الباب السادس

تعيين الوزن الذرى

إن الوزن الذرى لعنصر ما هو أقل كمية من هذا العنصر يمكنها أن توجد فى الوزن الجزيئى لأى مركب منه ، ولتعيين الوزن الذرى لعنصر ما تعين الأوزان الجزيئية بالضبط لمركباته المختلفة حتى يتصادف ما بينها مركب واحد يكون محتوياً على وزن ذرى واحد من العنصر (يفحص أكبر عدد ممكن من هذه المركبات) . فاذا أريد تعيين الوزن الذرى للكربون مثلا يعين الوزن الجزيئى بالضبط للمركبات الكربونية ويقدر تركيبها بالتحليل الكمى :-

المركب	الوزن الجزيئى بالضبط	تركيب المركب
أولى أكسيد الكربون	٢٩	١٦ أكسيجين + ١٢ كربون
ثانى أكسيد الكربون	٤٤	٣٢ » + ١٢ »
الأيثيلين ethylene	٢٨	٤ أيدروجين + ٢٤ »
السيانوجين cyanogen	٥٢	٢٨ نيتروجين + ٢٤ »
كبريتيد الكربون	٧٦	٦٤ كبريت + ١٢ »
الخ . الخ		

وتكون أقل كمية من الكربون تدخل فى تركيب هذه المركبات هى الوزن الذرى له ، وهى فى هذه الحالة (١٢) . ولم يوجد فعلا أى مركب كربونى يحتوى الوزن الجزيئى منه على أقل من (١٢ جزء) بالوزن من الكربون فيكون الوزن الذرى للكربون (١٢) .

قد يصادف أن المركب الذى يحتوى على أقل كمية من العنصر لم يدخل ضمن المركبات التى فحصت ، فيكون العدد المستنتج عبارة عن حاصل ضرب

الوزن الذرى × عدد بسيط ، ولذا يلزم التأكد من هـــذا العدد بطرق أخرى منها : —

(ا) 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 $\frac{٦,٤}{\text{الحرارة النوعية}}$ ويسمى العدد (٦,٤) بالحرارة الذرية للعناصر atomic heat

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 متحداً 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 الحرارات الذرية للعنـــاصر الغازية فوجدت : —

٢,٣ للأيدروجين ، ٤,٠ للأكسيجين ، ٣,٧ للكلور.

كما أنه وجد لبعض العناصر حرارة ذرية شاذة مثل : —

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

مثل تطبيق : — وجدت الحرارة النوعية للماء الصلب (الثلج) ٠,٤٧٤ وباحتساب الحرارة الجزيئية للماء يوجد أنها تساوى : — (٢ × الحرارة الذرية للأيدروجين) + الحرارة الذرية للأكسيجين.

أى (٢ × ٢,٣) + ٤,٠ = ٨,٦

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

(ب) بواسطة قانون متشرلش Mitscherlich (١٨١٩) : — « إن المواد ذات التركيب الكيميائى المتشابهة تتشابه فى أشكالها البلورية ، .ومن أمثلة ذلك : كلوريد البوتاسيوم وبروميد 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 الجزيئى الواحد منه ، وتكون هذه الكمية هى عبارة عن الوزن الذرى للمنجنيز لأنه يستنتج من قانون متشرلش أن جزىء الفوق منجنات لا يحتوى إلا على ذرة واحدة من المنجنيز كما أن جزىء فوق الكلورات لا يحتوى إلا على ذرة واحدة من الكلور لتشابه هذين المركبين فى الشكل البلورى (بو م ا٤ ، بو كل ا٤) .

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 ، فان الهالوجينات مثلا لا تكون مع الأيدروجين سوى مركبات علامتها يد (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 (يد٢ ا) ، والنتروجين ثلاثى التكافؤ (ن يد٣) والكربون رباعى التكافؤ (ك يد٤) ، الخ

ولا توجد مركبات تحتوى على أكثر من ذرة واحدة من أى عنصر متحدة مع ذرة واحدة من الأيدروجين ، ما عدا حامض الأيدرازويك (ن$_{٣}$ يد). hydrazoic acid

يمكن قياس تكافؤ العناصر باتحادها مع عناصر خلاف الأيدروجين يكون تكافؤها معروفا ، فاذا علم مثلا أن السليكون يكوّن مركباً رمزه (س كل$_{٤}$) يستنتج أنه رباعى التكافؤ ، ويستنتج من المركب (ص$_{٢}$ ا) أن الصوديوم أحادى التكافؤ الخ .

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

فيساوى تكافؤ النحاس مثلا: $\frac{٦٣,٥٧}{٣١,٧٨٥} = ٢$ ، ويكون النحاس فعلا مركبات رمزها نح ا ، نح كل$_{٢}$ الخ .

يختلف تكافؤ العناصر من صفر إلى ثمانية وهو أكبر تكافؤ معروف للعناصر ، مثل : — ص$_{٢}$ ا ، كا ا ، لو$_{٢}$ ا$_{٣}$ ، لكد$_{٤}$ ، ن$_{٢}$ ا$_{٥}$ ، كب ا$_{٣}$ ، م$_{٢}$ ا$_{٧}$ ، أكسيد الأوسميوم osmium (سم ا$_{٤}$) .

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 (ن$_{٢}$ ا) ، المعادن القلوية ، الفضة ، الزئبق فى مركبات الزئبقوز (ـــ$_{٢}$ كل$_{٢}$) ، النحاس فى مركبات النحاسوز (نح$_{٢}$ ا) والذهب فى (ذ$_{٢}$ ا) ، (ذ كل)

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

الكبريت فى (بد$_{٢}$ كب) ، معادن الأراضى القلوية ، المغنسيوم لخارصين ، الكدميوم ، الزئبق فى مركبات الزئبقيك (ـــ ا) ، النحاس فى مركبات النحاسيك (نح ا) ، القصدير فى مركبات القصديروز (ق كل$_{٢}$) ، الرصاص فى مركبات الرصاصوز (ر كل$_{٢}$) ، الحديد فى مركبات الحديدوز (ح كل$_{٢}$) البلاتين فى مركبات البلاتينوز .

(٤) ثلاثية التكافؤ : — البورون ، النتروجين فى بعض مركباته(ن بد$_{٣}$) الفوسفور فى بعض مركباته (فو كل$_{٣}$) ، الزرنيخ فى بعض مركباته (ربد$_{٣}$) ، الألومنيوم ، الحديد فى مركبات الحديديك (ح كل$_{٣}$) الأنتيمون ، البزموت، الذهب فى (ذ كل$_{٣}$) .

(٥) رباعية التكافؤ : — وهى الكربون ، الكلور فى (كل ا$_{٢}$) ، السليكون ، النتروجين فى (ن ا$_{٣}$) ، الكبريت فى (كب ا$_{٢}$) ، القصدير فى مركبات القصديريك (ق كل$_{٤}$) ، البلاتين فى مركبات البلاتينيك .

(٦) خماسية التكافؤ : — وهى الفوسفور، الزرنيخ ، الأنتيمون فى كثير من مركباتها مع الهالوجينات أو مع الأكسيجين (فو كل$_{٥}$ ، ر$_{٢}$ ا$_{٥}$ ، نت كل$_{٥}$) الكلور فى حامض الكلوريك (بد كل ا$_{٣}$) وفى الكلورات.

(٧) سداسية التكافؤ : — الكبريت فى (كب فل$_{٦}$ ، كب ا$_{٣}$)التنجستين tungsten or wolfram فى (و كل$_{٦}$) ، المنجنيز فى ثالث أكسيد المنجنيز (م ا$_{٣}$) والمنجنات (بو$_{٢}$ م ا$_{٤}$) .

(٨) سباعية التكافؤ : - للكلور فى (كل$_{٢}$ ا$_{٧}$) اليود ، فى فوق اليودات (بو ى ا$_{٤}$) المنجنيز فى (م$_{٢}$ ا$_{٧}$)

(٩) ثمانية التكافؤ : - الأوسميوم (سم ا$_{٤}$) والروتينيوم ruthenium قد يختلف تكافؤ العنصر باختلاف العناصر الأخرى التى يتحد معها مثل (بد$_{٢}$ كب) ، (كب فل$_{٦}$) ، فالكبريت ثنائى التكافؤ فى المركب الأول

مع الأيدروجين وسداسى فى المركب الثانى مع الفلور أو يختلف أحياناً حتى مع العنصر الواحد مثل (كب ا$_{٢}$) . (كب ا$_{٣}$) . أو (فو$_{٢}$ ا$_{٣}$) و (فو$_{٢}$ ا$_{٥}$) الخ .

يشير قانون أبيج وبود لندر (Abegg & Bodlander) أن تكافؤ العنصر مع الأيدروجين + أكبر تكافؤ له مع الأكسجين = ٨ ، مثل (فوند$_{٣}$) و(فو$_{٢}$ ا$_{٥}$) :- ٣ + ٥ = ٨ ، ومثل (ند$_{٢}$ كب) و(كب ا$_{٣}$) :-

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 (كب ا$_{٣}$) ، فاذا انخفضت درجة الحرارة ينحل هذا المركب [انظر الانحلال بالباب الثامن] الى (ا) + (كب ا$_{٢}$) حيث يصبح الكبريت رباعى التكافؤ ويعرف كذلك للنحاس أكسيدان : ـ أكسيد النحاسيك ، وأكسيد النحاسوز ، فان الأول ينحل على درجة حرارة مرتفعة [انحلال كلى على ١٠٢٦°] الى (ا) و (نح$_{٢}$ 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 عاملا أيضاً فى تغيير تكافؤ العناصر .

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

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

المركبات يختلف تكافؤه فى كل منها ، فان خواص المركبات تكون عادة مختلفة فى كل من هذه المجموعات، كما فى مركبات الحديدوز و مركبات الحديديك وقد تتشابه المركبات التى يكونها عنصران مختلفان يكون تكافؤهما متساوياً فيها أكثر من تشابه المركبات التى يكونها العنصر الواحد والتى يكون تكافؤه فيها مختلفا ، فان كلوريد الفضة وكلوريد الزئبقوز وكلوريد النحاسوز تشبه بعضها (فى اللون ونسبة الذوبان) كما يشبه كلوريد الزئبقيك وكلوريد النحاسيك بعضهما (فى نسبة الذوبان) ، أكثر مما يتشابه كلوريد النحاسوز وكلوريد النحاسيك . ويشبه كلوريد القصديروز كلوريد الرصاصوز (مادتين صلبتين) كما يشبه كلوريد القصديريك كلوريد الرصاصيك (سائلين متبخرين) .

يعبر عن التكافؤ بيانيا بخط أو جملة خطوط يكون عددها مساوياً لعدد وحدات التكافؤ توضع بين العناصر وبعضها فى المركب :

مد - كل ، مد > كب ، كب = ا ، ا = كب < ا - مد ، ا - مد الخ

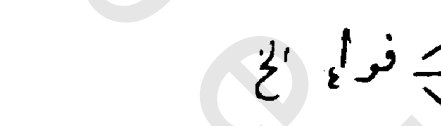
يحدث فى بعض المركبات أن تتفاعل مجموعة من الذرات كذرة واحدة وقد توجد مثل هذه المجموعة فى عدد كبير من المركبات فتحتوى أملاح الأمونيوم جميعها على المجموعة (ن مد٤) وهى كذرة واحدة من عنصر فلزى ، وتحتوى النتراتات على مجموعة (ن ا٣) والكبريتاتات على مجموعة (كب ا٤) ، والايدروكسيدات على مجموعة (ا مد) الخ . تسمى مثل هذه المجموعات « أصلا » Radical R ويعبر عنه بالحرف (ر) .

وبما أن مجموعات الذرات هذه تنتقل بأكملها فى التفاعلات الكيميائية فيعتبر لها تكافؤ أيضاً مثل العناصر ، مثلا : —

(— امد) ، (— نمد٤) ، (— نمد٣) ، (= كب ا٤) ، (≡ فوا٤) الخ

لا توجد هذه المجموعات منفردة بل متحدة بعناصر أخرى بحيث تتعادل

جميع وحدات التكافؤ بين المجموعة الواحدة والعناصر التى تكون متحدة معها ، وبذا يكون المركب متزناً من حيث التكافؤ مثل :



ويكون تكافؤ العناصر أول الأصول موجباً فى حالة الاتجاه إلى القطب السالب فى التحليل الكهربائى والعكس بالعكس .

التآلف

عندتكون مركب كيميائى من مكونات مختلفة تعلل هذه الظاهرة بوجود ميل أوتآلف بين المكونات التى اتحدت مع بعضها لتكوين المركب . فاذا نتج من تفاعل مادتين (ا ب) + (حـ) مادتان (اح) + (ب) ، يقال إن تآلف (ا ب) نحو (حـ) أقوى من تآلف (ا) نحو (ب) .

يعبر عن التفاعل بكمية من الشغل ، فعند تحلل الماء بالتيار الكهربائى الى أيدروجين وأكسيجين يعبر عن هذا التحلل بكمية من الشغل وهى تساوى (بفرض عدم وجود فقد) كمية الشغل التى ولدت التيار الذى استعمل فى التحليل وعندما يتحد الأيدروجين بالأكسجين لتكوين بخار ماء يعبر عن التفاعل بكمية من الشغل تساوى كمية الحرارة التى تولدت منه .

تمكن فانت هوف (Vant Hoff) سنة ١٨٨٤ من قياس قوة التآلف ، فأشار أن قوة التآلف فى تفاعل ما، هى عبارة عن كمية الشغل التى تبذل أثناء تحول المواد من الحالة الابتدائية (قبل التفاعل) الى الحالة النهائية (بعد التفاعل) عند حدوث هذا التفاعل على درجة حرارة ثابتة وبصفة عكسية (انظر الاتزان الكيميائى بالباب الثامن)

(يشترط احداث التفاعل على درجة حرارة ثابتة لأن قوة التآلف تختلف باختلاف درجة الحرارة ، ويشرط امكان احداث التفاعل بصفة عكسية حتى لا يكون هناك أى عامل خارجى يؤثر عليه) .

الترتيب الدورى للعناصر

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

الكلور ٣٥,٤٦	١ ـ الكبريت ٣٢,٠٦	١ ـ الكلسيوم ٤٠,٠٧
البروم ٧٩,٩٢	٢ ـ السلنيوم ٧٩,٢	٢ ـ السترنشيوم ٨٧,٦٣
اليود ١٢٦,٩٣	٣ ـ التلريوم ١٢٧,٥	٣ ـ الباريوم ١٣٧,٣٧
المتوسط الحساب (١) ٨١,٢	٧٩,٨	٨٨,٧

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 بالايدروجين (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 نشاطاً ، ويلى ذلك خمسة عناصر غير معدنية يزداد نشاطها بالتدريج 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 أيدروكسيد شديد

(١) المتوسط الحسابى للوزن الذرى للعنصرين (١) ، (٣) فى كل مجموعة

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

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

لى كل	بل كل$_2$	ب كل$_3$	ك كل$_4$	ح بد$_3$	ا بد$_2$	فل بد
ص كل	مغ كل$_2$	لو كل$_3$	س كل$_4$	فو بد$_3$	كب بد$_2$	كل بد
بو كل	كا كل$_2$					
لى$_2$ ا	بل ا	ب$_2$ ا$_3$	ك ا$_2$	ح$_2$ ا$_5$	—	—
ص$_2$ ا	مغ ا	لو$_2$ ا$_3$	س ا$_2$	فو$_2$ ا$_5$	كب ا$_3$	كل$_2$ ا$_7$
بو$_2$ ا	كا ا					

فالتكافؤ بالنسبة للكلور أو الأيدروجين يزداد تدريجياً لغاية العنصر الرابع ثم يقـــل تدريجياً أيضاً . أما بالنسبة للأكسيجين فالتكافؤ يزداد بازدياد الوزن الذرى .

ويلاحظ هذا التدرج أيضاً فى الكثافة النوعية والحجم الذرى (وهو الحجم بالسنتيمترات المكعبة الذى يشغله الوزن الذرى بالجرام من العنصر الصلب أى أنه يساوى $\frac{\text{الوزن الذرى}}{\text{الكثافة النوعية}}$)

الترتيب الدورى للعناصر

المجموعة	صفر	١	٢	٣	٤	٥	٦	٧	٨		
								ايدروجين ١,٠٠٨			
الدور الاول	هليوم ٤,٠٠	ليثيوم ٦,٩٤٩	بريليوم ٩,٠٢	بوريون ١٠,٨٢	كربون ١٢,٠٠	ازوت ١٤,٠٠٨	اكسيجين ١٦,٠٠٠٠	فلور ١٩,٠٠			
الدور الثانى	نيون ٢٠,٠	صوديوم ٢٢,٩٩٧	مغنسيوم ٢٤,٣٢	الومنيوم ٢٦,٩٦	سليكون ٢٨,٠٦	فوسفور ٣١,٠٢٤	كبريت ٣٢,٠٦٥	كلور ٣٥,٤٥٨			
الدور الثالث	ارجون ٣٩,٩١	بوتاسيوم ٣٩,٠٩٥	كالسيم ٤٠,٠٧	سكنديوم ٤٥,١٠	تيتان ٤٧,٩	فاناديوم ٥٠,٩٦	كروم ٥٢,٠١	منجنيز ٥٤,٩٢	حديد ٥٥,٨٤	كوبلت ٥٨,٩٧	نيكل ٥٨,٧
		نحاس ٦٣,٥٧	خارصيه ٦٥,٣٨	جاليم ٦٩,٧٢	جرمانيوم ٧٢,٣٨	زرنيخ ٧٤,٩٢	سلنيوم ٧٩,٢	بروم ٧٩,٩١٦			
الدور الرابع	كريبتون ٨٣,٩	روبيديوم ٨٥,٤٤	سترنسيوم ٨٧,٦٢	ايتريوم ٨٩,٠	زركونيوم ٩١	نيوبيوم ٩٢,١	مولبيدين ٩٦,٠	مازوريوم –	روثينيوم ١٠١,٧	روديوم ١٠٢,٩١	بلاديوم ١٠٦,٧
		فضه ١٠٧,٨٨	كدميوم ١١٢,٤١	انديوم ١١٤,٨	قصدير ١١٨,٧	انتيمون ١٢١,٧٧	تلوريوم ١٢٧,٥	يود ١٢٦,٩٢٤			
الدور الخامس	كزينون ١٣٠,٢	سيزيوم ١٣٢,٨١	باريوم ١٣٧,٣٤	عناصر الاراضى النادرة	هفنيوم ١٧٨,٦	تنتال ١٨١,٥	تنجستيه ١٨٤,٠	رينيوم –	اسميوم ١٩٠,٨	ايريديوم ١٩٢,١	بلاتينيه ١٩٥,٢٢
		ذهب ١٩٧,٢	زئبقه ٢٠٠,٦١	تاليوم ٢٠٤,٤	رصاص ٢٠٧,٢	بزموت ٢٠٩,٠	بولونيوم ٢١	–			
الدور السادس	رادون ٢٢٢ (نشع)	–	راديوم ٢٢٥,٩٥	اكتينيوم –	توريوم ٢٣٢,١٥	بريفيديم –	اورانيوم ٢٣٨,١٧				

العنصر	ص	منغ	لو	س	فو (أحمر)	كب	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 (مندلف Mendelieff) الكيميائى 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 والكوبلت 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 عنصرا أو سبعة عناصر ، ويلاحظ أن الدور الطويل يحتوى على سلسلتين تحوى كل منهما سبعة عناصر بينهما ثلاثة عناصر هى عناصر الأنتقال وبذلك أمكن مندلف 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 تماما .

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

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

كثيراً من الأماكن الخالية فى وقت مندلف ، ولكنه أصبح تاما الآن . وهو يبدأ بعنصر قلوى فعال (الروبيديوم) وينتهى باليود وهو هالوجين . أما الدور الخامس فمازال 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 الكربتون (كت) ، الزينون (زن) ، النيون (نو) وهى غازات غير فعالة inert gases ووجد أنها تدخل فى الترتيب الدورى بحسب أوزانها الذرية مكونة مجموعة كبيرة يشار اليها 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 الأنصهار مثلا للعناصر الثمانية الأولى فى الدور الثالث هى :

العنصر	أرجون	بوتاسيوم	كالسيوم	سكنديوم	تيتان	فاناديوم	كروم	منجنيز
درجة الأنصهار	-١٨٩°	٦٢°	٨١٠°	١٢٠٠°	١٨٠٠°	١٧١٠°	١٦١٥°	١٢٦٠°

ودرجة الأنصهار لعناصر مجموعة المعادن القلوية هى :

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

وكذلك يشاهد التدريج 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 المجاميع . فالعناصر الواقعة

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

) توجد بعض عيوب فى التقسيم الدورى منها أعتبار 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 أحياناً سلوك الأصول الأحادية الموجبة مثل المعادن فيكون مركبات مع الأصول السالبة مثل الكلور ، ويسلك فى تفاعلات أخرى سلوك الهالوجينات فيكون أيدريدات Hydrides ، وللتغلب على هذه الصعوبة وضع الأيدروجين بمفردة 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 ، التلوريوم واليود . هذا الوضع ليس بطريق المصادفة بل يرجع إلى أسباب أمكن معرفتها بمعرفة تركيب الذرة حسب الأبحاث الحديثة فى هذا الموضوع وستأتى الاشارة إلى هذا فيما بعد .

الفلزات واللافلزات

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

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

(ا) فان الكربون الجرافيتى واليود ذات بريق معدنى مع أنها لا فلزات

(ب) ليس للبزموت bismuth والأنتيمون antimony (فلزات) مرونةما.

(حـ) كثافة المعادن القلوية أقل من واحـــد ، وكثافة المغنسيوم والألومنيوم (فلزات) أقل من كثافة كثير من اللافلزات ، بينما كثافة اليود (لافلز) تساوى ٤,٩

(ء) يوصل الكربون الجرافيتى (لا فلز) الكهرباء جيـداً بينما تعتبر بعض الفلزات مثل البزموت 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 بقلة فى الماء مثل كلوريد البزموت .

(٣) أملاحاً مركبة يكون فيها الفلز فى الشق الكاتيونى أو الأنيونى كما فى : —

[ف (ن بد٣)٢] كل ، بو [ف (ك ن)٢]

وأما اللافلزات أى العناصر ذات الشحنة الكهربائية السالبة أو التى تكون فيها الشحنة الكهربائية ضعيفة جداً (الكربون) فانها تكون عادة : —

(١) أكسيداً حامضية (أو متعادلة) مثل أندريد النتريك (ن٢ ا٥) وأندريد الفوسفوريك (فو٢ ا٥)

مركبات هالوجينية تتحلل كلية تقريباً بالماء مثل : —

فو كل٣ + ٣ بد٢ ا ← بد٣ فو ا٣ + ٣ بد كل

يوجد شواذ لذلك أيضاً فإن بعض الفلزات تكون أكاسيد حامضية وذلك عندما يكون تكافؤ ذراتها مرتفعا ، فيعتبر أكسيد المنجنيز (م ا) قاعدياً بينما الأكسيد (م$_{٢}$ ا$_{٧}$) حامضياً [بو م ا$_{٤}$] ، ويعتبر أكسيد الكروم (كر$_{٢}$ ا$_{٣}$) قاعدياً بينما الأكسيد (كر ا$_{٣}$) حامضيا [بو$_{٢}$ كر ا$_{٤}$]

وتعمل كذلك بعض أكاسيد الفلزات ذات تكافؤ عادى كأكاسيد حامضية عند معاملتها بقاعدة قوية ، مثل أكسيد الخارصين (خ ا) الذى يكوّن : —

(١) مع الأحماض ملحاً يكون الخارصين فيه فى الشق القاعدى : —

٢ بد كل + خ ا ← خ كل$_{٢}$ + بد$_{٢}$ ا (كلوريد خارصين) .

(٢) مع القواعد ملحاً يكون الخارصين فيه فى الشق الحامضى : —

٢ بو ا بد + خ ا ← بو$_{٢}$ خ ا$_{٢}$ + بد$_{٢}$ ا (خرصينات البوتاسيوم)

ومثل أكسيد الألومنيوم الذى يكون كبريتات ألومنيوم مثلا [لو$_{٢}$ (كب ا$_{٤}$)$_{٣}$] وألومينات صوديوم (ص لو ا$_{٢}$)

تسمى الأكاسيد التى من هذا النوع أى التى تعمل كأكاسيد حامضية وقاعدية بحسب معاملتها بقاعدة أو بحامض بالأكاسيد الأمفوتيرية amphoteric

يلاحظ عموما فى مجموعة عناصر متشابهة أن الخواص الفلزية تزداد نازدياد الوزن الذرى للعناصر .

توجد معظم اللافلزات فى الدورين الأولين من جدول العناصر الدورى ويشاهد الانتقال التدريجى من الخواص اللافلزية إلى الخواص الفلزية فى المجموعة الخامسة من الجدول : —

ن فو ر نت بز

فان النتروجين والفوسفور يعتبران من اللافلزات ، ويشبه الزرنيخ بخواصه الطبيعية الفلزات بينما تجعله معظم مركباته (الزرنيخات ، الزرنيخيت) ينتسب للافلزات ، وأما الأنتيمون والبزموت فانهما ينتسبان بخواصهما للفلزات .

تركيب المادة

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

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

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

عندما يزداد التفريغ فى الأنبوبة الزجاجية التى تنتج فيها أشعة القطب السالب السالفة الذكر فأن الزجاج المقابل للقطب السالب يومض وميضا 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 فى الصفات فهى تمر خلال الزجاج ولا تنحرف فى طريقها بتأثير المغناطيس، وهى تتكون عندما تقع أشعة القطب السالب على أجسام صلبة . وتتكون أشعة X بفعل الالكترونات على أجسام مثل الزجاج والمعادن مثل البلاتين أو اليورانيوم . . . الخ ، ولها القدرة على أختراق بعض المواد مثل الورق والخشب والألومنيوم واللحم ولكنها لا تمر خلال الرصاص والبلاتين والعظام . تتكون أشعة X من موجات كهربائية مغناطيسية فى الفراغ كما فى حالة الضوء العادى ولو أن طول الموجة فيها أقصر بكثير، وهى أيضاً تعانى انعكاساً عند مرورها خلال البلورات .

النشاط الاشعاعى

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

شحنته الكهربائية بتأثير هذه الأملاح مما يدل عن أن هذه المواد تجعل الهواء موصلا للكهرباء . وعقب ذلك مباشرة تمكنت مدام كورى من عنصر الراديوم من الخام المعروف باسم بتشبلند 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 فى مجال مغناطيسى قوى . والأشعة الأولى موجبة التكهرب تنحرف فى إتجاه معين ؛ بينما الثانية سالبة التكهرب وتنحرف فى الاتجاه الآخر أما الثالثة فلا تتأثر .

وأشعة ألفا ذرات من الهيليوم تخرج فى خطوط مستقيمة بسرعة تختلف باختلاف العنصر الأشعاعى الذى تخرج منه ، وتبلغ السرعة فى متوسطها ($\frac{1}{10}$ سرعة الضوء) . وتحمل كل ذرة من ذرات الهيليوم هذه شحنتين موجبتين (أى أن كل منها فقدت شحنتين سالبتين ـ اليكترونين) ، وتعرف كل منها بجزىء ألفا alpha particles ؛ ويبلغ وزنها أربع أمثال وزن ذرة الأيدروجين وعند انطلاقها تخترق طريقها وسط عددكبير 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 كهربائية سالبة ؛ وتنطلق بسرعة تقرب من سرعة الضوء ؛ وتبلغ كتلتها ($\frac{1}{1840}$ كتلة ذرة الأيدروجين) .

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

تختلف أنواع الأشعة الثلاث فى قدرتها على اختراق المواد المختلفة فلا تمر الأولى خلال الورق أو صفيحة من الومنيوم سمكها $\frac{1}{10}$ 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 غازاً سمى (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 انتهائها 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 الأشعاعى لبعض العناصر إلى معرفة تركيب الذرة فقد أوضح (ج . ج . طومسن J. J Thomson) أن الأليكترون أو (أشعة بيتا) وهو وحدة الكهربائية السالبة لا يختلف باختلاف العنصر الذى ينتج منه وكتلة الأليكترون صغيرة تبلغ (٠,٠٠٠٥٤) باعتبار وزن ذرة الأكسيجين (١٦) . أما وحدات الكهرباء الموجبة وتسمى بروتون proton فهى أثقل وزنا وهى أيضا متشابهـــة مهما اختلف العنصر الذى تنتج منه ، والشحنة الكهربائية التى يحملها البروتون مساوية ومضادة للتى يحملها الإليكترون ، ويبلغ وزن البروتون (١,٠٠٧) باعتبار وزن ذرة الأكسيجين (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 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 الكيميائيـة فالذى يتأثر بها هو الأليكترونات الخارجية .

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

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

كان يعتقد في أول الأمر أن البروتونات والاليكترونات توجد في النواة منفصلة عن بعضها . ولكن وجد (شادويك Chadwick) عام ١٩٣٢ أن عنصري البريليوم والبورون عند قذفهما بجزيئات ألفا ينتج عن ذلك جزيئات particles متعادلة الشحنة لها قوة إختراق كبيرة وتتكون كل منها من بروتون واليكترون في حالة إتحاد وثيق وتعرف هذه الجزيئات نيوترون neutrons وقد أدى هـــذا إلى اعتبار نواة الذرة مكون من بروتونات ونيوترونات مع نوى من الهيليوم كوحدات 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 الكهرب مكونة من اليكترونات وبروتونات أو نيوترونات وبروتونات . ويدور حولها أليكترونات 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 transmitation عملياً . وفي عام ١٩١٩ قام رذرفورد بأطلاق جزيئات الفا على النيتروجين فنتج عن ذلك أحد مشابهات الأكسيجين 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 ببروتونات تتحرك بسرعة كبيرة ، وهذه تنتج فى 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 (جوليوت ـ 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 أطياف 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 ـ Moseley) وجود انتظام فى مواضع خطوط طيف العناصر المتعاقبة بحيث يمكن اعطاء اعداد صحيحة لكل عنصر ، وتتناسب 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 . فأذا بدأنا بالأيدروجين ورقمه الذرى (١) فأن 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 أوزانهما 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 .

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

المشابهات الذرية isotopes

عندما تفقد ذرة عنصر ذو نشاط أشعاعى ذرة هيليوم فأنها تفقد بذلك شحنتين موجبتين حرتين من نواتها وعلى ذلك يقل عددها الذرى بمقدار أثنين فمثلا (الراديوم = ٨٨ ، الرادون = ٨٦) . وإذا حدث نشاط أشعاعى بحيث ينتج عنه فقد ألكترون ، 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 الكيميائية ولو أنها تختلف فى أوزانها الذرية وتوجد هذه المشابهات فى العناصر العادية والعناصر ذات النشاط الأشعاعى فمثلا الكلور وزنة الذرى (٣٥,٤٥٧) وجد أنه مكون من مخلوط من مشابهين لكل منهما وزن ذرى ، فالأول (٣٥) والثانى (٣٧) وتتركب ذرة هذين المشابهين كالآتى :

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 دائما . 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 الكيميائى وكذا خواصها الطبيعية على عدد الأليكترونات الموجودة خارج النواة وعلى نظام توزيعها . وقد أختلفت الآراء فى طريقة هذا التوزيع أو الترتيب غير أن النظام المأخوذ به الآن هو الذى وضعه (بور - Bohr) ، وحسب هذه النظرية فأن 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 numder نظراً إلى أنه يشير إلى كمية معينة من الطاقة وبذا يمكن الأشارة 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 اليها بعدد معين فيكون هناك مثلا المحيط $_{٤}$ أو $_{٤}$. ولا يزيد أكبر عدد من الأليكترونات التى يمكن وجودها فى مجموعة من المجاميغ عن الأعداد الآتية :

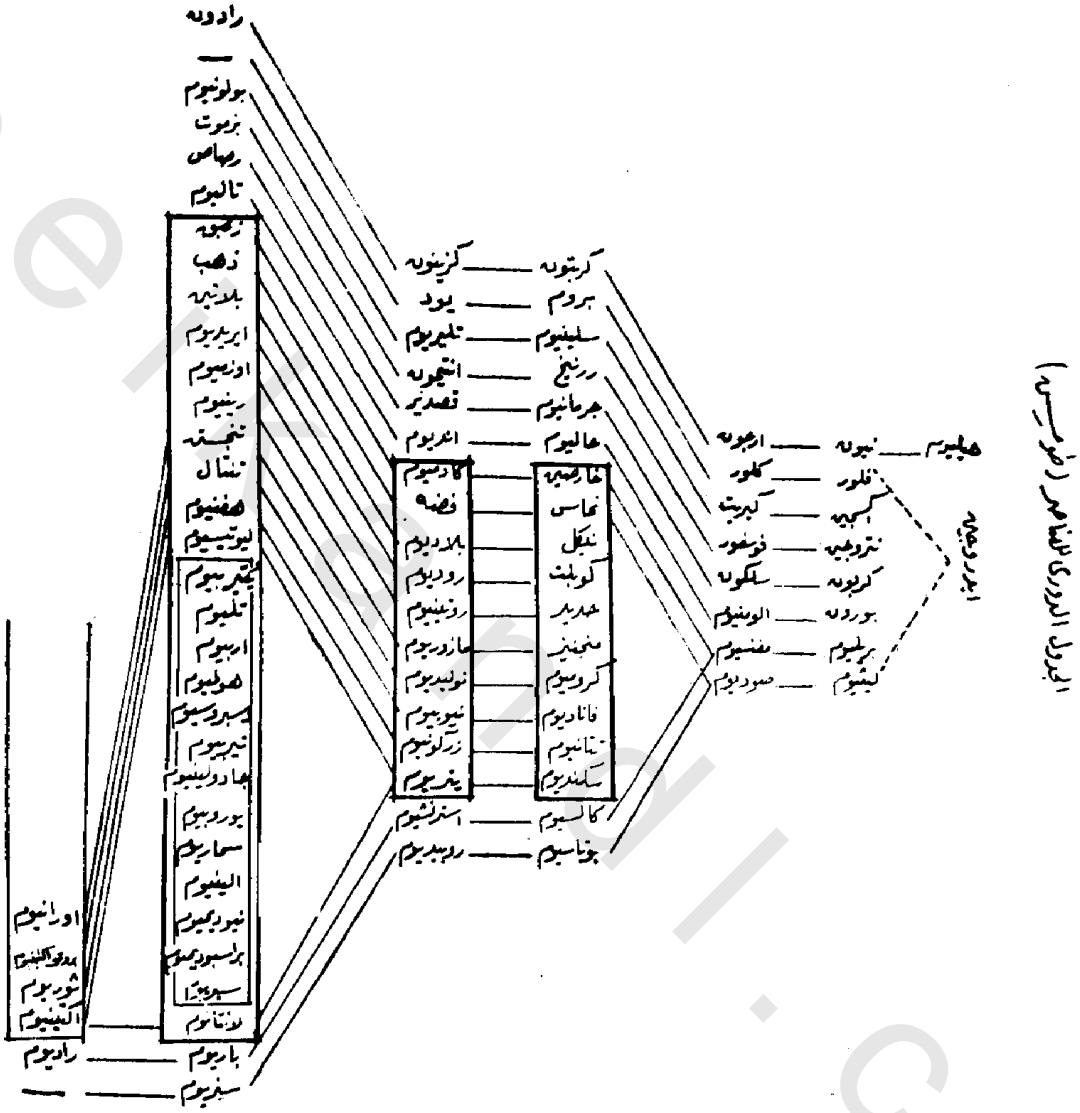
$$٢ \times ١^{٢} ، ٢ \times ٢^{٢} ، ٢ \times ٣^{٢} ، ٢ \times ٤^{٢}$$

أى أن عدد الاليكترونات فى المجموعة الواحدة لا يزيد على ضعف مربع العدد الكمى للمجموعة . وقد لوحظ أن المجموعة الاخيرة لا تحتوى على أكثر من ثمانية اليكترونات ولا تحتوى التى تليها أى المجموعة قبل الأخيرة على أكثر

من ثمانية عشر اليكترونا . ويمكن إذا راعينا هذه القواعد ، ترتيب العناصر فى مجاميع كالآتى :

رقم المجموعة	آخر عنصر فى المجموعة	العدد الذرى لآخر عنصر	عدد الأليكترونات فى محيطات العدد الكمى					
			١	٢	٣	٤	٥	٦
١	هيليوم	٢	٢					
٢	نيون	١٠	٢	٨				
٣	أرجون	١٨	٢	٨	٨			
٤	كريبتون	٣٦	٢	٨	١٨	٨		
٥	زينون	٥٤	٢	٨	١٨	١٨	٨	
٦	رادون	٨٦	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٨

ويلاحظ فى هـــذا الجدول أن المحيط الخارجى يحتوى على ثمانية اليكترونات وهو نظام ثابت يعرف باسم الثمانى octet وهو يوجد فى حالة جميع الغازات غير الفعالة ماعدا الهيليوم واليه يرجع السلوك الكيميائى لهذه الغازات إذا رتبنا العناصر المختلفة ترتيباً جديداً مختلفاً عن ترتيب مندلف وذلك بوضعها فى أعمدة بحيث تتعاقب العناصر حسب أعدادها الذرية مع ترك فراغات للعناصر التى لم تكتشف بعد ، بحيث يكون فى نهاية كل عامود غاز من الغازات غير الفعالة فأننا نحصل على الجدول المبين (بالشكل) . يحتوى العامود الأول على عنصرين ، والعامود الثانى 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 التى تمثل العناصر فى الأعمدة المختلفة بالطريقة الرياضية : (٢×١^{٢}) ، (٢×٢^{٢}) ، (٢×٢^{٢}) ، (٢×٣^{٢}) ، (٢×٣^{٢}) (٢×٤^{٢})

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

فالمجموعة الأولى تحتوى على عنصرين الأيدروجين والهيليوم ، يميل الأيدروجين إلى فقد الأليكترون الوحيد الذى بذرته وبذا يصبح أيون أيدروجين أو يكتسب اليكترون آخر ويصبح أيدريد hydride ، أما الهيليوم فهو غير فعال . فالمجموعة الأولى مكتملة تحوى اليكترونين وثابتة . وعند أضافة 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 بمجموعة جديدة من الأليكترونات هى المجموعة (٣) وتبدأ بالصوديوم وعدده الذرى ١١(٢ + ٨ + ١) ويليه المغنسيوم ١٢ (٢ + ٨ + ٢) إلى أن نصل إلى آخر المجموعة وهو الأرجون ١٨ (٢ + ٨ + ٨) . وتأتى بعد الأرجون بمجموعة طويلة long period أولها البوتاسيوم ١٩ (٢ + ٨ + ٨ + ١) ويليه الكالسيوم ٢٠ (٢ + ٨ + ٨ + ٢) ثم السكنديوم ٢١ (٢+٨+٩+٣) 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 الخارصين ٣٠ (٢ + ٨ + ١٨ + ٢) ثم تبدأ الأضافة إلى مجموعة المحيطات رقم ٤ فالجاليوم ٣١ (٢ + ٨ + ١٨ + ٣) إلى آخر المجموعة وهو الكريبتون ٣٦ (٢ + ٨ + ١٨ + ٨) ويلى ذلك المجموعة التى تبدأ بالروبيديوم ٣٧ (٢ + ٨ + ١٨ + ٨ + ١) وتنتهى بالزينون ٥٤ (٢ + ٨ + ١٨ + ١٨ + ٨)

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

ترتيب الأليكترونات الخارجية للعناصر

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

obeikandl.com

ترتيب الاليكترونات الخارجية للعناصر

العنصر	العدد الذرى	عدد الأليكترونات فى المحيطات							
		١	٢ ١	٣ ٢ ١	٤ ٣ ٢ ١	٥ ٤ ٣ ٢ ١	٦ ٥ ٤ ٣ ٢ ١	٦ ٦ ٥ ٤ ٣ ٢ ١	٧ ٦ ٦ ٥ ٤ ٣ ٢ ١
منجنيز	٢٥	٢	٦ ٢	٥ ٦ ٢	٢				
حديد	٢٦	٢	٦ ٢	٦ ٦ ٢	٢				
كوبلت	٢٧	٢	٦ ٢	٧ ٦ ٢	٢				
نيكل	٢٨	٢	٦ ٢	٨ ٦ ٢	٢				
نحاس	٢٩	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	١				
خارصين	٣٠	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢				
جاليوم	٣١	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ١				
جرمانيوم	٣٢	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٢				
زرنيخ	٣٣	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٣				
سلينيوم	٣٤	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٤				
بروم	٣٥	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٥				
كريبتون	٣٦	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦				
روبيديوم	٣٧	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ٠	١			
استرنشيوم	٣٨	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ٠	٢			
يتريوم	٣٩	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ١	٢			
زركونيوم	٤٠	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ٢	٢			
نيوبيوم	٤١	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ٤	١			
موليبدينوم	٤٢	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ٥	١			
مازوريوم	٤٣	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ٦	١			
روتينيوم	٤٤	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ٧	١			
روديوم	٤٥	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ٨	١			
بلاديوم	٤٦	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ١٠	٠			
فضة	٤٧	٢	٦ ٣	١٠ ٦ ٢	٦ ٢ ١٠	١			

ترتيب الالكترونات الخارجية للعناصر

العنصر	العدد الذرى	عدد الألكترونات في المحيطات						
		١ ١	٢ ١ ٢	٣ ١ ٢ ٣	٤ ١ ٢ ٣ ٤	٥ ١ ٢ ٣ ٤ ٥	٦ ١ ٢ ٣ ٤ ٥ ٦	٧ ١ ٢ ٣ ٤ ٥ ٦ ٧
كدميوم	٤٨	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠	٢		
انديوم	٤٩	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠	١ ٢		
قصدير	٥٠	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠	٢ ٢		
انتيمون	٥١	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠	٣ ٢		
تلبريوم	٥٢	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠	٤ ٢		
يود	٥٣	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠	٥ ٢		
زينون	٥٤	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠	٦ ٢		
سيزيوم	٥٥	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٠	٦ ٢		١
باريوم	٥٦	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٠	٦ ٢		٢
لانثانوم	٥٧	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٠	١ ٦ ٢		٢
سبريوم	٥٨	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ١	١ ٦ ٢		٢
براسيوديميوم	٥٩	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٢	١ ٦ ٢		٢
نيوديميوم	٦٠	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٣	١ ٦ ٢		٢
ايلينيوم	٦١	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٤	١ ٦ ٢		٢
سماريوم	٦٢	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٥	١ ٦ ٢		٢
يوروبيوم	٦٣	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٦	١ ٦ ٢		٢
جادولينيوم	٦٤	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٧	١ ٦ ٢		٢
تربيوم	٦٥	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٨	١ ٦ ٢		٢
ديسبروسيوم	٦٦	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ٩	١ ٦ ٢		٢
هولميوم	٦٧	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ١٠	١ ٦ ٢		٢
أربيوم	٦٨	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ١١	١ ٦ ٢		٢
ثوليوم	٦٩	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ١٢	١ ٦ ٢		٢
يتيربيوم	٧٠	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ١٣	١ ٦ ٢		٢
لوتيسيوم	٧١	٢	٦ ٢	١٠ ٦ ٢	٢ ٦ ١٠ ١٤	١ ٦ ٢		٢

obeikandl.com

ترتيب الاليكترونات الخارجية للعناصر

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

obeikandl.com

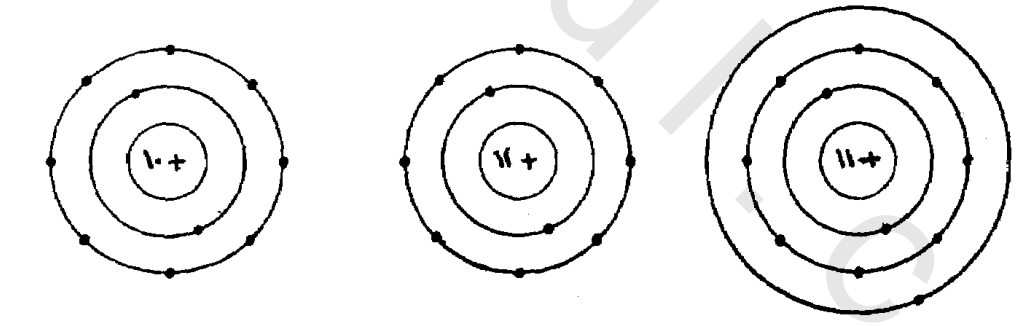
يلاحظ أن العناصر التى تنتمى إلى مجموعة واحدة فى الترتيب الدورى لها تركيب مماثل من حيث الغلاف الخارجى أو المحيط الخارجى . فيوجد فى الغازات غير الفعالة فى جميع الحالات ، ما عدا الهيليوم ، غلاف خارجى مكون من ثمانية اليكترونات ، ومثل هـذه العناصر غير فعال كيميائيا ، وتحتوى جميع عناصر مجموعة الفلزات القلويه (الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم) على أليكترون واحد فى المحيط الخارجى الأخير ، وتحتوى على ثمانية اليكترونات فى المحيط الذى قبله (ماعدا الليثيوم) وكذلك تحتوى عناصر المجموعه 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 الأكسيجين تحتوى على ستة . أما العناصر مثل النحاس والفضة والذهب التى تشبه قليلا الفلزات القلويه (مثل التكافؤ الأحادى) فأنها تحتوى على اليكترون واحد فى المحيط الخارجى الأخير غير أنها تحتوى على ثمانية عشر اليكترون فى المحيط الذى قبله .

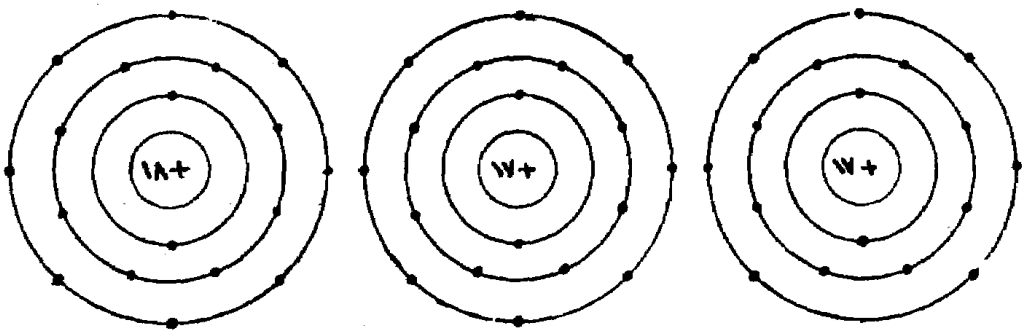
التكافؤ والتركيب الاليكترونى

سبق الاشارة إلى أن ترتيب الأليكترونات فى حالة الغازات غير الفعالة يؤدى إلى حالة الثبات stability التى عليها هذه الغازات . فنى حالة الهيليوم يوجد اليكترونان فى المحيط الخارجى . فاذا اعتبر الاتحاد الكيميائى أنه نتيجة إنتقال بعض الأليكترونات من ذرة إلى أخرى أو نتيجة أعادة ترتيب وضع الأليكترونات بين هذه الذرات بحيث ينتج عن ذلك نظام يشبه النظام الثابت الموجود فى حالة الغازات غير الفعالة ، فمن الواضح أن الأليكترونات التى توجد فى المحيط الخارجى الأخير هى التى تقوم بهذا العمل وتسمى هـذه

الأليكترونات باليكترونات التكافؤ valency electrons . وعلى ذلك يمكن تعريف التكافؤ بأنه عدد الأليكترونات التى 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 ،فاذا فقدت هذا الاليكترون ينتج عن ذلك أيون ion موجب الشحنة يحتوى على اليكترونات خارجية 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 الاليكترونات فيه ثمانية وينتج عن ذلك أيون سالب التكهرب هو أيون الكلور وفيه الاليكترونات الخارجية موزعة كما فى حالة ذرة غاز الأرجون .



ذرة صوديوم　　أيون صوديوم　　ذرة نيون



ذرة كلور　　أيون كلور　　ذرة أرجون.

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 كهربائى ، ويكون فى هذا التفاعل تكافؤ ذرات الصوديوم والكلور أحادى والصوديوم موجب التكهرب والكلور سالب التكهرب . وعند أذابة كلوريد الصوديوم فى الماء تنفصل أيونات الصوديوم وأيونات الكلور فى الماء . وبطريقة مشابهة تفقد ذرة الكالسيوم اليكترونين موجودين فى المحيط الخارجى الأخير ويكون تكافؤها ثنائى وموجب فى حين تحتوى ذرة الاكسيجين على ستة أليكترونات فى 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 فى هذه الحالة بالمركبات ذات التكافؤ الكهربائى electrovaleut compounds . ومما يلاحظ أن هذه الظاهرة ليست مضطردة ، فالاليكترونات فى المحيط (الغلاف) الخارجى الأخير معرضة لقوة جذب من الشحنة الموجبة التى فى نواة الذرة ، وتتوقف سهولة إنفصال الأليكترونات على بعدها من النواة . فيوجد اليكترون التكافؤ فى حالة الليثيوم فى المحيط الثانى بينما يوجد فى حالة الصوديوم فى المحيط الثالث أى أبعد من نواة الذرة ، وعلى ذلك فان انفصال الاليكترون فى حالة الصوديوم يكون أسهل من إنفصاله فى حالة الليثيوم .

يوجد كثير من المركبات لا تسلك هذا السلوك عند تكوين أنظمة ثابتة بترتيب الأليكترونات فى محيط يحتوى على اليكترونين duplet أو محيط يحتوى على ثمانية أليكترونات octet وهى الانظمة التى سبق الاشارة إلى أن لها خاصية الثبات وهى الموجودة فى الغازات غير الفعالة . فالاكسيجين ($ا_٢$) ، ($كب ا_٢$) ، ($ن ىد_٣$) ومركبات الكربون العديدة . . . الخ ، لا تتم عدد الاليكترونات فى المحيطات الخارجية لمثل هذه المركبات إلى اثنين duplet أو

ثمانية octet عن طريق إنفصال الأليكترونات من الذرات أو أضافتها اليها ، بل يتم ذلك عن طريقة المشاركة . فى حالة إتحاد ذرتين من الأيدروجين لتكوين جزىء فان كل ذرة من الأيدروجين تساهم بالأليكترون الوحيد لذى بذرتها لتكوين نظام ثابت duplet

$$\text{يد}^{\cdot} + \text{يد}^{\cdot} \longrightarrow \text{يد} : \text{يد}$$

كذلك فى حالة الكلور يوجد فى المحيط الخارجى سبعة أليكترونات عند تكوين جزىء الكلور تساهم كل ذرة من الكلور بأليكترون وينشا عن ذلك نظام ثابت تكون فيه كل ذرة كلور محاطة بثمانية اليكترونات octet

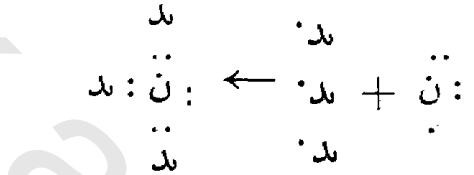
$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{\text{كل}}}\cdot + :\dot{\underset{\cdot\cdot}{\text{كل}}}\cdot \longrightarrow :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{\text{كل}}} : \underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{\text{كل}}} :$$

ويسمى هذا النوع من التكافؤ الناتج من مساهمة كل ذرة بعدد من لأليكترونات فى بناء النظام الثابت سواء كان duplet أو octet ، بالتكافؤ لمساهمة covalency ، وتقدر النهاية العظمى لتكافؤ المواد غير المعدنية سب هذا النوع من التكافؤ بعدد الأليكترونات التى يجب أضافتها إلى المحيط لخارجى الأخير للذرة حتى يصبح عددها ثمانية . فى حالة الكلور مثلا يكون تكافؤ واحد ، لأن بالمحيط الخارجى الأخير سبعة اليكترونات فلكى يصبح انية يحتاج الأمر إلى أضافة اليكترون واحد . ويكون التكافؤ فى حالة لاكسيجين ثنائى لأن المحيط الخارجى الأخير لذرة الاكسيجين به ستة كترونات وتساهم كل ذرة بأليكترونين عند إتحاد ذرتين من الاكسيجين كوين جزىء من الاكسيجين :

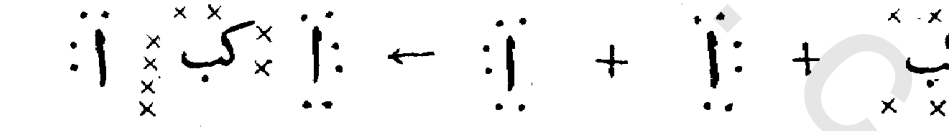
$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{\text{ا}}}: + :\dot{\underset{\cdot\cdot}{\text{ا}}}: \longrightarrow :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{\text{ا}}}: :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{\text{ا}}}:$$

وعند إتحاد ذرة نتروجين مع ثلاثة ذرات من الأيدروجين لتكوين

جزىء من الأمونيا تشترك ذرة النتروجين ، التى تحتوى فى محيطها الخارجى الأخير على خمسة اليكترونات ، مع ثلاثة ذرات من الايدروجين التى يحتوى كل منها على اليكترون واحد لتكوين نظام يكون فيه لكل ذرة ايدروجين نظام ثابت مكون من اليكترونين ، ولذرة النتروجين نظام ثابت مكون من ثمانية اليكترونات :



وفى بعض الاحيان تكون الاليكترونات المشتركة بين ذرتين لتكوين نظام ثابت من ثمانية أليكترونات مكتسبا من ذرة واحدة كما فى حالة ثانى أكسيد الكبريت وثالث أكسيد الكبريت فكل من ذرة الاكسجين والكبريت يحتوى 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 فى 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 وهى المعروفة بعناصر الانتقال transition elements . فاذا بدأنا بعنصر الارجون فان تركيبه الاليكترونى

هو (٢ + ٨ + ٨) ، والعنصر الذى يليه وهو البوتاسيوم تركيبه هو (٢ + ٨ + ٨ + ١) ، والذى يلى البوتاسيوم هو الكالسيوم وتركيبه (٢ + ٨ + ٨ + ٢) . ولكن فى العناصر التى تلى ذلك وهى من السكنديوم إلى الخارصين يشاهد فى اليكترونات ذراتها جنوح نحو النسرب من المحيط الخارجى الاخير إلى المحيط الذى قبله حتى يزداد عد الاليكتروناتفيه ويصل إلى النهاية العظمى وهى (١٨) وبذا يتحصل على ترتيبات اليكترونية مختلفة لنفس العنصر وبالتالى تكافؤات مختلفة variable valency كما يتضح من الامثلة التالية :

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

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

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