

## الباب الثاني

### تعيين الوزن الذري

إن الوزن الذري لعنصر ما هو أقل كمية من هذا العنصر يمكنها أن توجد في الوزن الجزيئي لأي مركب منه ، ولتعيين الوزن الذري لعنصر ما تعين الأوزان الجزيئية بالضبط لمركباته المختلفة حتى يتصادف ما بينهما مركب واحد يكون محتويًا على وزن ذري واحد من العنصر ( يفحص أكبر عدد ممكن من هذه المركبات ) . فاذا أريد تعيين الوزن الذري للكربون مثلاً يعين الوزن الجزيئي بالضبط للمركبات الكربونية ويقدر تركيبها بالتحليل الكمي :-

المركب	الوزن الجزيئي بالضبط	تركيب المركب
أولى أكسيد الكربون	٢٩	١٦ أكسجين + ١٣ كربون
ثاني أكسيد الكربون	٤٤	٣٢ + ١٢
الأيثيلين ethylene	٢٨	٤ أيديروجين + ٢٤
السيانوجين cyanogen	٥٢	٢٨ نيتروجين + ٢٤
كبريتيد الكربون	٧٦	٦٠ كبريت + ١٢
الخ . الخ		

وتكون أقل كمية من الكربون تدخل في تركيب هذه المركبات هي الوزن الذري له ، وهي في هذه الحالة ( ١٢ ) . ولم يوجد فعلاً أي مركب كربوني يحتوي الوزن الجزيئي منه على أقل من ( ١٢ جزء ) بالوزن من الكربون فيكون الوزن الذري للكربون ( ١٢ ) .

قد يصادف أن المركب الذي يحتوي على أقل كمية من العنصر لم يدخل ضمن المركبات التي فحصت ، فيكون العدد المستنتج عبارة عن حاصل ضرب

الوزن الذرى  $\times$  عدد بسيط ، ولذا يلزم التأكد من هذا العدد بطرق أخرى منها : —

( ١ ) بواسطة قانون دولنج وبتيه ( Dulong & Petit ) ( ١٨١٩ ) : —  
تستعمل هذه الطريقة خصوصاً عند ما لا يكون للعنصر مركبات قابلة للتطاير أى عندما لا يمكن تعيين وزنه الجزيئى بواسطة كثافة بخاره النسبية . يشير قانون دولنج وبتيه : — إن حاصل ضرب الحرارة النوعية للعناصر الصلبة فى وزنها الذرى عدد ثابت تقريباً ويساوى ٦,٤ ، فيساوى الوزن الذرى

الحرارة النوعية  $\frac{6,4}{atomic\ heat}$  ويسمى العدد ( ٦,٤ ) بالحرارة الذرية للعناصر  
ووجد نيومان وكوب ( Neumann & Kopp ) أن الحرارة الجزيئية molecular heat للمركبات تساوى مجموع الحرارة الذرية للعناصر الداخلة فى تركيبها، وأن الحرارة الذرية للعنصر عندما يكون متحدأ بعناصر أخرى فى مركب صلب لا تختلف كثيراً عن حرارته الذرية عندما يكون على حالة انفراد ، فيمكن تقدير الأوزان الجزيئية التقريبية للعناصر من حرارة مركباتها الجزيئية .

قدرت أيضاً الحرارة الذرية للعناصر الغازية فوجدت : —

٢,٣ للأيدروجين ، ٤,٠ للأكسجين ، ٣,٧ للكور ،

كما أنه وجد لبعض العناصر حرارة ذرية شاذة مثل : —

الكبريت : ٥,٤ ، الكربون ١,٨ ، الفوسفور ٥,٤ ، السليكون ٣,٨ .

مثل تطبيقى : — وجدت الحرارة النوعية للماء الصلب ( الثلج ) ٠,٤٧٤

وباحتساب الحرارة الجزيئية للماء يوجد أنها تساوى : — ( ٢  $\times$  الحرارة الذرية للأيدروجين ) + الحرارة الذرية للأكسجين .

$$أى ( ٢,٣ \times ٢ ) + ٤,٠ = ٨,٦$$

$$١٨ = \frac{٨,٦}{٠,٤٧٤} = \text{ويكون الوزن الجزيئى للماء}$$

( ب ) بواسطة قانون ميتشرليش Mitscherlich ( ١٨١٩ ) : - إن المواد ذات التركيب الكيميائي المتشابهة تتشابه في أشكالها البلورية ، ومن أمثلة ذلك : كلوريد البوتاسيوم وبرومييد البوتاسيوم ويوديد البوتاسيوم ، أو فوق كلورات البوتاسيوم وفوق منجنات البوتاسيوم . ويسمى هذا القانون أيضا بقانون التشابه البلورى law of isomorphism .

فاذا أريد مثلا معرفة الوزن الذرى للمنجنيز مع العلم أن بلورات فوق منجنات البوتاسيوم تتشابه مع بلورات فوق كلورات البوتاسيوم ، يحلل فوق منجنات البوتاسيوم وتقدر كمية المنجنيز التى توجد فى الوزن الجزئى الواحد منه ، وتكون هذه الكمية هى عبارة عن الوزن الذرى للمنجنيز لأنه يستنتج من قانون ميتشرليش أن جزء الفوق منجنات لا يحتوى إلا على ذرة واحدة من المنجنيز كما أن جزء فوق الكلورات لا يحتوى إلا على ذرة واحدة من الكلور لتشابه هذين المركبين فى الشكل البلورى ( بوم ا ، بوكل ا ) .

قدر مارينياك ( Marignac ) الوزن الذرى للسليكون بهذه الطريقة إذ لم تكن مركباته القابلة للتطاير معروفة فى ذلك الحين ، ولشذوذ هذا العنصر فى اتباع قانون دولنج وبتيه .

### تكافؤ الذرات

تتحد بعض العناصر ذرة بذرة مع بعض العناصر الأخرى ، فإن الهالوجينات مثلا لا تكون مع الأيدروجين سوى مركبات علامتها بد ( هـ ) [ هـ تدل على ذرة هالوجين واحدة ] .

يعين تكافؤ العنصر بعدد ذرات الأيدروجين التى تتحد بذرة واحدة منه ، فتعتبر الهالوجينات أحادية التكافؤ ، ويعتبر الأكسجين ثنائى التكافؤ ( بد ا ) ، والنيتروجين ثلاثى التكافؤ ( ن بد ) والكربون رباعى التكافؤ ( ك بد ) ، الخ

ولا توجد مركبات تحتوي على أكثر من ذرة واحدة من أى عنصر متحدة مع ذرة واحدة من الأيدروجين ، ما عدا حامض الأيدرازويك ( ن٣ بد ) . hydrazoic acid

يمكن قياس تكافؤ العناصر باتحادها مع عناصر خلاف الأيدروجين يكون تكافؤها معروفا ، فإذا علم مثلا أن السليكون يكون ن٣ مركباً رمزه ( س كل ) يستنتج أنه رباعى التكافؤ ، ويستنتج من المركب ( ص٣ ا ) أن الصوديوم أحادى التكافؤ الخ .

ويساوى تكافؤ العنصر  $\frac{\text{وزنه الذرى}}{\text{وزنه المكافئ}}$

فيساوى تكافؤ النحاس مثلا :  $\frac{63,57}{31,785} = 2$  ، ويكون النحاس فعلا مركبات رمزها ن٣ ا ، ن٣ كل الخ .

يختلف تكافؤ العناصر من صفر إلى ثمانية وهو أكبر تكافؤ معروف للعناصر ، مثل : - ص٣ ا ، كا ، لو٣ ا ، كند ، ن٣ ا ، كبا ، م٣ ا ، أكسيد الأوسميوم osmium ( سم ا ) .

ويمكن تقسيم العناصر تبعاً لتكافؤها إلى : -

( ١ ) عديمة التكافؤ : وهى الغازات عديمة التفاعل أو النادرة مثل الأرجون والنيون الخ .

( ٢ ) أحادية التكافؤ : وهى الأيدروجين ، الهالوجينات ، النتروجين ؛ فى بعض مركباته ( ن٣ ا ) ، المعادن القلوية ، الفضة ، الزئبق فى مركبات الزئبقوز ( ص٣ كل ) ، النحاس فى مركبات النحاسوز ( ن٣ ا ) والذهب فى ( ذ٣ ا ) ، ( ذكل )

( ٣ ) ثنائية التكافؤ : وهى الأكسيجين ، والنتروجين فى ( ن٣ ا ) ،

الكبريت في ( بد٣ كب ) ، معادن الأراضى القلوية ، المغنسيوم لخارصين ، الكدميوم ، الزئبق في مركبات الزئبقيك ( ١٤ ) ، النحاس في مركبات النحاسيك ( نح ١ ) ، القصدير في مركبات القصديروز ( ق كل ٣ ) ، الرصاص في مركبات الرصاصوز ( مر كل ٣ ) ، الحديد في مركبات الحديدوز ( ح كل ٣ ) البلاتين في مركبات البلاتينوز .

( ٤ ) ثلاثة التكافؤ : - البورون ، النتروجين في بعض مركباته ( ن بد٣ ) الفوسفور في بعض مركباته ( فو كل ٣ ) ، الزرنيخ في بعض مركباته ( ر بد٣ ) ، الألومنيوم ، الحديد في مركبات الحديدك ( ح كل ٣ ) الأنتيمون ، البزموت ، الذهب في ( ذ كل ٣ ) .

( ٥ ) رباعية التكافؤ : - وهى الكربون ، الكلور في ( كل ٣ ) ، السليكون ، النتروجين في ( ن ٣ ) ، الكبريت في ( كب ٣ ) ، القصدير في مركبات القصديريك ( ق كل ٤ ) ، البلاتين في مركبات البلاتيك .

( ٦ ) خماسية التكافؤ : - وهى الفوسفور ، الزرنيخ ، الأنتيمون في كثير من مركباتها مع الهالوجينات أو مع الأكسيجين ( فو كل ٥ ، ر ٣ ، ١ ، نت كل ٥ ) الكلور في حامض الكلوريك ( بد كل ٣ ) وفي الكلورات .

( ٧ ) سداسية التكافؤ : - الكبريت في ( كب فل ٣ ، كب ٣ ) التنجستين tungsten or wolfram في ( و كل ٦ ) ، المنجنيز في ثالث أكسيد المنجنيز ( م ٣ ) والمنجنات ( بو ٣ م ٤ ) .

( ٨ ) سباعية التكافؤ : - للكلور في ( كل ٣ ٧ ) اليود ، في فوق اليودات ( بو ٤ ) المنجنيز في ( م ٣ ٧ )

( ٩ ) ثمانية التكافؤ : - الأروسميوم ( سم ٤ ) والروتينيوم ruthenium قد يختلف تكافؤ العنصر باختلاف العناصر الأخرى التى يتحد معها مثل ( بد٣ كب ) ، ( كب فل ٣ ) ، فالكبريت ثنائى التكافؤ فى المركب الأول

مع الأيدروجين وسداسى فى المركب الثانى مع الفلور أو يختلف أحياناً حتى مع العنصر الواحد مثل (ك ب ٢) . (ك ب ٣) . أو (فو ٢ أم) و (فو ٢ ا) الخ . يشير قانون أبيج و بودلندر ( Abegg & Bodlander ) أن تكافؤ العنصر مع الأيدروجين + أكبر تكافؤ له مع الأكسجين = ٨ ، مثل (فو ٢ ٢) و (فو ٢ ا) :- ٢ + ٥ = ٨ ، ومثل (ب ٢ ك) و (ك ب ٣) :- ٢ + ٦ = ٨

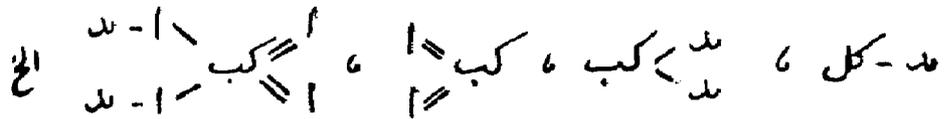
إذا كان أكبر تكافؤ لعنصر ما فردياً أو زوجياً تكون فى العادة جميع تكافؤاته الأخرى فردية أو زوجية مثله ، فان اليود قد يكون سباعياً او خماسياً أو ثلاثياً أو أحادياً ، ويكون الكبريت سداسياً أو رباعياً أو ثنائى التكافؤ . يتوقف تكافؤ العناصر أيضاً على درجة الحرارة ، فان الكبريت يكون سداسى التكافؤ على درجة حرارة مرتفعة فى مركب (ك ب ٣) ، فاذا انخفضت درجة الحرارة ينحل هذا المركب [ انظر الانحلال بالباب الثامن ] الى (١) + (ك ب ٢) حيث يصبح الكبريت رباعى التكافؤ ويعرف كذلك للنحاس أكسيدان :- أكسيد النحاسيك ، وأكسيد النحاسوز ، فان الأول ينحل على درجة حرارة مرتفعة [ انحلال كلى على ١٠٢٦° ] الى (١) و (نح ٣ ا) ، وعلى ذلك يكون النحاس فى هذه الحالة ثنائى التكافؤ على درجة حرارة منخفضة وأحادى التكافؤ على درجة حرارة مرتفعة .

وبما أن الانحلال يتوقف على الضغط ، يمكن اعتبار الضغط عاملاً أيضاً فى تغيير تكافؤ العناصر .

تحدث التغيرات الكيميائية اختلافاً فى تكافؤ العناصر ، وعلى العموم يؤدى التأكسد الى ازدياد . والاختزال الى نقص فى التكافؤ ، كما فى تأكسد كلوريد الحديدوز إلى كلوريد حديدك واختزال كلوريد القصديريك إلى كلوريد القصديروز .

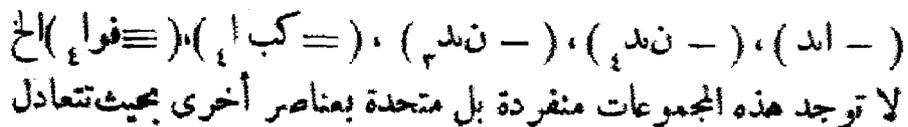
إذا كان للعنصر الواحد (الفلزات خصوصاً) مجموعتان أو أكثر من

المركبات يختلف تكافؤه في كل منها ، فان خواص المركبات تكون عادة مختلفة في كل من هذه المجموعات، كما في مركبات الحديدوز ومركبات الحديدك وقد تشابه المركبات التي يكونها عنصران مختلفان يكون تكافؤهما متساوياً فيها أكثر من تشابه المركبات التي يكونها العنصر الواحد والتي يكون تكافؤه فيها مختلفاً ، فان كلوريد الفضة وكلوريد الزئبقوز وكلوريد النحاسوز تشبه بعضها ( في اللون ونسبة الذوبان) كما يشبه كلوريد الزئبقك وكلوريد النحاسيك بعضهما ( في نسبة الذوبان ) ، أكثر مما يشابه كلوريد النحاسوز وكلوريد النحاسيك . ويشبه كلوريد القصديروز كلوريد الرصاصوز ( مادتين صلبتين) كما يشبه كلوريد القصديريك كلوريد الرصاصيك ( سائلين متبخرين ) .  
يعبر عن التكاؤ بيانياً بخط أو جملة خطوط يكون عددها مساوياً لعدد وحدات التكاؤ توضع بين العناصر وبعضها في المركب :

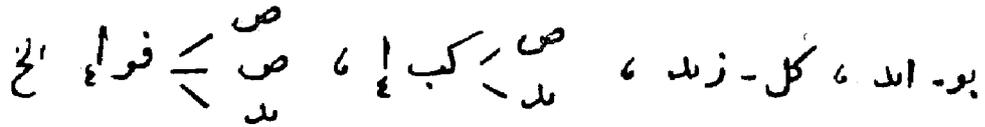


يحدث في بعض المركبات أن تتفاعل مجموعة من الذرات كذرة واحدة وقد توجد مثل هذه المجموعة في عدد كبير من المركبات فتحتوي أملاح الألمونيوم جميعها على المجموعة ( ن د<sub>٤</sub> ) وهي كذرة واحدة من عنصر فلزي ، وتحتوي النترات على مجموعة ( ن ا<sub>٣</sub> ) والكبريتات على مجموعة ( ك ب ا<sub>٤</sub> ) ، والايديروكسيدات على مجموعة ( ا د ) الخ . تسمى مثل هذه المجموعات « أصلاً ، Radical R ويعبر عنه بالحرف ( م ) .

وبما أن مجموعات الذرات هذه تنتقل بأكملها في التفاعلات الكيميائية فيعتبر لها تكافؤ أيضاً مثل العناصر ، مثلاً : -



جميع وحدات التكافؤ بين المجموعة الواحدة والعناصر التي تكون متحدة معها ، وبذا يكون المركب متزنأ من حيث التكافؤ مثل : -



ويكون تكافؤ العناصر أول الأصول موجباً في حالة الاتجاه إلى القطب السالب في التحليل الكهربي والعكس بالعكس .

## التآلف

عند تكون مركب كيميائي من مكونات مختلفة تعلق هذه الظاهرة بوجود ميل أو تآلف بين المكونات التي اتحدت مع بعضها لتكوين المركب . فاذا نتج من تفاعل مادتين ( ١ ب ) + ( ٢ ح ) مادتان ( ١ ح ) + ( ٢ ب ) ، يقال إن تآلف ( ١ ب ) نحو ( ٢ ح ) أقوى من تآلف ( ١ ح ) نحو ( ٢ ب ) .

يعبر عن التفاعل بكمية من الشغل ، فعند تحلل الماء بالتيار الكهربي إلى أيديروجين وأكسجين يعبر عن هذا التحلل بكمية من الشغل وهي تساوي ( بفرض عدم وجود فقد ) كمية الشغل التي ولدت التيار الذي استعمل في التحليل وعندما يتحد الأيديروجين بالأكسجين لتكوين بخار ماء يعبر عن التفاعل بكمية من الشغل تساوي كمية الحرارة التي تولدت منه .

تمكن فانت هوف ( Vant Hoff ) سنة ١٨٨٤ من قياس قوة التآلف ، فأشار أن قوة التآلف في تفاعل ما ، هي عبارة عن كمية الشغل التي تبذل أثناء تحول المواد من الحالة الابتدائية ( قبل التفاعل ) إلى الحالة النهائية ( بعد التفاعل ) عند حدوث هذا التفاعل على درجة حرارة ثابتة وبصفة عكسية ( انظر الاتزان الكيميائي بالبواب الثامن )

( يشترط أحداث التفاعل على درجة حرارة ثابتة لأن قوة التآلف تختلف باختلاف درجة الحرارة ، ويشترط إمكان أحداث التفاعل بصفة عكسية حتى لا يكون هناك أي عامل خارجي يؤثر عليه ) .

## الترتيب الدورى للعناصر

إن أول إشارة الى وجود علاقة بين الأوزان الذرية للعناصر وخواصها ترجع الى الحقيقة التي لاحظها دوبرينر Dobereiner عام ١٨٢٩ ، فقد لفت النظر الى وجود عناصر متشابهة في الخواص وهذه العناصر تقع في مجاميع كل مجموعة مكونة من ثلاث عناصر ، هذه المجاميع سميت بالثلاثيات triads ، والعنصر الوسطى في المجموعة تعتبر خواصه حالة وسطية بين العنصر الذى قبله والذى يليه والوزن الذرى له هو المتوسط الحسابى للوزنين الذريين الآخرين تقريبا . والمجاميع الثلاثة التالية توضح ذلك :

١ - الكلسيوم ٤٠,٠٧	١ - الكبريت ٣٢,٠٦	١ - الكلور ٣٥,٤٦
٢ - السترنشيوم ٨٧,٦٣	٢ - السلنيوم ٧٩,٢	٢ - البروم ٧٩,٩٢
٣ - الباريوم ١٣٧,٢٧	٣ - التليوم ١٢٧,٥	٣ - اليود ١٢٦,٩٣
٨٨,٧	٧٩,٨	المتوسط الحسابى (١) ٨١,٢

وفى عام ١٨٦٤ وجد نيولاندس (Newlands) أنه بترتيب العناصر المعروفة فى ذلك الوقت ترتيبا تصاعديا حسب أوزانها الذرية فإن علاقتها مع بعضها تسير حسب نظام معين . فاذا بدأنا بالايروجين (الوزن الذرى = ١) فإن العناصر السبعة التى تليه هى : الليثيوم (٧) ، البريليوم (٩) ، البورون (١١) ، الكربون (١٢) ، الازوت (١٤) ، الأكسجين (١٦) ، الفلور (١٩) ، هذه العناصر السبعة تختلف فى الخواص ، فالأول معدن يكون ايدروكسيد شديد القاعدية ، يليه عنصر معدنى أقل منه نشاطا ، ويلى ذلك خمسة عناصر غير معدنية يزداد نشاطها بالتدرج إلى أن نصل إلى العنصر الاخير وهو أكثر العناصر الغير معدنية نشاطا والعنصر الذى يلى ذلك هو الصوديوم (٢٣) ، وبذا نعود ثانيا الى عنصر يشبه الليثيوم فى أنه يكون ايدروكسيد شديد

القاعدية ويلي الصوديوم ستة عناصر أخرى هي المغنسيوم (٢٤, ٣)، الألمنيوم (٢٧)، السليكون (٢٨, ١)، الفوسفور (٣١)، الكبريت (٣٢) والكلور (٣٥, ٥) والعنصر الأخير في هذه المجموعة وهو الكلور يشبه العنصر الأخير في المجموعة الأولى وهو الفلور.

ونظراً إلى أن كل عنصر يشبه بدرجة كبيرة الثامن الذي قبله أو بعده في هذا الترتيب سميت هذه العلاقة بقانون الثمانيات law of octaves ويلاحظ أن البوتاسيوم (٣٩) يتشابه مع الصوديوم غير أنه يجب أن نمر في هذه الحالة بسبعة عشر عنصراً حتى نصل إلى البروم وهو يشبه الكلور. هذا التدرج في الخواص الذي يشاهد عند ترتيب العناصر بالصفة السابقة يشمل كثيراً من الخواص مثل التكافؤ وكثير من الخواص الطبيعية مثل الكثافة النوعية فثلاً في (المجموعتين) الأولى والثانية تتكون المركبات المبيئة :

لي كل	بل كل <sub>٢</sub>	ب كل <sub>٣</sub>	ك كل <sub>٤</sub>	هـ ند <sub>٥</sub>	ا ند <sub>٦</sub>	فل ند
ص كل	مغ كل <sub>٢</sub>	لو كل <sub>٣</sub>	س كل <sub>٤</sub>	فو ند <sub>٥</sub>	كب ند <sub>٦</sub>	كل ند
بو كل	كا كل <sub>٢</sub>					
لي <sub>١</sub>	بل <sub>١</sub>	ب <sub>١</sub>	ك <sub>١</sub>	هـ <sub>١</sub>	ا <sub>١</sub>	—
ص <sub>١</sub>	مغ <sub>١</sub>	لو <sub>١</sub>	س <sub>١</sub>	فو <sub>١</sub>	كب <sub>١</sub>	كل <sub>١</sub>
بو <sub>١</sub>	كا <sub>١</sub>					

فالتكافؤ بالنسبة للكلور أو الأيدروجين يزداد تدريجياً لغاية العنصر الرابع ثم يقل تدريجياً أيضاً. أما بالنسبة للأكسجين فالتكافؤ يزداد بازدياد الوزن الذري.

ويلاحظ هذا التدرج أيضاً في الكثافة النوعية والحجم الذري (وهو الحجم بالستيمترات المكعبة الذي يشغله الوزن الذري بالجرام من العنصر الصلب

الوزن الذري  
أي أنه يساوي (الكثافة النوعية)

التوزيع الدوري للمعام

المجموعة	صفر	١	٢	٣	٤	٥	٦	٧	٨
الدور الأول	هليوم ٤,٠٠٠	ليثيوم ٦,٩٤٩	بريليوم ٩,٠٠٤	بورون ١٠,٨٤	كربون ١٤,٠٠٠	أزوت ١٤,٠٠٨	أكسجين ١٦,٠٠٠	فلور ١٩,٠٠٠	ألمنيوم ١٠,٠٠٨
الدور الثاني	نيون ٤,٠٠٤	صوديوم ٤٤,٩٩٧	مغنسيوم ٤٤,٨٤٤	الومنيوم ٤٦,٩٦٦	سيليكون ٤٨,٠٠٦	فوسفور ٤١,٠٤٤	كبريت ٤٤,٠٦٥	كلور ٤٩,٤٥٨	كروم ٥٤,٠١١
الدور الثالث	أرجون ٤٩,٩٩١	بوتاسيوم ٤٩,٠٩٥	كالكسيوم ٤٠,٠١٧	سكندريوم ٤٥,٠١٠	تيتانيوم ٤٦,٠٠٩	فاناديوم ٥٠,٠٩٦	كروم ٥٤,٠١١	مغنيزيوم ٥٤,٠٩٤	حديد ٥٥,٠٨٤
الدور الرابع	كبريتون ٨٤,٩	دوربيديوم ٨٥,٤٤	سترنتيوم ٨٧,٦٤	إيتريوم ٨٩,٠	زركونيوم ٩١	نيوبيوم ٩٤,٠	موليبدينوم ٩٦,٠	مازاديوم ١٠١,٧	روثينيوم ١٠١,٧
الدور الخامس	كوبالت ١٠٦,٧	نحاس ٦٤,٥٧	خارصيه ٦٥,٨٨	جاليوم ٦٩,٧٤	جرومانيوم ٧٤,٨٨	زرنج ٧٤,٩٦	سليكون ٧٩,٤	بروم ٧٩,٩١٦	راديوم ١١٤,٩١
الدور السادس	كوبالتون ١١٤,٩١	فضه ١١٧,٨٨	كاديوم ١١٤,٤١	انديوم ١١٤,٨	تصدير ١١٨,١٧	انتيمون ١٤١,٧٧	توليدوم ١٤٦,٥	يور ١٤٦,٩٤٤	استروميوم ١٤٦,٩٤٤
الدور السابع	كوبالتون ١٤٦,٩٤٤	سيزيوم ١٤٦,٨١	باريوم ١٤٧,٤٧	عناصر الأراضي النادرة ١٤٧,٤٧	صغديوم ١٤٧,٦	تنتال ١٤٧,٥	تانتاليوم ١٤٧,٥	راديوم ١٤٧,٥	استروميوم ١٤٧,٥
الدور الثامن	رادون ١٤٧,٤	ذهب ١٤٧,٤	زئبق ١٤٧,٤	تاليوم ١٤٧,٤	رصاص ١٤٧,٤	بروت ١٤٧,٤	بولونيوم ١٤٧,٤	-	-
الدور التاسع	رادون ١٤٧,٤	-	راديوم ١٤٧,٤	أكتينيوم ١٤٧,٤	تورانيوم ١٤٧,٤	بريليوم ١٤٧,٤	أورانيوم ١٤٧,٤	-	-

العنصر	ص	مغ	لو	س	فول (أحمر)	كوب	كل
الكثافة النوعية	٠,٩٧	١,٧٥	٢,٦٧	٢,٤٩	٢,١٤	٢,٠٦	١,٧٣
الحجم الذرى	٢٤	١٤	١٠	١١	١٤	١٦	٢٧

وفى عام ١٨٦٩ أمكن ( مندليف Mendelieff ) الكيمياءى الروسى أن يتغلب على الصعوبة الناجمة عن ترتيب العناصر التى تلى الكلور وذلك بتقسيم المجموعة الثالثة الى مجموعتين : تشمل الأولى العناصر من البوتاسيوم إلى المنجنيز والثانية تشمل العناصر من النحاس إلى البروم وتوجد بين (المجموعتين) ثلاث عناصر لا يمكن وضعها فى أى من (المجموعتين) وهى الحديد والكوبالت والنيكل ، سميت هذه العناصر الثلاثة بعناصر الأنتقال transition elements وعلى هذا النحو سار فى ترتيب العناصر إلى مجاميع وهذه المجاميع التى تتدرج فى الخواص يمكن وضعها تحت بعضها . ويختلف عدد العناصر فى كل مجموعة فبعضها تحوى سبعة عناصر وبعضها سبعة عشر عنصراً وتسمى كل مجموعة من هذه المجاميع ( دوراً ) وهى إما أدوار طويلة أو قصيرة حسب أحتوائها على سبعة عشر عنصراً أو سبعة عناصر ، ويلاحظ أن الدور الطويل يحتوى على سلسلتين تحوى كل منهما سبعة عناصر بينهما ثلاثة عناصر هى عناصر الأنتقال وبذلك أمكن مندليف أن يرتب العناصر فى جدول تقع فيه العناصر فى أدوار أفقية تبعاً لأوزانها الذرية وفى اتجاهات رأسية فوق بعضها فى مجاميع groups مع مراعاة تقسيم كل من الخانات الرأسية إلى قسمين يوضع فى كل منها العناصر التى تشبه بعضها تماماً .

وبالنظر إلى الجدول يلاحظ أنه يشمل على ثمانية مجاميع وستة أدوار وفى الوقت الذى عمل فيه مندليف جدولته ترك ثلاثة أماكن خالية فى الدور الثالث وضع فيها فيما بعد عناصر السكندسيوم (سك) والجاليوم (جا) . والجرمانيوم (جى) .

أما الدور الرابع وهو من الأدوار الطويلة مثل الدور الثالث فكان يحوى

كثيراً من الأماكن الخالية في وقت مندلف ، ولكنه أصبح تاماً الآن . وهو يبدأ بعنصر قلوئى فعال (الروبيديوم) وينتهى باليود وهو هالوجين . أما الدور الخامس فما زال به بعض النقص . وهو يحتوى كذلك على أربعة عشر عنصراً تعرف بعناصر الأراضى النادرة elements of the rare earths وهى تقع بين عنصر اللانثانوم ( ١٣٨,٩ ) وعنصر الهافنيوم ( ١٧٨,٦ ) . ويحتوى الدور السادس على العناصر ذات الأشعة الفعالة radio active elements وآخرها اليورانيوم .

اكتشف عنصر الأرجون عام ١٨٩٤ وتلى ذلك اكتشاف عناصر الغازات النادرة الأخرى وهى الكريبتون ( كت ) ، الزينون ( زن ) ، النيون ( نو ) وهى غازات غير فعالة inert gases ووجد أنها تدخل فى الترتيب الدورى بحسب أوزانها الذرية مكونة مجموعة كبيرة يشار إليها فى الجدول بالرقم (صفر) . وبدراسة الخواص الطبيعية والكيميائية للعناصر المختلفة فى الجدول يشاهد تدرج فى الخواص بين عناصر الدور الواحد وكذلك بين عناصر المجموعة الواحدة . فدرجة الانصهار مثلاً للعناصر الثمانية الأولى فى الدور الثالث هى :

العنصر أرجون بوتاسيوم كالسيوم سكندسيوم تيتان فاناديوم كروم منجنيز  
درجة الانصهار -١٨٩ ° ٦٢ ° ٨١٠ ° ١٢٠٠ ° ١٨٠٠ ° ١٧١٠ ° ١٦١٥ ° ١٢٦٠ °  
ودرجة الانصهار لعناصر مجموعة المعادن القلوية هى :

العنصر ليثيوم صوديوم بوتاسيوم روبيديوم سيزيوم  
درجة الانصهار ١٨٦ ° ٩٧,٥ ° ٦٢ ° ٣٨ ° ٢٦ °

وكذلك يشاهد التدرج فى الخواص الكيميائية فكل دور يبدأ بعنصر معدنى أنشط وينتهى بعنصر غير معدنى نشط وتقع بين هذين عناصر تتفاوت فى قربها أو بعدها عن هذين الحدين . كذلك الحال فى المجموع . فالعناصر الواقعة

في أول كل مجموعة من المجاميع الأولى أقل العناصر في خواصها المعدنية وتقل هذه الخاصية بالانتقال من أعلا إلى أسفل في المجموعة الواحدة أى تزداد الخواص المعدنية للعناصر بالتدرج . وفي المجاميع الأخيرة تقل الخواص غير المعدنية من أعلا إلى أسفل .

( ) توجد بعض عيوب في التقسيم الدورى منها اعتبار تكافؤ واحد للعنصر والتغاضى عن باقى درجات التكافؤ التى لهذا العنصر عند دراسة المجاميع المتشابهة فالنحاس مثلا أحادى التكافؤ فى بعض أملاحة ولكنه ثنائى التكافؤ فى كثير من أملاحة والفضة وهى فى نفس المجموعة دائما أحادية التكافؤ فى حين أن الذهب أحادى أو ثلاثى التكافؤ ويسلك فى الحالة الأخيرة سلوك العناصر غير المعدنية ، أى أن التقسيم الدورى يتغاضى عن بعض أنواع العلاقات الكيميائية المتباينة التى تسلكها عادة العناصر ذات التكافؤات المتعددة

( ) كان موقع الأيدروجين فى الجدول دائما موضع خلاف ، فيسلك الأيدروجين أحيانا سلوك الأصول الأحادية الموجبة مثل المعادن فيكون مركبات مع الأصول السالبة مثل الكلور ، ويسلك فى تفاعلات أخرى سلوك الهالوجينات فيكون أيدريدات Hydrides ، ولتغلب على هذه الصعوبة وضع الأيدروجين بمفرده فى الجزء العلوى من الجدول .

توجد كذلك ثلاث حالات فى الجدول يتحتم فيها وضع عنصر فى غير الموضع الذى كان الواجب وضعه فيه حسب وزنه الذرى وهذه الحالات هى الأرجون والبوتاسيوم ، الكوبلت والنيكل ، التلورىوم واليود . هذا الوضع ليس بطريق المصادفة بل يرجع إلى أسباب أمكن معرفتها بمعرفة تركيب الذرة حسب الأبحاث الحديثة فى هذا الموضوع وستأتى الإشارة إلى هذا فيما بعد .

### الفلزات واللافلزات

تنقسم العناصر إلى فلزات ولافلزات ولو أنه لا يوجد حد فاصل بين هذين القسمين :

فالفلزات أى العناصر ذات الشحنة الكهربية الموجبة هى التى يكون لها فى العادة بريق معدنى ومرونة وكثافة نوعية مرتفعة وخاصة توصيل الحرارة والكهرباء بخلاف اللافلزات ، ولكن توجد شذوذ لذلك : -

( ١ ) فان الكربون الجرافيتى واليود ذات بريق معدنى مع أنها لا فلزات  
( ب ) ليس للزئبق *bismuth* والأنتيمون *antimony* (فلزات) مرونة ما.  
( ح ) كثافة المعادن القلوية أقل من واحد ، وكثافة المغنسيوم والألومنيوم (فلزات) أقل من كثافة كثير من اللافلزات ، بينما كثافة اليود (لافلز) تساوى ٤,٩ .

( د ) يوصل الكربون الجرافيتى ( لا فلز ) الكهرباء جيداً بينما تعتبر بعض الفلزات مثل الزئبق موصلة رديئة .

تظهر الفروق بين الفلزات واللافلزات بوضوح أكثر بمقارنة خواصها الكيميائية ، فان الفلزات تكون عادة : -

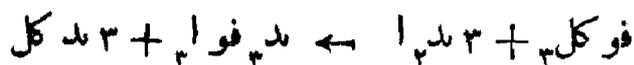
( ١ ) أكسيداً قاعدية مثل أكسيد الكالسيوم .  
( ٢ ) مركبات هالوجينية ثابتة فى المحاليل المائية مثل كلوريد البوتاسيوم ، أو تتحلل بقلية فى الماء مثل كلوريد الزئبق .  
( ٣ ) أملاحاً مركبة يكون فيها الفلز فى الشق الكاتيونى أو الأنيونى كإلى :-

[ ف ( ن د٣ ) ] كل ، بو [ ف ( ك ن ) ]

وأما اللافلزات أى العناصر ذات الشحنة الكهربية السالبة أو التى تكون فيها الشحنة الكهربية ضعيفة جداً ( الكربون ) فإنها تكون عادة : -

( ١ ) أكسيداً حامضية ( أو متعادلة ) مثل أندريد النتريك ( ن٣ ا١ )  
وأندريد الفوسفوريك ( ف٣ ا١ )

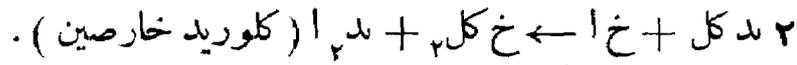
مركبات هالوجينية تتحلل كلية تقريباً بالماء مثل : -



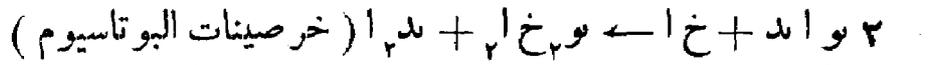
يوجد شواذ لذلك أيضاً فإن بعض الفلزات تكون أكاسيد حامضية وذلك عندما يكون تكافؤ ذراتها مرتفعاً ، فيعتبر أكسيد المنجنيز (م ا) قاعدياً بينما الأكسيد (م<sub>٢</sub> ا<sub>٧</sub>) حامضياً [م ا<sub>٤</sub>] ، ويعتبر أكسيد الكروم (ك<sub>٢</sub> ا<sub>٦</sub>) قاعدياً بينما الأكسيد (ك<sub>٢</sub> ا<sub>٣</sub>) حامضياً [م<sub>٢</sub> ك<sub>٢</sub> ا<sub>٤</sub>]

وتعمل كذلك بعض أكاسيد الفلزات ذات تكافؤ عادي كأكسيد حامضية عند معاملتها بقاعدة قوية ، مثل أكسيد الخارصين (خ ا) الذي يكون : —

(١) مع الأحماض ملحاً يكون الخارصين فيه في الشق القاعدي : —



(٢) مع القواعد ملحاً يكون الخارصين فيه في الشق الحامضي : —



ومثل أكسيد الألومنيوم الذي يكون كبريتات ألومنيوم مثلاً



تسمى الأكاسيد التي من هذا النوع أي التي تعمل كأكسيد حامضية وقاعدية

بحسب معاملتها بقاعدة أو بحامض بالأكاسيد الأمفوتيرية amphoteric

يلاحظ عموماً في مجموعة عناصر متشابهة أن الخواص الفلزية تزداد

تازدياد الوزن الذري للعناصر .

توجد معظم اللافلزات في الدورين الأولين من جدول العناصر الدوري

ويشاهد الانتقال التدريجي من الخواص اللافلزية إلى الخواص الفلزية في

المجموعة الخامسة من الجدول : —

## ن ف و ر ن ت ب ز

فان النتروجين والفسفور يعتبران من اللافلزات ، ويشبه الزرنيخ

بخواصه الطبيعية الفلزات بينما تجعله معظم مركباته (الزرنيخات ، الزرنيخيت)

ينتسب للفلزات ، وأما الأنتيمون والزرنيخات فلهما ينتسبان بخواصهما

للفلزات .

## تركيب المادة

كان الاعتقاد السائد بين العلماء في العهود الأولى ، هو انه يمكن تحويل كل المواد الى مادة واحدة تعتبر هي المصدر الذي تشتق منه هذه المواد وبالرغم من ظهور النظرية الذرية (لدالتون - Dalton ) استمرت هذه الفكرة تجد بعض الأنصار . ففي عام ١٨١٥ فرض (بروت Prout ) أن ذرات العناصر المختلفة هي تجمعات لذرة الأيدروجين وحسب هذا الفرض فإن الأوزان الذرية للعناصر يجب أن تكون أعداداً صحيحة ، باعتبار (الوزن الذري للأيدروجين = ١ ) ، غير ان تقدير الأوزان الذرية للعناصر بطرق دقيقة مضبوطة فيما بعد أثبت فساد هذا الفرض ، وباكتشاف الأليكترون ودراسة خاصية النشاط الإشعاعي radio activity أمكن الوصول الى معرفة حقيقة تركيب المادة .

تعتبر الغازات موصلات رديئة للكهرباء غير أن الحال يختلف عند مرور التيار في تركيز بسيط من جزيئات الغاز . كما يحدث عند تمرير التيار في أنابيب مفرغة تفريغاً غير تام . فإذا أخذت أنبوبة زجاجية مقفلة ووصل طرفاها بقطبين من السلك ، فعند توصيل القطبين بمصدر لتوليد الكهرباء فإن التيار الكهربائي المار خلال الأنبوبة المفرغة يأخذ شكل وهج أزرق يخرج في وضع عمودي على القطب السالب cathode ، بصرف النظر عن الوضع الذي يكون فيه القطب الموجب anode . وتعرف هذه الأشعة بأشعة القطب السالب Cathode rays وترجع هذه التسمية الى (جولدستين - Goldstein) عام ١٨٧٦ . وتتحرف هذه الأشعة في اتجاهها بتأثير المغناطيس مما يدل على أنها تحمل شحنة كهربائية . وفي عام ١٨٩٧ أشار (طومسن - Thomson) بأن أشعة القطب السالب تتكون من جزيئات particles سالبة التكهرب

تكون نتيجة انحلال جزيئات الغاز الموجود في الأنبوبة المفرغة وأطلق على هذه الجزيئات اسم اليكترون electron وجميع الاليكترونات متشابهة بصرف النظر عن نوع الغاز الذى يوجد في الأنبوبة المفرغة . وهذه الاليكترونات وجد فيما بعد أنها تنتج أيضاً من المعادن الساخنة وكذا بتأثير الأشعة فوق البنفسجية على المعادن وأيضاً في بعض التفاعلات الكيميائية . وبذا يمكن القول بأن الاليكترونات هي احدى مكونات جميع المواد .

عندما يزداد التفريغ في الأنبوبة الزجاجية التي تنتج فيها أشعة القطب السالب السالبة الذكر فأن الزجاج المقابل للقطب السالب يومض وميضاً لامعاً ويخرج منه نوع جديد من الأشعة يعرف ( بأشعة X أو أشعة رونتجن X rays or Rontgen rays ) ، وتختلف هذه الأشعة عن أشعة القطب السالب في الصفات فهي تمر خلال الزجاج ولا تنحرف في طريقها بتأثير المغناطيس ، وهي تتكون عندما تقع أشعة القطب السالب على أجسام صلبة . وتتكون أشعة X بفعل الاليكترونات على أجسام مثل الزجاج والمعادن مثل البلاطين أو اليورانيوم . . . الخ ، ولها القدرة على أختراق بعض المواد مثل الورق والخشب والألومنيوم واللحم ولكنها لا تمر خلال الرصاص والبلاطين والعظام . تتكون أشعة X من موجات كهربائية مغناطيسية في الفراغ كما في حالة الضوء العادى ولو أن طول الموجة فيها أقصر بكثير ، وهي أيضاً تعاني انعكاساً عند مرورها خلال البلورات .

### النشاط الاشعاعى

أكتشف ( هنرى بيكريل - Henri Becquerel ) في عام ١٨٩٦ أن أملاح اليورانيوم تشع نوعاً من الأشعاع يؤثر على اللوحات الفوتوغرافية البعيدة عن تأثير الضوء العادى ، ولاحظ كذلك أن الكشاف الكهربائى يفقد

شحنته الكهربية بتأثير هذه الأملاح مما يدل عن أن هذه المواد تجعل الهواء موصلًا للكهرباء . وعقب ذلك مباشرة تمكنت مدام كورى من عنصر الراديوم من الخام المعروف باسم بنشبلند pitchblende ، وهو معدن أبيض درجة أنصهاره ٧٠٠° وله نشاط أشعاعى يفوق بدرجة كبيرة جداً النشاط الأشعاعى لليورانيوم

#### طبيعة الاشعاع :

تخرج مركبات اليورانيوم والراديوم ثلاثة أنواع من الأشعة تعرف باسم أشعة ألفا alpha - rays ، أشعة بيتا beta - rays ، أشعة جاما gamma - rays وتختلف الثلاثة عن بعضها عند مرورها في مجال مغناطيسى قوى . والأشعة الأولى موجبة التكهرب تنحرف في إتجاه معين ؛ بينما الثانية سالبة التكهرب وتنحرف في الاتجاه الآخر أما الثالثة فلا تتأثر .

وأشعة ألفا ذرات من الهيليوم تخرج في خطوط مستقيمة بسرعة تختلف باختلاف العنصر الأشعاعى الذى تخرج منه ، وتبلغ السرعة في متوسطها (  $\frac{1}{3}$  سرعة الضوء ) . وتحمل كل ذرة من ذرات الهيليوم هذه شحنتين موجبتين ( أى أن كل منها فقدت شحنتين سالبتين - اليكترونين ) ، وتعرف كل منها بجزء ألفا alpha particles ؛ ويبلغ وزنها أربع أمثال وزن ذرة الأيدروجين وعند انطلاقها تخترق طريقها وسط عدد كبير من جزيئات الهواء وتقطع مسافة ٣ - ٨ سم قبل أن تفقد الحركة . وقد تمكن (سودى Soddy) من جمع غاز الهيليوم الناتج من أشعاع بعض مركبات الراديوم ووجد أنه ينتج بمعدل ( ١٥٨ ملليمتر لكل جرام راديوم فى السنة ) ،

أما أشعة بيتا beta - rays فتتكون من اليكترونات أى وحدات ذات شحنات كهربية سالبة ؛ وتنطلق بسرعة تقرب من سرعة الضوء ؛ وتبلغ كتلتها (  $\frac{1}{1837}$  كتلة ذرة الأيدروجين ) .

أما أشعة جاما gamma - rays فتشبه أشعة X والمعتمد أنها تنتج من تأثير الأليكترونات على الوسط المحيط بها .

تختلف أنواع الأشعة الثلاث في قدرتها على اختراق المواد المختلفة فلا تمر الأولى خلال الورق أو صفيحة من الومنيوم سمكها  $\frac{1}{8}$  ملليمتر ، والثانية لها قدرة إختراق أكبر فيمكنها اختراق ورقة رقيقة من الذهب ولو أنها لا تخترق صفيحة من الألومنيوم سمك سنتيمتر واحد . أما أشعة جاما فلها قدرة كبيرة على إختراق كثير من المواد مثل صفائح سميكة نوعا من المعادن وبعض المواد ذات الوزن الذرى المنخفض .

#### التحول الذرى disintegration

علل ( رذرفورد Rutherford ) فى عام ١٩٠٣ سبب إنطلاق ذرات الهيليوم أو الأليكترونات بأنه نتيجة تحول ذاتى فى ذرات اليورانيوم أو الراديوم أو المعادن الأخرى ذات النشاط الأشعاعى . وكان رذرفورد أول من أظهر أن مركبات الراديوم تنتج غاز آسمى (رادون) هو الجزء الباقى من ذرة الراديوم عند ما تفقد ذرة من الهيليوم ، ولهذا الغاز نشاط أشعاعى ويتحول ذاتيا ليعطى مادة صلبة ذات نشاط أشعاعى .

يختلف التحول الذرى الذى يحدث للعناصر ذات النشاط الأشعاعى والذى ينتج عنه تكوين ذرات عناصر جديدة ، عن التغيرات الكيميائية العادية فى أن درجة التحول الذرى لا تتأثر بظروف معينة ، فلا يمكن التحكم فى ابتداء العملية أو إنتهاؤها ولا تختلف باختلاف درجة الحرارة ، كما أنها تحدث ذاتيا أى داخل كل ذرة وليس بين ذرة وأخرى كما يحدث فى التفاعلات الكيميائية .

وبناء على نظرية التحول الذرى التى وضعها رذرفورد وسودى فإن ذرات العناصر ذات النشاط الأشعاعى تعتبر تركيب معقد غير ثابت تتحول ذاتيا . وتتوقف درجة التحول على طبيعة وخواص العنصر الذى يتحول نتيجة

انطلاق جزيئات ألفا  $\alpha$  particles أو جزيئات بيتا  $\beta$  particles مع ما ينتج عن ذلك من تكوين عنصر جديد .

## تركيب الذرة

أدى اكتشاف الأليكترون ودراسة النشاط الأشعاعي لبعض العناصر إلى معرفة تركيب الذرة فقد أوضح (ج . ج . طومسون J. J Thomson) أن الأليكترون أو ( أشعة بيتا ) وهو وحدة الكهربائية السالبة لا يختلف باختلاف العنصر الذى ينتج منه وكتلة الأليكترون صغيرة تبلغ (  $9.1 \times 10^{-31}$  ) باعتبار وزن ذرة الأوكسيجين ( ١٦ ) . أما وحدات الكهرباء الموجبة وتسمى بروتون  $\text{proton}$  فهي أثقل وزناً وهي أيضاً متشابهة مهما اختلف العنصر الذى تنتج منه ، والشحنة الكهربائية التى يحملها البروتون مساوية ومضادة لتى يحملها الأليكترون ، ويبلغ وزن البروتون (  $1.67 \times 10^{-27}$  ) باعتبار وزن ذرة الأوكسيجين ( ١٦ ) .

وفى عام ١٩١١ أشار رذرفورد إلى أن ذرة أى عنصر تتكون من نواة صغيرة وسطية موجبة التكهرب وتوجد الأليكترونات على مسافة بعيدة نسبياً فى محيطات . تحتوى النواة  $\text{nucleus}$  على جميع البروتونات أو الوحدات الموجبة التكهرب ، وهى تكون معظم كتلة الذرة فى حين أن الأليكترونات تكون الحجم الذى تشغله الذرة . لا تتأثر نواة الذرة إلا فى حالات التحول الناتج عن النشاط الأشعاعى أما التفاعلات الكيميائية فالذى يتأثر بها هو الأليكترونات الخارجية .

إذا اعتبرت نواة ذرة الأيدروجين مكونة من بروتون واحد ، فلا بد أن نوى ذرات العناصر الأخرى تتكون من خليط من البروتونات والأليكترونات . فى حالة الهيليوم لا بد أن تتكون نواة ذرته من أربعة

بروتونات لأن ذرة الهيليوم تبلغ أربعة أمثال وزن ذرة الأيدروجين ، ومن سلوك أشعة ألفا فإن نواة الهيليوم تحمل شحنتين موجبتين وعلى ذلك فلا بد أن البروتونات الأربعة التي في النواة تحمل اليكترونين حتى تصبح الشحنة الموجبة الصافية وحدتين اثنتين .

كان يعتقد في أول الأمر أن البروتونات، والأليكترونات توجد في النواة منفصلة عن بعضها . ولكن وجد ( شادويك Chadwick ) عام ١٩٣٢ أن عنصرى البريليوم والبورون عند قذفهما بجزيئات ألفا ينتج عن ذلك جزيئات particles متعادلة الشحنة لها قوة إحتراق كبيرة وتتكون كل منها من بروتون واليكترون في حالة إتحاد وثيق وتعرف هذه الجزيئات نيوترون neutrons وقد أدى هذا إلى اعتبار نواة الذرة مكون من بروتونات ونيوترونات مع نوى من الهيليوم كوحدة ثانوية ، وتتكون نواة الهيليوم من ( ٢ بروتون + ٢ نيوترون ) أو ( ٤ بروتون + ٢ اليكترون ) .

وعلى ذلك يمكن اعتبار الذرة أنها مكونة من نواة مركبة موجبة الشحنة مكونة من اليكترونات وبروتونات أو نيوترونات وبروتونات ، ويدور حولها اليكترونات بعدد الشحنات الموجبة الزائدة في النواة

#### تحويل العناصر :

يتضح مما سبق ذكره أنه يمكن تحويل العنصر الى عنصر آخر اذا أمكن تغيير كتلة نواة هذا العنصر أو تغيير شحنتها الكهربائية ، يبدو من الوجهة النظرية أنه من السهل اضافة نيوترون أو جزيء ألفا إلى نواة ذرة العنصر أو ازالتهما وبذلك تتغير كتلة النواة وينتج عنصر آخر وقد أمكن احداث هذا التحويل transmutation عملياً . وفي عام ١٩١٩ قام رذرفورد بأطلاق جزيئات الفا على النيتروجين فنتج عن ذلك أحد مشاهات الأوكسيجين الذرية ووزنه ( ١٧ ) مع انطلاق بروتون ، ويمكن بالمثل تحويل بعض العناصر

الخفيفة الأخرى بتأثير جزيئات الفا . يتحول البريليوم الى كربون مع خروج نيوترونات ، وكذلك أمكن تحويل بعض العناصر الخفيفة بقذفها بروتونات تتحرك بسرعة كبيرة ، وهذه تنتج في أنبوبة مفرغة وتحت تأثير جهد كهربى كبير وكذلك يمكن احداث التحويل بواسطة النيوترونات الناتجة من مزج مادة تنتج جزيئات الفا مثل الرادون مع البريليوم أو البورون ، تمكن ( جولوت - Joliot ) وزوجته عام ١٩٣٣ من انتاج مادة ذات نشاط اشعاعى بقذف البورون بجزيئات الفا ، وتختلف هذه المادة عن العناصر ذات النشاط الأشعاعى فى انها لا تنتج أشعة الفا أو بيتا ولكنها تنتج أى تشع ما يعرف باسم بوزيترون positrons وهى اليكترونات موجبة التكهرب .

#### العدد الذرى atomic number

عندما تقع الاليكترونات الصادرة من الكاثود وهى المعروفة ( بأشعة الكاثود ) على عناصر مختلفة ينتج عن ذلك أشعة X يختلف طول موجتها باختلاف هذه العناصر . ويمكن عند تحليل هذه الأشعة الحصول على أطياf spectra مختلفة تحتوى على خطوط يشير كل خط الى طول موجة معين . وقد لوحظ أنه توجد علاقة بسيطة بين مواضع هذه الخطوط ومواضع العناصر فى الترتيب الدورى ، وترجع هذه العلاقة الى تركيب الذرة والقاعدة فى ذلك هى أنه كلما زاد عدد البروتونات فى نواة الخلية فى عنصر ما كلما قل طول موجة أشعة X المميزة لهذا العنصر . وقد لاحظ ( موزلى - Moseley ) وجود انتظام فى مواضع خطوط طيف العناصر المتعاقبة بحيث يمكن اعطاء اعداد صحيحة لكل عنصر ، وتناسب هذه الأعداد عكسيا مع الجذر التربيعى لطول الموجة فى طيف أشعة X الخاص بالعنصر ، وتعرف هذه الأعداد بالاعداد الذرية atomic numbers ، وقد أمكن تقديرها لمعظم العناصر . فإذا بدأنا بالأيدروجين ورقم الذرى (١) فإن كل عنصر من العناصر يكون له رقم ذرى وآخر عنصر فى الجدول وهو اليورانيوم رقمه

الذرى (٩٢) مع وجود فراغين فى الجدول يشيران إلى عنصرين مجهولين أوزانها الذرية أقل من اليورانيوم ويلاحظ أنه بترتيب العناصر حسب أعدادها الذرية لا حسب أوزانها الذرية تزول الاختلافات التى كانت مشاهدة فى ترتيب بعض العناصر فى الجدول الدورى ، وهذه العناصر هى الأرجون والبوتاسيوم ، والكوبلت والنيكل ، والتلوريوم واليود .

مثل العدد الذرى للعنصر عدد الشحنات الموجبة الحرة التى فى نواة العنصر وتحدد الأعداد الذرية للعناصر خواص هذه العناصر أكثر مما تحدد الأوزان الذرية .

#### المشابهات الذرية isotopes

عندما تفقد ذرة عنصر ذو نشاط إشعاعى ذرة هيليوم فأنها تفقد بذلك شحنتين موجبتين حرتين من نواتها وعلى ذلك يقل عددها الذرى بمقدار اثنين فمثلا (الرادىوم = ٨٨ ، الرادون = ٨٦) . وإذا حدث نشاط إشعاعى بحيث ينتج عنه فقد إلكترون ، فأن شحنة موجبة فى النواة كانت مقيدة تصبح حرة وبذا يزيد العدد الذرى بمقدار واحد . يمكن من هذه الحقائق استنتاج انه توجد عناصر لها نفس العدد الذرى غير أن أوزانها الذرية مختلفة وتسمى مثل هذه العناصر بالمشابهات الذرية isotopes . وتتفق المشابهات الذرية تماما فى جميع خواصها الكيمائية ولو أنها تختلف فى أوزانها الذرية وتوجد هذه المشابهات فى العناصر العادية والعناصر ذات النشاط الإشعاعى فمثلا الكلور وزنة الذرى (٣٥,٤٥٧) وجد أنه مكون من مخلوط من مشاهين لكل منهما وزن ذرى ، فالأول (٣٥) والثانى (٣٧) وتتركب ذرة هذين المشاهين كالتالى :

كلور (٣٥) مكون من (١٧) الكترون خارجى + [ ١٧ بروتون منفصل + ١٨ بروتون والكترون متصل ]  
كلور (٣٧) مكون من (١٧) الكترون خارجى + [ ١٧ بروتون منفصل + ٢٠ بروتون والكترون متصل ]

ويلاحظ أن غاز الكلور المعروف وزنه الذرى (٣٥,٤٥٧) وهذا راجع إلى أنه يحتوى على مخلوط من المشابهين بنسبة ثابتة دائماً . ولمشابهى الكلور نفس الخواص الكيميائية ويختلفان فقط فى بعض الخواص الطبيعية ويرجع ذلك إلى أن الخواص الكيميائية تتوقف على الأليكترونات الخارجية للذرة وهى واحدة فى المشابهين .

### ترتيب الالكترونات خارج نواة الذرة

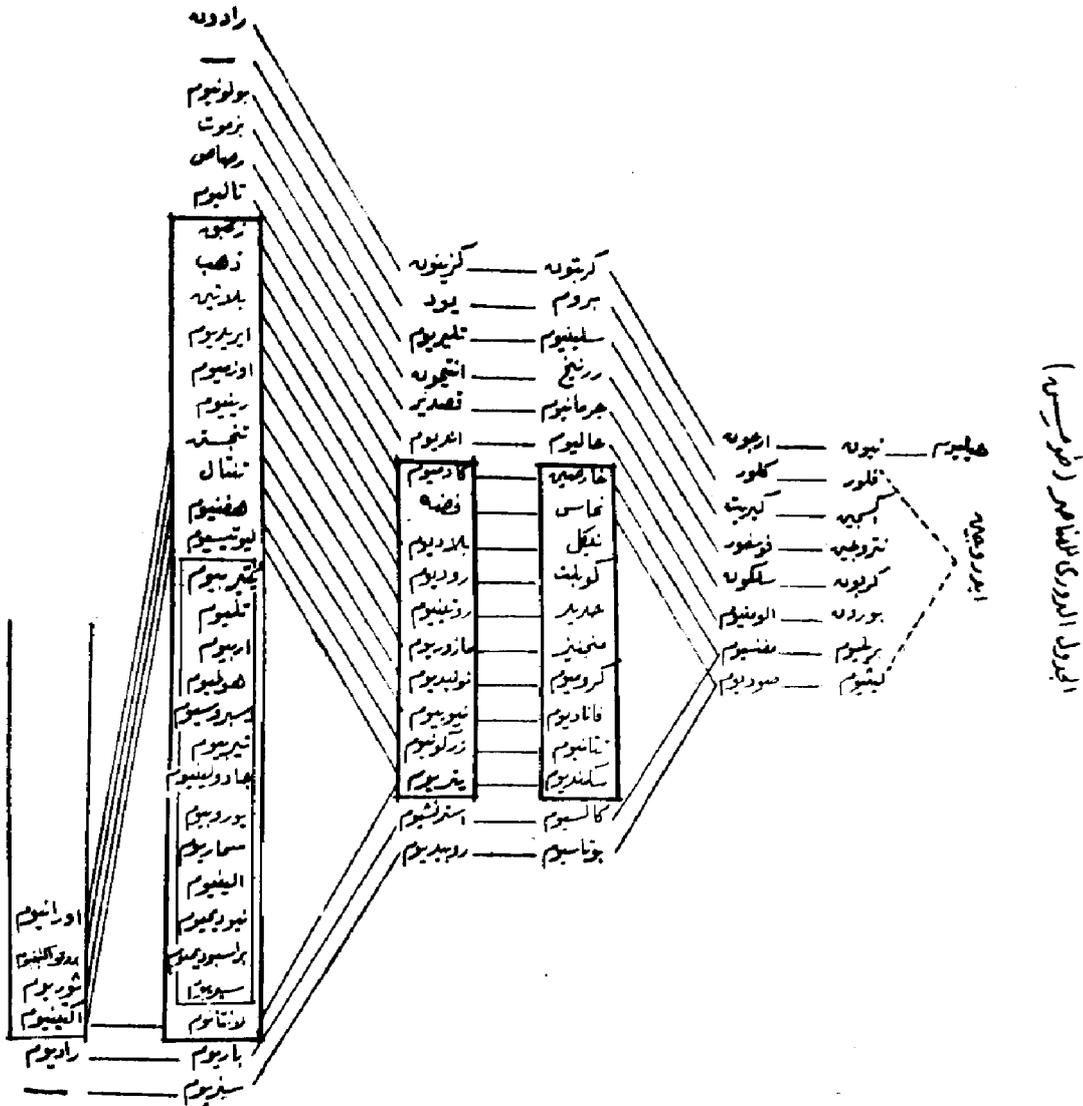
يتوقف سلوك الذرة الكيمى وكذا خواصها الطبيعية على عدد الأليكترونات الموجودة خارج النواة وعلى نظام توزيعها . وقد اختلفت الآراء فى طريقة هذا التوزيع أو الترتيب غير أن النظام المأخوذ به الآن هو الذى وضعه ( بور - Bohr ) ، وحسب هذه النظرية فإن الأليكترونات الخارجية للذرة مرتبة فى محيطات ( أو مدارات ) orbits خارج النواة ، شكلها مستدير أو بيضاوى ويزداد عدد هذه المحيطات ويتعقد كلما زاد عدد الأليكترونات . ويمكن تقسيم هذه المحيطات إلى مجاميع يشار إلى كل مجموعة بعدد يعرف بالعدد الكمى quantum number نظراً إلى أنه يشير إلى كمية معينة من الطاقة وبذا يمكن الإشارة إلى هذه المجاميع بأعداد مثل العدد الكمى ١ ، ٢ ، ٣ ، ٤ . . . الخ . ويشير العدد الكمى واحد إلى المجموعة الاقرب إلى النواة . وتقسم هذه المجاميع إلى محيطات يشار إليها بعدد معين فيكون هناك مثلاً المحيط ٤ أو ٥ . ولا يزيد أكبر عدد من الأليكترونات التى يمكن وجودها فى مجموعة من المجاميع عن الأعداد الآتية :

$$2, 2, 6, 10, 14, 18, 22, 26, 30, 34, 38, 42, 46, 50, 54, 58, 62, 66, 70, 74, 78, 82, 86, 90, 94, 98, 102, 106, 110, 114, 118, 122, 126, 130, 134, 138, 142, 146, 150, 154, 158, 162, 166, 170, 174, 178, 182, 186, 190, 194, 198, 202, 206, 210, 214, 218, 222, 226, 230, 234, 238, 242, 246, 250, 254, 258, 262, 266, 270, 274, 278, 282, 286, 290, 294, 298, 302, 306, 310, 314, 318, 322, 326, 330, 334, 338, 342, 346, 350, 354, 358, 362, 366, 370, 374, 378, 382, 386, 390, 394, 398, 402, 406, 410, 414, 418, 422, 426, 430, 434, 438, 442, 446, 450, 454, 458, 462, 466, 470, 474, 478, 482, 486, 490, 494, 498, 502, 506, 510, 514, 518, 522, 526, 530, 534, 538, 542, 546, 550, 554, 558, 562, 566, 570, 574, 578, 582, 586, 590, 594, 598, 602, 606, 610, 614, 618, 622, 626, 630, 634, 638, 642, 646, 650, 654, 658, 662, 666, 670, 674, 678, 682, 686, 690, 694, 698, 702, 706, 710, 714, 718, 722, 726, 730, 734, 738, 742, 746, 750, 754, 758, 762, 766, 770, 774, 778, 782, 786, 790, 794, 798, 802, 806, 810, 814, 818, 822, 826, 830, 834, 838, 842, 846, 850, 854, 858, 862, 866, 870, 874, 878, 882, 886, 890, 894, 898, 902, 906, 910, 914, 918, 922, 926, 930, 934, 938, 942, 946, 950, 954, 958, 962, 966, 970, 974, 978, 982, 986, 990, 994, 998, 1002, 1006, 1010, 1014, 1018, 1022, 1026, 1030, 1034, 1038, 1042, 1046, 1050, 1054, 1058, 1062, 1066, 1070, 1074, 1078, 1082, 1086, 1090, 1094, 1098, 1102, 1106, 1110, 1114, 1118, 1122, 1126, 1130, 1134, 1138, 1142, 1146, 1150, 1154, 1158, 1162, 1166, 1170, 1174, 1178, 1182, 1186, 1190, 1194, 1198, 1202, 1206, 1210, 1214, 1218, 1222, 1226, 1230, 1234, 1238, 1242, 1246, 1250, 1254, 1258, 1262, 1266, 1270, 1274, 1278, 1282, 1286, 1290, 1294, 1298, 1302, 1306, 1310, 1314, 1318, 1322, 1326, 1330, 1334, 1338, 1342, 1346, 1350, 1354, 1358, 1362, 1366, 1370, 1374, 1378, 1382, 1386, 1390, 1394, 1398, 1402, 1406, 1410, 1414, 1418, 1422, 1426, 1430, 1434, 1438, 1442, 1446, 1450, 1454, 1458, 1462, 1466, 1470, 1474, 1478, 1482, 1486, 1490, 1494, 1498, 1502, 1506, 1510, 1514, 1518, 1522, 1526, 1530, 1534, 1538, 1542, 1546, 1550, 1554, 1558, 1562, 1566, 1570, 1574, 1578, 1582, 1586, 1590, 1594, 1598, 1602, 1606, 1610, 1614, 1618, 1622, 1626, 1630, 1634, 1638, 1642, 1646, 1650, 1654, 1658, 1662, 1666, 1670, 1674, 1678, 1682, 1686, 1690, 1694, 1698, 1702, 1706, 1710, 1714, 1718, 1722, 1726, 1730, 1734, 1738, 1742, 1746, 1750, 1754, 1758, 1762, 1766, 1770, 1774, 1778, 1782, 1786, 1790, 1794, 1798, 1802, 1806, 1810, 1814, 1818, 1822, 1826, 1830, 1834, 1838, 1842, 1846, 1850, 1854, 1858, 1862, 1866, 1870, 1874, 1878, 1882, 1886, 1890, 1894, 1898, 1902, 1906, 1910, 1914, 1918, 1922, 1926, 1930, 1934, 1938, 1942, 1946, 1950, 1954, 1958, 1962, 1966, 1970, 1974, 1978, 1982, 1986, 1990, 1994, 1998, 2002, 2006, 2010, 2014, 2018, 2022, 2026, 2030, 2034, 2038, 2042, 2046, 2050, 2054, 2058, 2062, 2066, 2070, 2074, 2078, 2082, 2086, 2090, 2094, 2098, 2102, 2106, 2110, 2114, 2118, 2122, 2126, 2130, 2134, 2138, 2142, 2146, 2150, 2154, 2158, 2162, 2166, 2170, 2174, 2178, 2182, 2186, 2190, 2194, 2198, 2202, 2206, 2210, 2214, 2218, 2222, 2226, 2230, 2234, 2238, 2242, 2246, 2250, 2254, 2258, 2262, 2266, 2270, 2274, 2278, 2282, 2286, 2290, 2294, 2298, 2302, 2306, 2310, 2314, 2318, 2322, 2326, 2330, 2334, 2338, 2342, 2346, 2350, 2354, 2358, 2362, 2366, 2370, 2374, 2378, 2382, 2386, 2390, 2394, 2398, 2402, 2406, 2410, 2414, 2418, 2422, 2426, 2430, 2434, 2438, 2442, 2446, 2450, 2454, 2458, 2462, 2466, 2470, 2474, 2478, 2482, 2486, 2490, 2494, 2498, 2502, 2506, 2510, 2514, 2518, 2522, 2526, 2530, 2534, 2538, 2542, 2546, 2550, 2554, 2558, 2562, 2566, 2570, 2574, 2578, 2582, 2586, 2590, 2594, 2598, 2602, 2606, 2610, 2614, 2618, 2622, 2626, 2630, 2634, 2638, 2642, 2646, 2650, 2654, 2658, 2662, 2666, 2670, 2674, 2678, 2682, 2686, 2690, 2694, 2698, 2702, 2706, 2710, 2714, 2718, 2722, 2726, 2730, 2734, 2738, 2742, 2746, 2750, 2754, 2758, 2762, 2766, 2770, 2774, 2778, 2782, 2786, 2790, 2794, 2798, 2802, 2806, 2810, 2814, 2818, 2822, 2826, 2830, 2834, 2838, 2842, 2846, 2850, 2854, 2858, 2862, 2866, 2870, 2874, 2878, 2882, 2886, 2890, 2894, 2898, 2902, 2906, 2910, 2914, 2918, 2922, 2926, 2930, 2934, 2938, 2942, 2946, 2950, 2954, 2958, 2962, 2966, 2970, 2974, 2978, 2982, 2986, 2990, 2994, 2998, 3002, 3006, 3010, 3014, 3018, 3022, 3026, 3030, 3034, 3038, 3042, 3046, 3050, 3054, 3058, 3062, 3066, 3070, 3074, 3078, 3082, 3086, 3090, 3094, 3098, 3102, 3106, 3110, 3114, 3118, 3122, 3126, 3130, 3134, 3138, 3142, 3146, 3150, 3154, 3158, 3162, 3166, 3170, 3174, 3178, 3182, 3186, 3190, 3194, 3198, 3202, 3206, 3210, 3214, 3218, 3222, 3226, 3230, 3234, 3238, 3242, 3246, 3250, 3254, 3258, 3262, 3266, 3270, 3274, 3278, 3282, 3286, 3290, 3294, 3298, 3302, 3306, 3310, 3314, 3318, 3322, 3326, 3330, 3334, 3338, 3342, 3346, 3350, 3354, 3358, 3362, 3366, 3370, 3374, 3378, 3382, 3386, 3390, 3394, 3398, 3402, 3406, 3410, 3414, 3418, 3422, 3426, 3430, 3434, 3438, 3442, 3446, 3450, 3454, 3458, 3462, 3466, 3470, 3474, 3478, 3482, 3486, 3490, 3494, 3498, 3502, 3506, 3510, 3514, 3518, 3522, 3526, 3530, 3534, 3538, 3542, 3546, 3550, 3554, 3558, 3562, 3566, 3570, 3574, 3578, 3582, 3586, 3590, 3594, 3598, 3602, 3606, 3610, 3614, 3618, 3622, 3626, 3630, 3634, 3638, 3642, 3646, 3650, 3654, 3658, 3662, 3666, 3670, 3674, 3678, 3682, 3686, 3690, 3694, 3698, 3702, 3706, 3710, 3714, 3718, 3722, 3726, 3730, 3734, 3738, 3742, 3746, 3750, 3754, 3758, 3762, 3766, 3770, 3774, 3778, 3782, 3786, 3790, 3794, 3798, 3802, 3806, 3810, 3814, 3818, 3822, 3826, 3830, 3834, 3838, 3842, 3846, 3850, 3854, 3858, 3862, 3866, 3870, 3874, 3878, 3882, 3886, 3890, 3894, 3898, 3902, 3906, 3910, 3914, 3918, 3922, 3926, 3930, 3934, 3938, 3942, 3946, 3950, 3954, 3958, 3962, 3966, 3970, 3974, 3978, 3982, 3986, 3990, 3994, 3998, 4002, 4006, 4010, 4014, 4018, 4022, 4026, 4030, 4034, 4038, 4042, 4046, 4050, 4054, 4058, 4062, 4066, 4070, 4074, 4078, 4082, 4086, 4090, 4094, 4098, 4102, 4106, 4110, 4114, 4118, 4122, 4126, 4130, 4134, 4138, 4142, 4146, 4150, 4154, 4158, 4162, 4166, 4170, 4174, 4178, 4182, 4186, 4190, 4194, 4198, 4202, 4206, 4210, 4214, 4218, 4222, 4226, 4230, 4234, 4238, 4242, 4246, 4250, 4254, 4258, 4262, 4266, 4270, 4274, 4278, 4282, 4286, 4290, 4294, 4298, 4302, 4306, 4310, 4314, 4318, 4322, 4326, 4330, 4334, 4338, 4342, 4346, 4350, 4354, 4358, 4362, 4366, 4370, 4374, 4378, 4382, 4386, 4390, 4394, 4398, 4402, 4406, 4410, 4414, 4418, 4422, 4426, 4430, 4434, 4438, 4442, 4446, 4450, 4454, 4458, 4462, 4466, 4470, 4474, 4478, 4482, 4486, 4490, 4494, 4498, 4502, 4506, 4510, 4514, 4518, 4522, 4526, 4530, 4534, 4538, 4542, 4546, 4550, 4554, 4558, 4562, 4566, 4570, 4574, 4578, 4582, 4586, 4590, 4594, 4598, 4602, 4606, 4610, 4614, 4618, 4622, 4626, 4630, 4634, 4638, 4642, 4646, 4650, 4654, 4658, 4662, 4666, 4670, 4674, 4678, 4682, 4686, 4690, 4694, 4698, 4702, 4706, 4710, 4714, 4718, 4722, 4726, 4730, 4734, 4738, 4742, 4746, 4750, 4754, 4758, 4762, 4766, 4770, 4774, 4778, 4782, 4786, 4790, 4794, 4798, 4802, 4806, 4810, 4814, 4818, 4822, 4826, 4830, 4834, 4838, 4842, 4846, 4850, 4854, 4858, 4862, 4866, 4870, 4874, 4878, 4882, 4886, 4890, 4894, 4898, 4902, 4906, 4910, 4914, 4918, 4922, 4926, 4930, 4934, 4938, 4942, 4946, 4950, 4954, 4958, 4962, 4966, 4970, 4974, 4978, 4982, 4986, 4990, 4994, 4998, 5002, 5006, 5010, 5014, 5018, 5022, 5026, 5030, 5034, 5038, 5042, 5046, 5050, 5054, 5058, 5062, 5066, 5070, 5074, 5078, 5082, 5086, 5090, 5094, 5098, 5102, 5106, 5110, 5114, 5118, 5122, 5126, 5130, 5134, 5138, 5142, 5146, 5150, 5154, 5158, 5162, 5166, 5170, 5174, 5178, 5182, 5186, 5190, 5194, 5198, 5202, 5206, 5210, 5214, 5218, 5222, 5226, 5230, 5234, 5238, 5242, 5246, 5250, 5254, 5258, 5262, 5266, 5270, 5274, 5278, 5282, 5286, 5290, 5294, 5298, 5302, 5306, 5310, 5314, 5318, 5322, 5326, 5330, 5334, 5338, 5342, 5346, 5350, 5354, 5358, 5362, 5366, 5370, 5374, 5378, 5382, 5386, 5390, 5394, 5398, 5402, 5406, 5410, 5414, 5418, 5422, 5426, 5430, 5434, 5438, 5442, 5446, 5450, 5454, 5458, 5462, 5466, 5470, 5474, 5478, 5482, 5486, 5490, 5494, 5498, 5502, 5506, 5510, 5514, 5518, 5522, 5526, 5530, 5534, 5538, 5542, 5546, 5550, 5554, 5558, 5562, 5566, 5570, 5574, 5578, 5582, 5586, 5590, 5594, 5598, 5602, 5606, 5610, 5614, 5618, 5622, 5626, 5630, 5634, 5638, 5642, 5646, 5650, 5654, 5658, 5662, 5666, 5670, 5674, 5678, 5682, 5686, 5690, 5694, 5698, 5702, 5706, 5710, 5714, 5718, 5722, 5726, 5730, 5734, 5738, 5742, 5746, 5750, 5754, 5758, 5762, 5766, 5770, 5774, 5778, 5782, 5786, 5790, 5794, 5798, 5802, 5806, 5810, 5814, 5818, 5822, 5826, 5830, 5834, 5838, 5842, 5846, 5850, 5854, 5858, 5862, 5866, 5870, 5874, 5878, 5882, 5886, 5890, 5894, 5898, 5902, 5906, 5910, 5914, 5918, 5922, 5926, 5930, 5934, 5938, 5942, 5946, 5950, 5954, 5958, 5962, 5966, 5970, 5974, 5978, 5982, 5986, 5990, 5994, 5998, 6002, 6006, 6010, 6014, 6018, 6022, 6026, 6030, 6034, 6038, 6042, 6046, 6050, 6054, 6058, 6062, 6066, 6070, 6074, 6078, 6082, 6086, 6090, 6094, 6098, 6102, 6106, 6110, 6114, 6118, 6122, 6126, 6130, 6134, 6138, 6142, 6146, 6150, 6154, 6158, 6162, 6166, 6170, 6174, 6178, 6182, 6186, 6190, 6194, 6198, 6202, 6206, 6210, 6214, 6218, 6222, 6226, 6230, 6234, 6238, 6242, 6246, 6250, 6254, 6258, 6262, 6266, 6270, 6274, 6278, 6282, 6286, 6290, 6294, 6298, 6302, 6306, 6310, 6314, 6318, 6322, 6326, 6330, 6334, 6338, 6342, 6346, 6350, 6354, 6358, 6362, 6366, 6370, 6374, 6378, 6382, 6386, 6390, 6394, 6398, 6402, 6406, 6410, 6414, 6418, 6422, 6426, 6430, 6434, 6438, 6442, 6446, 6450, 6454, 6458, 6462, 6466, 6470, 6474, 6478, 6482, 6486, 6490, 6494, 6498, 6502, 6506, 6510, 6514, 6518, 6522, 6526, 6530, 6534, 6538, 6542, 6546, 6550, 6554, 6558, 6562, 6566, 6570, 6574, 6578, 6582, 6586, 6590, 6594, 6598, 6602, 6606, 6610, 6614, 6618, 6622, 6626, 6630, 6634, 6638, 6642, 6646, 6650, 6654, 6658, 6662, 6666, 6670, 6674, 6678, 6682, 6686, 6690, 6694, 6698, 6702, 6706, 6710, 6714, 6718, 6722, 6726, 6730, 6734, 6738, 6742, 6746, 6750, 6754, 6758, 6762, 6766, 6770, 6774, 6778, 6782, 6786, 6790, 6794, 6798, 6802, 6806, 6810, 6814, 6818, 6822, 6826, 6830, 6834, 6838, 6842, 6846, 6850, 6854, 6858, 6862, 6866, 6870, 6874, 6878, 6882, 6886, 6890, 6894, 6898, 6902, 6906, 6910, 6914, 6918, 6922, 6926, 6930, 6934, 6938, 6942, 6946, 6950, 6954, 6958, 6962, 6966, 6970, 6974, 6978, 6982, 6986, 6990, 6994, 6998, 7002, 7006, 7010, 7014, 7018, 7022, 7026, 7030, 7034, 7038, 7042, 7046, 7050, 7054, 7058, 7062, 7066, 7070, 7074, 7078, 7082, 7086, 7090, 7094, 7098, 7102, 7106, 7110, 7114, 7118, 7122, 7126, 7130, 7134, 7138, 7142, 7146, 7150, 7154, 7158, 7162, 7166, 7170, 7174, 7178, 7182, 7186, 7190, 7194, 7198, 7202, 7206, 7210, 7214, 7218, 7222, 7226, 7230, 7234, 7238, 7242, 7246, 7250, 7254, 7258, 7262, 7266, 7270, 7274, 7278, 7282, 7286, 7290, 7294, 7298, 7302, 7306, 7310, 7314, 7318, 7322, 7326, 7330, 7334, 7338, 7342, 7346, 7350, 7354, 7358, 7362, 7366, 7370, 7374, 7378, 7382, 7386, 7390, 7394, 7398, 7402, 7406, 7410, 7414, 7418, 7422, 7426, 7430, 7434, 7438, 7442, 7446, 7450, 7454, 7458, 7462, 7466, 7470, 7474, 7478, 7482, 7486, 7490, 7494, 7498, 7502, 7506, 7510, 7514, 7518, 7522, 7526, 7530, 7534, 7538, 7542, 7546, 7550, 7554, 7558, 7562, 7566, 7570, 7574, 7578, 7582, 7586, 7590, 7594, 7598, 7602, 7606, 7610, 7614, 7618, 7622, 7626, 7630, 7634, 7638, 7642, 7646, 7650, 7654, 7658, 7662, 7666, 7670, 7674, 7678, 7682, 7686, 7690, 7694, 7698, 7702, 7706, 7710, 7714, 7718, 7722, 7726, 7730, 7734, 7738, 7742, 7746, 7750, 7754, 7758, 7762, 7766, 7770, 7774, 7778, 7782, 7786, 7790, 7794, 7798, 7802, 7806, 7810, 7814, 7818, 7822, 7826, 7830, 7834, 7838, 7842, 7846, 7850, 7854, 7858, 7862, 7866, 7870, 7874, 7878, 7882, 7886, 7890, 7894, 7898, 7902, 7906, 7910, 7914, 7918, 7922, 7926, 7930, 7934, 7938, 7942, 7946, 7950, 7954, 7958, 7962, 7966, 7970, 7974, 7978, 7982, 7986, 7990, 7994, 7998, 8002, 8006, 8010, 8014, 8018, 8022, 8026, 8030, 8034, 8038, 8042, 8046, 8050, 8054, 8058, 8062, 8066,$$

من ثمانية عشر اليكترونا . ويمكن إذا راعينا هذه القواعد ، ترتيب العناصر في مجاميع كالآتي :

عدد الأليكترونات في محيطات العدد الكمي	العدد الذري لآخر عنصر	آخر عنصر في المجموعة	رقم المجموعة
٦ ٥ ٤ ٣ ٢ ١			
	٢	هيليوم	١
	١٠	نيون	٢
	١٨	أرجون	٣
	٣٦	كريبتون	٤
	٥٤	زينون	٥
	٨٦	رادون	٦

ويلاحظ في هذا الجدول أن المحيط الخارجي يحتوى على ثمانية اليكترونات وهو نظام ثابت يعرف باسم الثماني octet وهو يوجد في حالة جميع الغازات غير الفعالة ما عدا الهيليوم واليه يرجع السلوك الكيمياءى لهذه الغازات إذا رتبنا العناصر المختلفة ترتيباً جديداً مختلفاً عن ترتيب مندلف وذلك بوضعها في أعمدة بحيث تتعاقب العناصر حسب أعدادها الذرية مع ترك فراغات للعناصر التي لم تكتشف بعد ، بحيث يكون في نهاية كل عامود غاز من الغازات غير الفعالة فأنتنا نحصل على الجدول المبين ( بالشكل ) .  
يحتوى العامود الأول على عنصرين ، والعامود الثاني والثالث كل على ثمانية عناصر ، والعامودين الرابع والخامس كل على ثمانية عشر عنصراً ، والعامود السادس على اثنين وثلاثين عنصراً ، أما العامود السابع فغير تام .



ويمكن التعبير عن الأعداد التي تمثل العناصر في الأعمدة المختلفة بالطريقة الرياضية:  $(2 \times 2)$ ،  $(2 \times 2)$

وتحدث عناصر الغازات غير الفعالة، حسب هذا الترتيب الجديد، بصفة منتظمة. وأما العناصر الأخرى فتتصل مع بعضها بخطوط بحيث أن كل عنصرين متشابهين في الخواص يربطهما خط. ولا شك في أن هذا الجدول يطابق الحقائق أكثر من جدول مندليف وهو مبني على أساس ترتيب العناصر حسب ترتيب الأليكترونات الخارجية.

فالمجموعة الأولى تحتوى على عنصرين الأيدروجين والهيليوم ، يميل الأيدروجين إلى فقد الأليكترون الوحيد الذى بذرتة وبذا يصبح أيون أيدروجين أو يكتسب اليكترون آخر ويصبح أيدريد hydride ، أما الهيليوم فهو غير فعال . فالمجموعة الأولى مكتملة تحوى اليكترونين وثابتة . وعند إضافة اليكترون ثالث كما فى حالة الليثيوم يدخل هذا الأليكترون الجديد فى غلاف shell جديد أو مجموعة اليكترونات جديدة هى المجموعة ( ٢ ) ثم يزيد عدد الأليكترونات فى هذه المجموعة الجديدة إلى أن يصل عددها ثمانية أليكترونات فيحصل الترتيب الثابت لعنصر الليثيوم ، ثم تبدأ مجموعة جديدة من الأليكترونات هى المجموعة ( ٣ ) وتبدأ بالصوديوم وعدده الذرى  $11 ( 2 + 8 + 1 )$  ويليه المغنسيوم  $12 ( 2 + 8 + 2 )$  إلى أن نصل إلى آخر المجموعة وهو الأرجون  $18 ( 2 + 8 + 8 )$  . وتأتى بعد الأرجون بمجموعة طويلة long period أولها البوتاسيوم  $19 ( 2 + 8 + 8 + 1 )$  ويليه الكالسيوم  $20 ( 2 + 8 + 8 + 2 )$  ثم السكندسيوم  $21 ( 2 + 8 + 9 + 3 )$  فهنا يوجد نوع جديد من العناصر مكون من مجموعة المحيطات رقم ٣ يزيد فيها عدد الأليكترونات عن ثمانية ثم يأخذ عدد الأليكترونات فى الزيادة من عنصر إلى عنصر حتى يكتمل إلى ١٨ أليكترون ويكون ذلك عند معدن الحارصين  $30 ( 2 + 8 + 18 + 2 )$  ثم تبدأ الأضافة إلى مجموعة المحيطات رقم ٤ فالجاليوم  $31 ( 2 + 8 + 18 + 3 )$  إلى آخر المجموعة وهو الكريبتون  $36 ( 2 + 8 + 18 + 8 )$  ويلى ذلك المجموعة التى تبدأ بالروبيديوم  $37 ( 2 + 8 + 18 + 8 + 1 )$  وتنتهى بالزينون  $54 ( 2 + 8 + 18 + 8 + 8 )$

وتبين الجداول الآتية كيفية ترتيب الأليكترونات فى المحيطات المختلفة لجميع العناصر المعروفة .

ترتيب الالكترونات الخارجية للعناصر

عدد الالكترونات في المحيطات						العدد الذري	العنصر												
١٧	٣	٦	٦	١٦	٣	٥	١٥	٤	٣	٤	١٤	٣	٣	٣	٢	٢	١١		
																	١	ايدروجين	
																	٢	هيليوم	
														١	٢		٣	ليثيوم	
														٢	٢		٤	بريليوم	
														١	٢		٥	بورون	
														٢	٢		٦	كربون	
														٣	٢		٧	نتروجين	
														٤	٢		٨	أكسجين	
														٥	٢		٩	فلور	
														٦	٢		١٠	نيون	
															١	٦	٢	١١	صوديوم
															٢	٦	٢	١٢	مغنسيوم
														١	٢	٦	٢	١٣	الومنيوم
														٢	٢	٦	٢	١٤	سليكون
														٣	٢	٦	٢	١٥	فوسفور
														٤	٢	٦	٢	١٦	كبريت
														٥	٣	٦	٢	١٧	كلور
														٦	٢	٦	٢	١٨	أرجون
														١	٠	٦	٢	١٩	بوتاسيوم
														٢	٠	٦	٢	٢٠	كالسيوم
														٢	١	٦	٢	٢١	سكندسيوم
														٢	٢	٦	٢	٢٢	تتانيوم
														٢	٣	٦	٢	٢٣	فاناديوم
														١	٥	٦	٢	٢٤	كروميوم

ترتيب الالكترونات الخارجية للعناصر

عدد الالكترونات في المحيطات										العدد	العنصر								
١٧	٢٦	٢٦	٦	٢٥	٢٥	١٥	٤	٤	٤	٤	٣	٣	٣	٢	٢	٢	١	الذرى	
																		٢٥	منجنيز
																		٢٦	حديد
																		٢٧	كوبلت
																		٢٨	نيكل
																		٢٩	نحاس
																		٣٠	خارصين
																		٣١	جاليوم
																		٣٢	جرمانيوم
																		٣٣	زرنخ
																		٣٤	سليسيوم
																		٣٥	بروم
																		٣٦	كريبتون
																		٣٧	روبيديوم
																		٣٨	استرنتسيوم
																		٣٩	يتريوم
																		٤٠	زركونيوم
																		٤١	نيوبيوم
																		٤٢	موليبدينوم
																		٤٣	مازوريوم
																		٤٤	روتينيوم
																		٤٥	روديوم
																		٤٦	بلاديوم
																		٤٧	فضة

ترتيب الالكترونات الخارجية للعناصر

عدد الالكترونات في المحيطات										العدد	العنصر		
١٧	١٦	١٥	١٤	١٣	١٢	١١	١٠	٩	٨	٧	الذري		
		٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٤٨	كدميوم
		١٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٤٩	انديوم
		١٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٥٠	قصدير
		٢٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٥١	اتيمون
		٤٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٥٢	تليريوم
		٥٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٥٣	يود
		٦٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٥٤	زينون
١		٦٢	٠	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٥٥	سيزيوم
٢		٦٢	٠	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٥٦	باريوم
٢	١	٦٢	٠	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٥٧	لانثانوم
٢	١	٦٢	١	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٥٨	سبريوم
٢	١	٦٢	٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٥٩	براسيوديميوم
٢	١	٦٢	٣	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦٠	نيوديميوم
٢	١	٦٢	٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦١	ايلينيوم
٢	١	٦٢	٥	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦٢	سماريوم
٢	١	٦٢	٦	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦٣	يوروبيوم
٢	١	٦٢	٧	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦٤	جادولينيوم
٢	١	٦٢	٨	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦٥	تيريوم
٢	١	٦٢	٩	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦٦	ديسبروسيوم
٢	١	٦٢	١٠	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦٧	هولميوم
٢	١	٦٢	١١	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦٨	أربيوم
٢	١	٦٢	١٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٦٩	ثوليوم
٢	١	٦٢	١٣	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٧٠	يتيريوم
٢	١	٦٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٧١	لوتيسيوم

ترتيب الالكترونات الخارجية للعناصر

عدد الالكترونات في المحيطات										العدد الذري	العنصر							
١	١	١	٢	٢	٢	٢	٢	٢	٢	٢								
			٢	٣	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٧٢	هافنيوم
			٢	٤	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٧٣	تنغالوم
			٢	٥	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٧٤	تنجستين
			٢	٦	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٧٥	رينيوم
			٢	٧	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٧٦	أوسميوم
			٢	٨	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٧٧	ايريديوم
			٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٧٨	بلاتين
		١	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٢	٧٩	ذهب
			٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٨٠	زئبق
		١	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٨١	ثاليوم
		٢	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٨٢	رصاص
		٣	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٨٣	بزموت
		٤	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٨٤	بولونيوم
		٥	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٨٥	-
		٦	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٦	٢	٢	٨٦	رادون
		١	٦	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٨٧	-
		٢	٦	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٦	٢	٢	٨٨	راديوم
		٢	١	٦	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٢	٨٩	اكتينيوم
		١	٣	٦	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٢	٩٠	ثوريوم
		١	٤	٦	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٢	٩١	بروتو اكتينيوم
		١	٥	٦	٢	١٠	٦	٢	١٤	١٠	٦	٢	١٠	٦	٢	٢	٩٢	يورانيوم

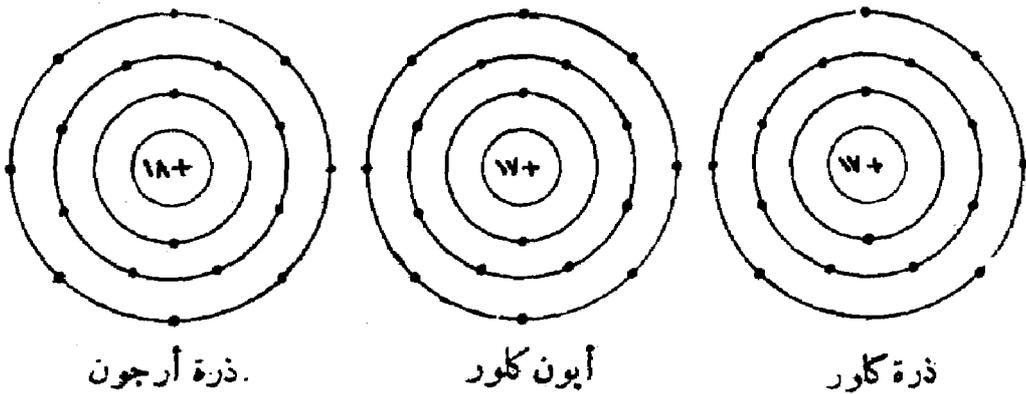
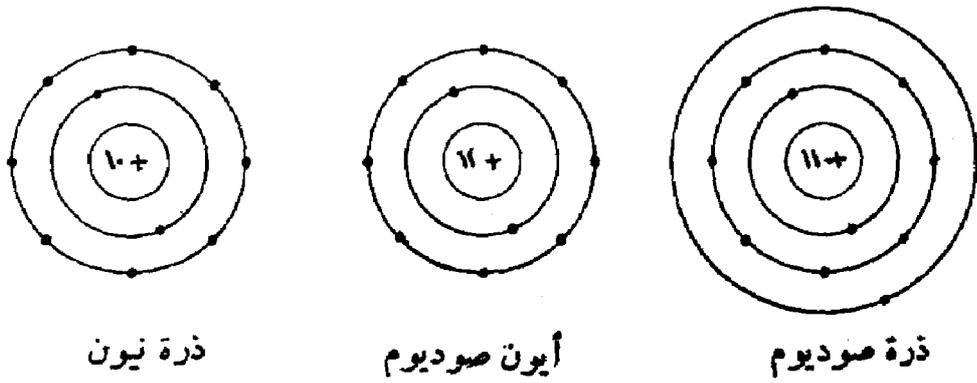
يلاحظ أن العناصر التي تنتمي إلى مجموعة واحدة في الترتيب الدوري لها تركيب مماثل من حيث الغلاف الخارجى أو المحيط الخارجى . فيوجد فى الغازات غير الفعالة فى جميع الحالات ، ما عدا الهيليوم ، غلاف خارجى مكون من ثمانية اليكترونات ، ومثل هذه العناصر غير فعال كيميائيا ، وتحتوى جميع عناصر مجموعة الفلزات القلوية ( الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم ) على أليكترون واحد فى المحيط الخارجى الأخير ، وتحتوى على ثمانية اليكترونات فى المحيط الذى قبله ( ما عدا الليثيوم ) وكذلك تحتوى عناصر المجموعة المكونة من البريليوم والمغنسيوم والكالسيوم والأسترنشيوم والباريوم والراديوم على اليكترونين فى المحيط الخارجى الأخير وثمانية فى المحيط الذى قبله ( ما عدا البريليوم ) .

وتحتوى عناصر مجموعة الهالوجينات على سبعة اليكترونات فى المحيط الخارجى الأخير ، ومجموعة الأكسجين تحتوى على ستة . أما العناصر مثل لنحاس والفضة والذهب التي تشبه قليلا الفلزات القلوية ( مثل التكافؤ الأحادى ) فأنها تحتوى على اليكترون واحد فى المحيط الخارجى الأخير غير أنها تحتوى على ثمانية عشر اليكترون فى المحيط الذى قبله .

### التكافؤ والتركيب الأليكترونى

سبق الإشارة إلى أن ترتيب الأليكترونات فى حالة الغازات غير الفعالة يؤدى إلى حالة الثبات stability التي عليها هذه الغازات . فى حالة الهيليوم يوجد اليكترونان فى المحيط الخارجى . فإذا اعتبر الاتحاد الكيميائى أنه نتيجة إنتقال بعض الأليكترونات من ذرة إلى أخرى أو نتيجة إعادة ترتيب وضع الأليكترونات بين هذه الذرات بحيث ينتج عن ذلك نظام يشبه النظام الثابت لموجود فى حالة الغازات غير الفعالة ، فمن الواضح أن الأليكترونات التي توجد فى المحيط الخارجى الأخير هي التي تقوم بهذا العمل وتسمى هذه

الأيلكترونات باليكترونات التكافؤ valency electrons . وعلى ذلك يمكن تعريف التكافؤ بأنه عدد الأليكترونات التي يجب أن تأخذها الذرة أو تفقدها حتى ينشأ عن ذلك ترتيب يكون فيه المحيط الخارجى الأخير محتويا على ثمانية أليكترونات أو تصبح مماثلة فى التركيب إلى أقرب غاز غير فعال . فمثلا تحتوى ذرة الصوديوم على اليكترون واحد فى المحيط الخارجى الأخير ، فإذا فقدت هذا الأليكترون ينتج عن ذلك أيون ion موجب الشحنة يحتوى على اليكترونات خارجة موزعة كما فى حالة ذرة غاز النيون وتحتوى ذرة الكلور على سبعة أليكترونات فى المحيط الخارجى الأخير وبذا يمكن أن يضاف اليكترون واحد إلى هذا المحيط ليصبح عدد الأليكترونات فيه ثمانية وينتج عن ذلك أيون سالب التكهرب هو أيون الكلور وفيه الأليكترونات الخارجة موزعة كما فى حالة ذرة غاز الأرجون .



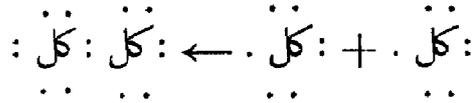
ويحدث الاتحاد بين ذرة الصوديوم وذرة الكلور بانتقال اليكترون من ذرة الصوديوم إلى ذرة الكلور . وبذا تصبح ذرة الصوديوم أيون موجب وذرة الكلور أيون سالب ويحدث الاتحاد بينهما نتيجة تجاذب كهربائي ، ويكون في هذا التفاعل تكافؤ ذرات الصوديوم والكلور أحادي والصوديوم موجب التكهرب والكلور سالب التكهرب . وعند أذابة كلوريد الصوديوم في الماء تنفصل أيونات الصوديوم وأيونات الكلور في الماء . وبطريقة مشابهة تفقد ذرة الكالسيوم اليكترونين موجودين في المحيط الخارجى الأخير ويكون تكافؤها ثنائى وموجب في حين تحتوى ذرة الاكسيجين على ستة أليكترونات في المحيط الخارجى الاخير فتأخذ أليكترونين لتكمل ثمانية اليكترونات octet ، وعلى ذلك فالاكسيجين ثنائى التكافؤ . ويسمى هذا النوع من التكافؤ الذى يظهر بانتقال اليكترونات بالتكافؤ الكهربائى electrovalency وتعرف المركبات الناتجة في هذه الحالة بالمركبات ذات التكافؤ الكهربائى electrovalent compounds . وبما يلاحظ أن هذه الظاهرة ليست مضطردة ، فالأليكترونات في المحيط ( الغلاف ) الخارجى الاخير معرضة لقوة جذب من الشحنة الموجبة التى في نواة الذرة ، وتتوقف سهولة انفصال الأليكترونات على بعدها من النواة . فيوجد اليكترون التكافؤ في حالة الليثيوم في المحيط الثانى بينما يوجد في حالة الصوديوم في المحيط الثالث أى أبعد من نواة الذرة ، وعلى ذلك فإن انفصال الأليكترون في حالة الصوديوم يكون أسهل من انفصاله في حالة الليثيوم .

يوجد كثير من المركبات لا تسلك هذا السلوك عند تكوين أنظمة ثابتة بترتيب الأليكترونات في محيط يحتوى على اليكترونين duplet أو محيط يحتوى على ثمانية أليكترونات octet وهى الأنظمة التى سبق الإشارة إلى أن لها خاصية الثبات وهى الموجودة في الغازات غير الفعالة . فالاكسيجين ( ٢ ) ، ( ك ب ٢ ) ، ( ن ب ٢ ) ومركبات الكربون العديدة . . . الخ ، لا تتم عدد الأليكترونات في المحيطات الخارجية لمثل هذه المركبات إلى اثنين duplet أو

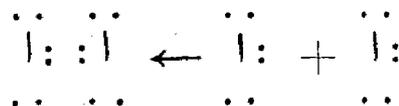
ثمانية octet عن طريق انفصال الأليكترونات من الذرات أو إضافتها إليها ، بل يتم ذلك عن طريقة المشاركة . ففي حالة إتحاد ذرتين من الأيدروجين لتكوين جزيء فان كل ذرة من الأيدروجين تساهم بالأليكترون الوحيد لدى بذرتها لتكوين نظام ثابت duplet



كذلك في حالة الكلور يوجد في المحيط الخارجي سبعة أليكترونات عند تكوين جزيء الكلور تساهم كل ذرة من الكلور بأليكترون وينشأ عن ذلك نظام ثابت تكون فيه كل ذرة كلور محاطة بثمانية اليكترونات octet

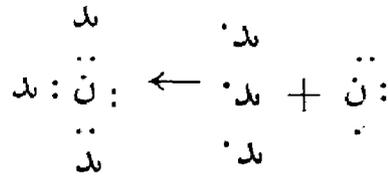


ويسمى هذا النوع من التكافؤ الناتج من مساهمة كل ذرة بعدد من لأليكترونات في بناء النظام الثابت سواء كان duplet أو octet ، بالتكافؤ المساهمة covalency ، وتقدر النهاية العظمى لتكافؤ المواد غير المعدنية حسب هذا النوع من التكافؤ بعدد الأليكترونات التي يجب إضافتها إلى المحيط الخارجي للذرة حتى يصبح عددها ثمانية . ففي حالة الكلور مثلا يكون تكافؤ واحد ، لأن بالمحيط الخارجي الأخير سبعة اليكترونات فلكي يصبح انية يحتاج الأمر إلى إضافة اليكترون واحد . ويكون التكافؤ في حالة الأكسجين ثنائي لأن المحيط الخارجي الأخير لذرة الأكسجين به ستة ككترونات وتساهم كل ذرة بأليكترونين عند إتحاد ذرتين من الأكسجين تكوين جزيء من الأكسجين :



وعند إتحاد ذرة نيتروجين مع ثلاثة ذرات من الأيدروجين لتكوين

جزء من الأمونيا تشترك ذرة النروجين ، التي تحتوى في محيطها الخارجى الأخير على خمسة اليكترونات ، مع ثلاثة ذرات من الايدروجين التي تحتوى كل منها على اليكترون واحد لتكوين نظام يكون فيه لكل ذرة ايدروجين نظام ثابت مكون من اليكترونين ، واذرة النروجين نظام ثابت مكون من ثمانية اليكترونات :



وفي بعض الاحيان تكون الاليكترونات المشتركة بين ذرتين لتكوين نظام ثابت من ثمانية أليكترونات مكتنباها من ذرة واحدة كما في حالة ثانى أكسيد الكبريت وثالث أكسيد الكبريت فكل من ذرة الاكسجين والكبريت تحتوى محيطها الخارجى الاخير على ستة أليكترونات وتتحد كما هو مبين :



#### اختلاف تكافؤ العناصر :

لبعض العناصر أكثر من تكافؤ واحد ، هذه العناصر تحدث عندما يزداد عدد الاليكترونات في المحيطات من العدد ( ٨ ) إلى العدد ( ١٨ ) أو من ( ١٨ ) إلى ( ٣٢ ) ويكون لهذه العناصر أكثر من تركيب أليكترونى ، ويعزى إلى هذا اختلاف تكافؤ هذه العناصر وهي المعروفة بعناصر الانتقال transition elements . فاذا بدأنا بعنصر الارجون فان تركيبه الاليكترونى

هو (٢ + ٨ + ٨) ، والعنصر الذي يليه ، هو البوتاسيوم تركيبه هو (٢ + ٨ + ٨ + ١) ، والذي يلي البوتاسيوم هو الكالسيوم وتركيبه (٢ + ٨ + ٨ + ٢) . ولكن في العناصر التي تلي ذلك وهي من السكندسيوم إلى الخارصين يشاهد في اليكترونات ذراتها جنوح نحو النسرب من المحيط الخارجي الاخير إلى المحيط الذي قبله حتى يزداد عدد الاليكترونات فيه ويصل إلى النهاية العظمى وهي (١٨) وبذا يتحصل على ترتيبات اليكترونية مختلفة لنفس العنصر وبالتالي تكافؤات مختلفة variable valency كما يتضح من الامثلة التالية :

الكروم : (٢ + ٨ + ٨ + ٦) كما في الكرومات ، (٢ + ٨ + ١١ + ٢) كما في أملاح الكروميك ، (٢ + ٨ + ١٢ + ٢) كما في أملاح الكروموز .

المنجنيز : (٢ + ٨ + ٨ + ٧) كما في فوق المنجنات ، (٢ + ٨ + ٩ + ٦) كما في المنجنات ، (٢ + ٨ + ١١ + ٤) كما في المنجنيت ، (٢ + ٨ + ١٢ + ٣) كما في أملاح المنجنيك ، (٢ + ٨ + ١٣ + ٢) كما في أملاح المنجنوز .

النحاس : (٢ + ٨ + ١٧ + ٢) كما في أملاح النحاسيك ، (٢ + ٨ + ١٨ + ١) كما في أملاح النحاسوز .

