي لذرة (S) في S_8, SO^{2-}_4 , SO_2, H_2SO_4

١١ - تعتبر ذرة الصوديوم $_{11}Na$ كيميائيا أنشط من ذرة المغنيسيوم $_{12}Mg$.لماذا؟

١٢ - ما أساس تصنيف العناصر إلى فلزات/لا فلزات، أشباه الفلزات والغازات المثالية؟

١٣ - ما القيمة أو القيم العددية التي يمكن أن يتخذها كل من أعداد الكم الأربعة. وما الخاصية التي يصفها كل عدد؟

١٤ - ما هي أوجه الشبه والاختلاف بين الغلافين الثانويين 3p, 2p ؟

١٥ - ما العددالاقصى من الإلكترونات التي لها عدد الكم البرم يساوي $-\frac{1}{2}$ في الغلاف الثانوي $3d^6$ ؟

١٦ - ما العدد الأقصى من الإلكترونات التي لها عدد الكم المغناطيسي يساوي -٣ في الغلاف $4f^{14}$ ؟

١٧ - ما قيمة عدد الكم المغناطيسي للغلاف الثانوي $5S^1$ ؟ وماذا تعني هذه القيمة عمليا؟

١٨ - رتب الأغلفة التالية الثانوية 4d, 5f, 6s حسب ازدياد طاقتهما. بين رياضيا كيف توصلت إلى إجابتك؟

١٩ - اكتب الترتيب الإلكتروني للذرات والأيونات التالية: $_{14}Si$, $_{20}Ca^{2+}$, $_{29}Cu^{+}$, $_{29}Cu^{2+}$, $_{17}Cl^{-}$؟

(ب) اكتب أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير في الغلاف الثانوي الخارجي الأخير لهذه الذرات والأيونات(فرع أ أعلاه)؟

(جـ) أي الذرات أو الأيونات في الفرع (أ) من السؤال ١٩ يمكن أن يظهر خواص عنصر انتقالي؟ ولماذا؟

(د) اكتب الرمز الكيميائي للذرات والأيونات في الفرع (أ) (السؤال١٩) التي لها ترتيب ثماني مستقر؟

٢٠ - ما هي الأسس التي اعتمدها العالم الروسي مندليف في تنظيم العناصر في ما يسمى بالجدول الدوري؟

٢١ - ما هي أسس بناء الجدول الدوري الحديث؟

٢٢ - عرف ما يلي مع ذكر مثال إذا كان ذلك ممكنا:

طاقة التأين الأولى، الترتيب الثماني المستقر، تأثير زيمان، العناصر الانتقالية السالبية الكهربائية، النظائر، قاعدة هوند، قاعدة الاستبعاد لباولي، وحدة كتلة الذرة؟

٢٣ - رتب الأيونات والذرات $_8O$, $_8O^{=}$, $_8O^{-}$ حسب ازدياد نصف القطر؟

٢٤ - رتب الأيونات والذرات $_{29}Cu$, $_{29}Cu^{+}$, $_{29}Cu^{2+}$حسب ازدياد نصف القطر؟

٢٥ - رتب الذرات $_7N$, $_5B$, $_{13}Al$ حسب:

(أ) ازدياد نصف القطر.

(ب) ازدياد جهد التأين.

(جـ) ازدياد السالبية الكهربائية.

٢٦ - كيف تصف العلاقة بين:

(أ) نصف القطر وجهد التأين.

(ب) نصف القطر و السالبية الكهربائية.

(جـ) السالبية الكهربائية وجهد أو طاقة التأين.