[٧] الباب السابع :

الجدول الدورى The periodic table

[٧ ـ ١] عام :

فى بداية القرن التاسع عشر ، كان قد تم إكتشاف عدد كبير من العناصر وكان معظم جهد العلماء ، ينصب فى دراسة أوجه التشابه بين هذه العناصر الجديدة وبين العناصر الموجودة فعلاً قبل ذلك الوقت .

فقد قام العالم دوبرينر Döbereiner (١٨٢٩) ، يوضع اقتراح مفاده أن العناصر يمكن تصنيفها فى مجموعات ثلاثية تُعرف بـ : triads .

بحيث أنه إذا توفرت ثلاث عناصر متشابهة فى الخواص الكيميائية فيما بينها ، فإنه يمكن ترتيبها وفقاً لأوزانها الذرية بحيث أن الوزن الذرى للعنصر الأوسط فى الثلاثية يكون مساوياً للمتوسط الحسابى (تقريباً) للعنصرين الآخرين .

وطبقاً لمبدأ دوبرينر فإنه يتم ترتيب العناصر تصاعدياً طبقاً لأوزانها الذرية فى مجموعات ثلاثية ويكون الوزن الذرى للعنصر الأوسط هو المتوسط الحسابى التقريبى للعنصرين الآخرين ، كما أن خواص هذا العنصر الأوسط الفيزيائية والكيميائية عبارة عن وسط بين الخواص الفيزيائية والكيميائية للعنصرين الآخرين .

□ أمثلة لثلاثيات دوبرينر :

[١]

العنصر	ليثيوم Lithium	صوديوم Sodium	بوتاسيوم Potassium
الوزن الذرى	٧	٢٣	٣٩

openkanal.com

[٢]

العنصر	كلور Chlorine	بـروم Bromine	يـود Iodine
الوزن الذرى	٣٥,٤٥	٧٩,٩٠	١٢٦,٩٠

[٣]

العنصر	كبريت	سيلينيوم	تلريوم
الوزن الذرى	٣٢,٠٦	٧٨,٩٦	١٢٧,٦

[٤]

العنصر	حـديد Iron	كوبالت Cobalt	نيـكل Nickel
الوزن الذرى	٥٥,٨٥	٥٨,٩٣	٥٨,٧٠

□ ملاحظات هامة على ثلاثيات دوبرينر :

فى المثال الأول (ليثيوم ، صوديوم ، بوتاسيوم) .

نجد أن الوزن الذرى للعنصر الأوسط وهو الصوديوم

$$= \frac{٧ + ٣٩}{٢} = ٢٣$$

وبالرغم من صحة هذا طبقاً لفرضية دوبرينر إلا أنها لا تنطبق دائماً كما يتضح من الثلاثيات الأخرى :

فمثلاً الكوبالت (٥٨,٩٣) $\neq$ $\frac{٥٨,٧٠ + ٥٥,٨٥}{٢} = \frac{١١٤,٥٥}{٢}$

obeikandl.com

أى ≠ ٥٧,٢٨ وهو المتوسط الحسابى لكل من الحديد والنيكل .

ويلاحظ أن الوزن الذرى للكوبالت وهو العنصر الأوسط أكبر من الوزن الذرى للنيكل وهذا خطأ .

من هنا ، لاحظ العلماء أن قاعدة دوبرينر لا تنطبق على جميع العناصر المعروفة وقتئذ ، كما وأنه تم اكتشاف عناصر أخرى جديدة فيما بعد ، كما تم حساب الوزن الذرى بطرق أدق .

وقد دفع هذا العلماء إلى مزيد من البحث عن طُرق أفضل لتصنيف العناصر وتقسيمها .

بعد ذلك جاء العالم جون ألكسندر نيولاندز (١٨٣٧ ــ ١٨٩٨)

John Alexander Newlands

حيث قام بترتيب العناصر طبقاً لزيادة أوزانها الذرية ، أى ترتيباً تصاعدياً وذلك فى عام ١٨٦٤ . وقد لاحظ أن خواص العناصر تتكرر دورياً على نحو مشابه لدورية أيام اسبوع بزيادة الوزن الذرى ، أى أن العنصر الثامن تكون له خواص كيميائية وفيزيائية مشابهة للعنصر الأول ودورية أيام الأسبوع تعنى أن السبت هو أول أيام الأسبوع وأن السبت التالى هو ثامن يوم وأن اليوم التالى هو الأحد وبعده بثمانية أيام يأتى الأحد الذى يليه وهكذا .

ولهذا أُطلقت عليها ثُمانيات نيولاندز Newlands' Octoves كالتالى :

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl

أى :

ليثيوم ، بريليوم ، بورون ، كربون ، نيتروجين ، أوكسجين ، فلور ، صوديوم ، ماغنسيوم ، ألومنيوم ، سليكون ، فوسفور ، كبريث ، كلور ، وهكذا ...

ولسوء الحظ فإن هذه القاعدة قد كسرت بسبب العناصر الثقيلة وأيضاً لأنه لم يترك فراغات للعناصر الجديدة المكتشفة فيما بعد .

وفيما يلى بعض ثمانيات نيولاندز فى صورة جدول (٧ ــ ١) .

١ هيدروجين	٨ فلور	١٥ كلور	٢٢ كوبالت ونيكل
٢ ليثيوم	٩ صوديوم	١٦ بوتاسيوم	٢٣ نحاس
٣ بريليوم	١٠ ماغنسيوم	١٧ كالسيوم	٢٤ زنك
٤ بـــــورون	١١ ألومنيوم	١٨ كروم	٢٥ يتريوم
٥ كربون	١٢ سليكون	١٩ تيتانيوم	٢٦ أنديوم
٦ نيتروجين	١٣ فوسفور	٢٠ منجنيز	٢٧ زرنيخ
٧ أوكسجين	١٤ كبريت	٢١ حديد	٢٨ سيلينيوم

جـدول (٧ـ١)
ثمانيات نيولاندز

☐ ملاحظات على ثمانيات نيولاندز :

١ ــ عنصر الليثيوم (٢) يشابه عنصر الصوديوم (٩) .

٢ ــ عنصر الصوديوم (٩) يشابه عنصر البوتاسيوم (١٦) .

٣ ــ عنصر البريليوم (٣) يشابه عنصر المغنسيوم (١٠) .

obeikandl.com

٤ ــ تعتبر ثمانيات نيولاندز ، أول تقسيم للعناصر له صفة الدورية عند ترتيب العناصر تزايدياً مع الوزن الذرى لها .

وبالرغم من هذا المجهود إلا أنه ظهرت بعض الأخطاء والتناقضات فى هذا التقسيم وذلك بدءاً من عنصر الكالسيوم (رقم ١٧) .

وكمثال على هذا ...

١ ــ اضطر نيولاندز لوضع عنصرين فى مكان واحد (رقم ٢٢ بالجدول) وهما الكوبالت والنيكل .

٢ ــ عنصر البوتاسيوم (رقم ١٦) له خواص مختلفة عن عنصر النحاس (رقم ٢٣) .

٣ ــ لاتتشابه خواص الكوبالت والنيكل (رقم ٢٢) مع عنصر الكلور (رقم ١٥) .

وفى عام ١٨٦٩ اكتشف العالم الروسى الفذ ديمترى مندلييف (١٨٣٤ ــ ١٩٠٧) ــ الجدول الدورى للعناصر وقد كان هذا الاكتشاف أهم حدث علمى فى تاريخ علم الكيمياء .

وذلك بعد ثبوت النظرية الذرية والجزيئية فقد كان ذلك بمثابة فاتحة عهد جديد للكيمياء ، حيث حدد هذا الاكتشاف طرق تطور علم الكيمياء لسنوات عديدة قادمة .

واعتماداً على القانون الدورى ، فقد وضع مندلييف ، تصنيفاً للعناصر الكيميائية ، بشكل جدول دورى ، مما ساعد كثيراً فى دراسة خواص العناصر الكيميائية ، كما لعب دوراً كبيراً فى تطور علم بناء المادة فيما بعد .

وقد عرفنا فى بداية هذا الباب بند (٧ ــ ١) أنه قد جرت عدة محاولات لترتيب العناصر الكيميائية ، كان الهدف منها تصنيفياً بحتاً ، ولم تنجح هذه المحاولات فى تصنيف العناصر إلى مجموعات على أساس التماثل فى خواصها الكيميائية ، وكان يُنظر فيها لكل عنصر على أنه منعزل وليس له ارتباط بالعناصر الأخرى .

[٧ ـ ٢] القانون الدورى لمندليف :

كان مندليف يعتقد على عكس زملائه ممن سبقوه ، بضرورة وجود علاقة منتظمة تجمع العناصر الكيميائية فى وحدة كاملة فقد توصل إلى ما يفيد بأن الكتلة الذرية النسبية يجب أن تكون الأساس عند تصنيف العناصر .

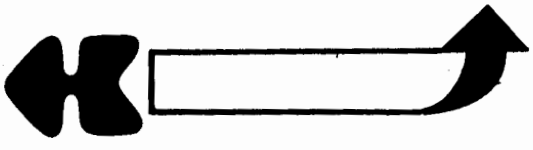
[وبالفعل فقد قام بترتيب كافة العناصر المعروفة وقتئذ ترتيباً تصاعدياً تبعاً لأوزانها الذرية relative atomic masses وقد رتب العناصر فى صفوف أفقية بحيث أن العناصر ذات الخواص المتشابهة تظهر فى نفس الأعمدة **الرأسية** .

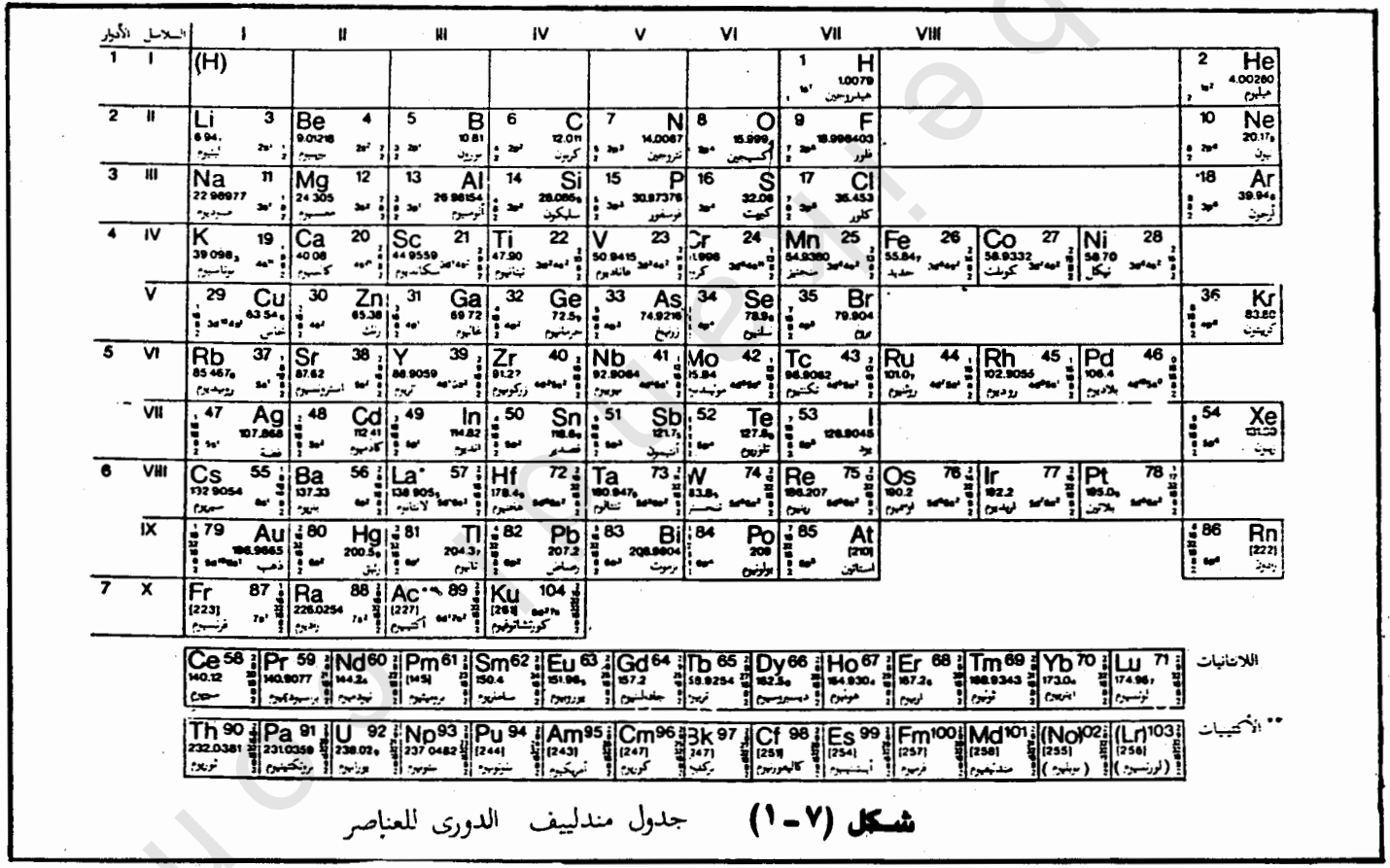
ويطلق على الأعمدة الرأسية للعناصر المتشابهة **بالمجموعات** groups فى حين يطلق على الصفوف الأفقية **بالدورات** periods]

ونتيجة للتكرار الدورى للعناصر ذات الخواص المتشابهة فقد أطلق مندلييف على جدوله هذا بالجدول الدورى Periodic table وبترتيبه للعناصر تبعاً لأوزانها الذرية ، تصاعدياً ، قام بوضع العنصر الأول الذى عدده الذرى أقل فى أقصى يسار الجدول ثم الأكبر فالأكبر فى صفوف أفقية وهى الدورات ، تنتهى دائماً بالعنصر الثامن وهو أحد العناصر الخاملة (النادرة ــ النبيلة) وبتكرار هذه الدورات ، بحيث تقع العناصر ذات الخواص المتشابهة فى مجموعة واحدة رأسية .

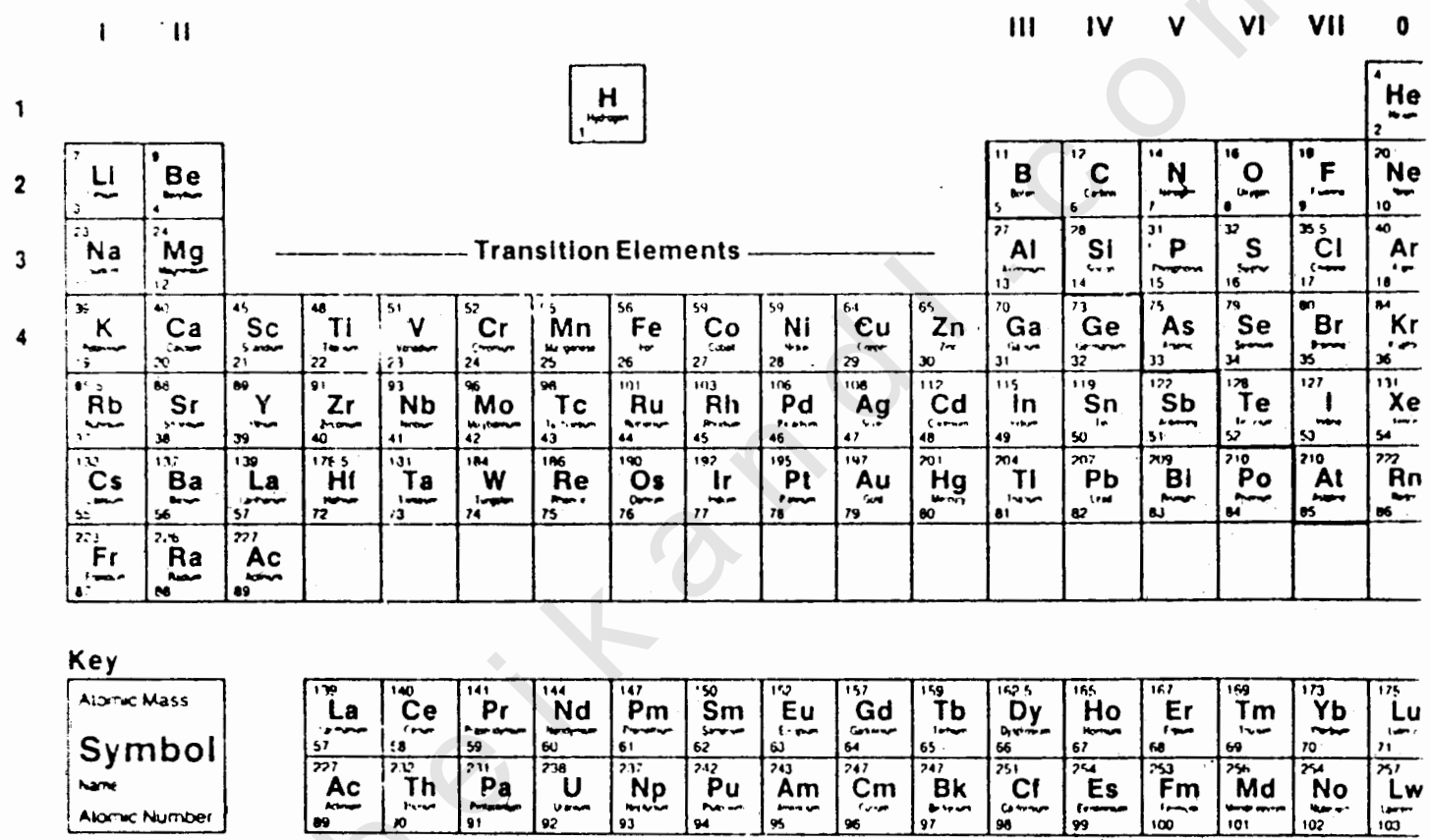
وقد وجد أنه من اللازم ترك فراغات gaps للمواد التى لم تكن معروفة وقتئذ وتنبأ هو بها .

انظر الرسم شكل (٧ ــ ١) وهو يوضح الجدول الدورى لمندلييف .



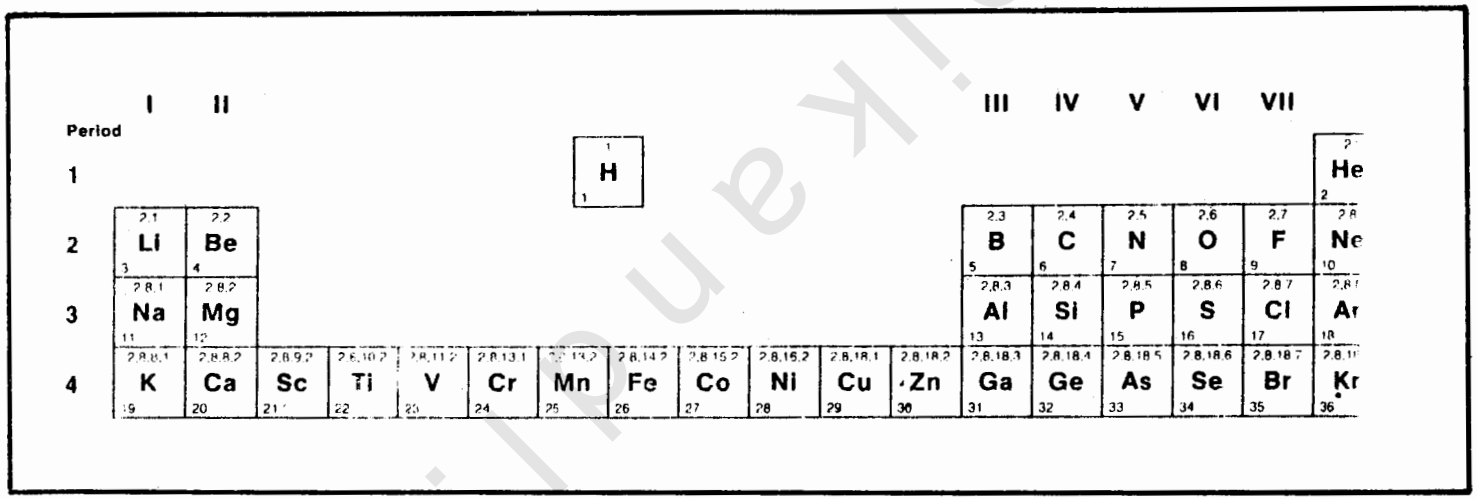


شكل (٧-١) جدول مندلييف الدورى للعناصر



شكل ١ (٧ـ٢) فى حين يوضح شكل (٧ ــ ٢) ، الـ ٣٦ عنصراً الأولى فى الجدول الدورى .

obeikandl.com



شکل ب (۷-۲)

obeikandl.com

ولقد صاغ مندلييف القانون الدورى على النحو التالى :

[إن خواص الأجسام البسيطة وكذلك أشكال وخواص مركبات العناصر تتعلق دورياً بقيم الأوزان الذرية للعناصر] .

ويجدر الإشارة هنا إلى أن تعبير ''الوزن الذرى'' كان يستعمل فى السابق بدلاً من التعبير المتبع حالياً وهو ''الكتلة الذرية النسبية'' .

وللتعرف على العلاقة بين العناصر التى وجدها مندلييف ، نورد فيما يلى العناصر العشرين الأولى ، مرتبة حسب تزايد أوزانها الذرية .

وقد وضع تحت رمز كل عنصر كتلته الذرية التقريبية وصيغة مركبة الأكسجينى الموافق لأعلى تكافؤ للعنصر حسب الأوكسجين .

انظر شكل (٧ ــ ٣) .

N	He	Li	Be	B	C	N
هيدرون	هليوم	ليثيوم	بريليوم	بورون	كربون	نتروجين
١	٤	٦,٩	٩	١٠٨	١٢	١٤
H_2O	–	Li_2O	BeO	B_2O_5	CO_2	N_2O_5
O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si
أكسجين	فلور	نيون	صوديوم	مغنسيوم	ألومنيوم	سليكون
١٦	١٩	٢٠,٢	٢٣	٢٤,٣	٢٨	٢٨,١
–	F_2O	–	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2
P	S	Cl	Ar	K	Ca	
فوسفور	كبريت	كلور	أرجون	بوتاسيوم	كالسيوم	
٣١	٣٢,١	٣٥,٥	٣٩,٩	٣٩,١	٤٠,١	
P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	–	K_2O	CaO	

شكل (٧-٣)

والشذوذ الوحيد فى هذه السلسلة هو البوتاسيوم والذى كان من المفروض أن يكون سابقاً للأرجون إلا أن هذا الشذوذ كان له تفسير طبقاً للنظرية الحديثة لبناء الذرة ؛ وبغض النظر عن الهيدروجين والهيليوم، فسوف نرى الترتيب الذى يخضع له تغير العناصر الأخرى .

فالليثيوم فلز أحادى ، يقوم بتفكيك الماء بشدة مكوناً القلويات وبعد الليثيوم يأتى البريليوم وهو فلز ثنائى التكافؤ ، يقوم بتفكيك الماءببطىءفى درجة الحرارة العادية .

ثم يأتى بعد البريليوم ، البورون وهو عنصر ثلاثى التكافؤ إلا أنه ذو خواص لافلزية ضعيفة كما أنه يُظهر بعض خواص الفلزات .

يأتى بعد ذلك الكربون وهو لافلز رباعى التكافؤ .

ثم النتروجين وهو ذو خواص لافلزية قوية وبعده يأتى الأوكسجين وهو يعتبر لافلزاً نموذجياً .

وفى الأخير يأتى العنصر السابع وهو الفلور الذى يعتبر من أنشط اللافلزات جميعاً وينتمى إلى فصيلة الهالوجينات .

وعلى هذا ، فقد لاحظ مندليف أن الخواص الفلزية التى تظهر فى عنصر مثل الليثيوم واضحة تماماً ، تضعف تدريجياً عند الانتقال من عنصر لآخر ، مفسحةً المجال أمام الخواص اللافلزية التى تزيد شدة خواصها وتصبح فى أشدها فى حالة الفلور .

ولاحظ كذلك أنه بزيادة الكتلة الذرية ، يزيد تكافؤ العناصر بالنسبة للأوكسجين بدءاً من الليثيوم .

وتبلغ هذه الزيادة الواحد من أجل كل عنصر لاحق فيما عد الفلور الذى يساوى تكافؤه بالنسبة للأوكسجين .

وهو الاستثناء الوحيد من هذه القاعدة ويرجع ذلك إلى خصائص بناء ذرة الفلور .

فإذا ما استمر تغير الخواص بهذا الشكل ، لكان من اللازم أن يكون الفلور بحيث يليه عنصر ذو خواص لافلزية أكثر وضوحاً إلا أن العنصر الذى يليه هو النيون وهو غاز خامل لا يتحدُ مع العناصر الأخرى ولا يظهر أية خواص فلزية أو لا فلزية .

بعد النيون يأتى الصوديوم وهو فلز أُحادى التكافؤ يشبه الليثيوم وبه يبدو وكأننا سنعود إلى السلسلة السابقة .

إلا أن العنصر الذى يأتى بعد الصوديوم هو المغنسيوم وهو يشبه البريليوم تماماً ، ثم يليه الألومنيوم . وبالرغم من أنه فلز (ليس لافلز) كالبورون ، إلا أنه ثلاثى التكافؤ أيضاً وله بعض الخواص اللافلزية .

ثم يلى الألومنيوم ، السيليكون وهو فلز رباعى التكافؤ يشبه الكربون من عدة جوانب .

ثم الفوسفور الخماسى التكافؤ والذى يشبه النتروجين فى خواصه الكيميائية ثم الكبريت وهو ذو خواص لافلزية واضحة تماماً ثم الكلور ، وهو لافلز نشيط جداً من فصيلة الهالوجينات ثم نصل إلى غاز خامل آخر وهو الأرجون .

وبوجه عام يتكرر تغير خواص جميع العناصر حسب الترتيب الوارد عند العناصر الـ ١٦ الأولى (فيما عدا الهيدروجين والهيليوم) ؛ حيث يلى الأرجون ، فلز قلوى أُحادى التكافؤ ، هو البوتاسيوم ويليه الكالسيوم وهو فلز ثنائى التكافؤ ، ويشبه المغنسيوم وهكذا ،

ونجد أن تغير الخواص الكيميائية للعناصر ، كلما زادت كتلتها الذرية ، لا يحدث باستمرار فى إتجاه واحد ، بل يأخذ صفة الدورية ، فبعد مرور عدد معين من العناصر ، تعود الخواص الأصلية إلى الظهور من جديد وحيث تتكرر وإلى حد ما ، خواص العناصر السابقة على نفس النمط إلا أنها تكون بفروق كمية ونوعية محدودة .

وقد نجح فى هذا إلى أن جاء وضع النحاس فى الجدول ، فوجد أنه مخالف للبوتاسيوم (الذى يسبقه فى المجموعة الأولى) فى خواصه فقام بتقسيم هذه المجموعة إلى مجموعتين فرعيتين (ا ، ب) .

حيث ترك العناصر المتشابهة فى الخواص بالمجموعة (ا) فى حين قام بوضع النحاس فى المجموعة (ب) وبذلك ، فقد قام بتقسيم مجموعة تالية إلى مجموعتين جزيئيتين ا ، ب .

وقد أطلق مندليف اسم الأدوار أو الدورات على سلاسل العناصر التى تتغير

فيها الخواص بصورة متدرجة ، مثال ذلك ، السلسلة المؤلفة من ثمانية عناصر ، تبدأ بالليثيوم وتنتهى بالنيون . وكذلك السلسلة التى تبدأ بالصوديوم وتنتهى بالأرجون .

فإذا ما كتبناهما تحت بعضهما وبحيث يكون الليثيوم فوق الصوديوم والنيون فوق الأرجون ، فإننا نحصل على الترتيب التالى لهذه العناصر :

ليثيوم	بريليوم	بورون	كربون	نيتروجين	اكسجين	فلور	نيون
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	AL	Si	P	S	Cl	Ar
صوديوم	مغنسيوم	ألومنيوم	سليكون	فوسفور	كبريت	كلور	أرجون

وطبقاً لهذا الترتيب فإنه تقع فى الأعمدة الرأسية (المجموعات) ، العناصر المتشابهة فى الخواص والتى لها تكافؤ واحد مثل الليثيوم والصوديوم فى العمود الأول والبريليوم والماغنسيوم فى المجموعة الثانية والفلور والكلور فى المجموعة السابعة والنيون والأرجون فى المجموعة الثامنة .

وبهذه الكيفية ، استطاع مندليف الحصول على جدول سماه بالجدول الدورى للعناصر طبقاً للدورات والمجموعات .

ويتألف هذا الجدول من عشر سلاسل أفقية (٧ دورات) وتسعة مجموعات رأسية تقع فيها العناصر المتشابهة الواحد تحت الآخر .

فإذا ما بدأنا بالدورات الأفقية ، سنجد أن السلسلة الأولى تضم عنصرين هما الهيدروجين والهيليوم اللذان يمثلان السلسلة الأولى أو الدورة الأولى .

أما الدورتان الثانية والثالثة فتتألفان من العناصر التى سبق ذكرها (ليثيوم ← نيون) ، (صوديوم ← أرجون) وهما من ثمانية عناصر . وتبدأ كلا الدورتين بفلز قلوى وتنتهى بغاز خامل .

وتعرف هذه الدورات الثلاثة بالدورات القصيرة .

وتبدأ السلسلة الرابعة بفلز قلوى كذلك وهو الكالسيوم وبناء على تغير الخواص فى الدورتين السابقتين فإنه يمكننا أن نتوقع نفس الشىء فى هذه الدورة .

حيث سيكون العنصر السابع هالوجينا ، بينما يكون الثامن غازاً خاملاً .

إلا أن هذا لا يحدث ، حيث يشغل مكان العنصر السابع الهالوجينى المنجنيز وهو فلز يشكل أكاسيد قاعدية وحمضية ويوجد بينها أكسيد واحد يشبه أكسيد الكلور Cl_2O_7 وهو الأكسيد Mn_2O_7 .

ويلى المنجنيز فى هذه الدورة ، الحديد والكوبالت والنيكل وتتشابه كثيراً فيما بينها .

وتبدأ الدورة الخامسة بالنحاس وتنتهى بالكريبتون وهو غاز خامل .

والدورة السادسة تبدأ مرة ثانية بفلز قلوى وهو الروبيديوم ..

وعلى هذا فإن التكرار الكامل للخواص عند العناصر التى تلى الأرجون لا يظهر إلا بعد ١٨ عنصراً وليس كما فى الدورتين الثانية والثالثة ، بعد ٨ عناصر .

وتكون العناصر الثمانية عشر هذه ، الدور الرابع المسمى بالدورة الطويلة والمؤلفة من دورتين .

وبالنسبة للدورة الخامسة الطويلة ، فهى تتألف من دورتين تاليتين وهما السادسة والسابعة ، وهى تبدأ بفلز قلوى هو الروبيديوم وتنتهى بغاز خامل وهو الزينون .

وفى الدورة الثامنة ، يلى **اللانثانوم** ، أربعة عشر عنصراً تُعرف باللنثانيات وهى تشبه كثيراً **اللانثانوم** كما وتتشابه فيما بينها .

وحيث أن الرادون ، الغاز الخامل الذى يلى **الزينون** يقع فى نهاية الدورة التاسعة ، لذلك فالدورتين الثامنة والتاسعة تعتبران دورة طويلة كذلك الدورة السادسة وتضم ٣٢ عنصراً .

ولا تتغير كل خواص العناصر فى الدورات الطويلة بنفس طريقة تغيرها فى الدورتين القصيرتين ، الثانية والثالثة .

حيث يلاحظ نوع ما من التكرار فى تغير الخواص بداخل الدورات ذاتها .

وهكذا يزداد التكافؤ الأعلى بالنسبة للأوكسجين فى بداية الأمر ويحدث هذا

بصورة منتظمة عند الانتقال من عنصر لآخر ثم بعد بلوغه قيمة عظمى فى منتصف الدورة يهبط ثانية إلى (٢) ثم يزداد بعدها مرة أخرى حتى (٧) فى نهاية الدورة .

ولذلك فإنه يتم تقسيم الأدوار الطويلة إلى سلسلتين وفى السلسلة العاشرة ، نجد أنها تشكل الدورة السابعة الغير مكتملة بعد ، وهى تحتوى على ١٩ عنصراً تم الحصول على العنصر الأول منها والعناصر الثلاثة عشر الأخيرة بطرق اصطناعية منذ وقت قريب والعناصر الـ ١٤ التى تلى الأكتينيوم تشبهه كثيراً فى بناء ذراتها ولهذا تم وضعها مثل اللنثانيات خارج الجدول العام تحت اسم الأكتينيات وتحتوى المجموعات (أو الفصائل) الرأسية على عناصر تتشابه فى خواصها ولهذا تظهر كل مجموعة رأسية كما لو كانت عائلة طبيعية من العناصر ، ويحتوى الجدول على تسع مجموعات أو فصائل ويُشار إلى رقم المجموعة بعدد لاتينى فى أعلاها . (I, II, III, IV, ...)

ولقد كان المبدأ الذى اهتدى به مندليف عند وضع الجدول الدورى ، هو ترتيب العناصر طبقاً لزيادة كتلتها الذرية إلا أن هذا المبدأ لم ينجح فى ثلاث حالات .

ففى الجدول نجد أن الأرجون مثلاً (كتلته الذرية = ٣٩,٩٤٨) يسبق البوتاسيوم الذى تقل كتلته الذرية عن الأرجون حيثُ تبلغ (٣٩,٠٩٨) .

كما وأن الكوبالت الذى تبلغ كتلته الذرية (٥٨,٩٣٢) .

يقع قبل النيكل الذى تبلغ كتلته الذرية (٥٨,٧٠) .

وكذلك نجد أن التلريوم (كتلته الذرية ١٢٧,٦) يقع قبل اليود الذى تبلغ كتلته الذرية (١٢٦,٩٠٤٥) .

وبذلك نجد أن مندليف نفسه قد خرق هذا المبدأ الذى وضعه فى الترتيب العام ، انطلاقاً من خواص هذه العناصر التى تحتاج إلى هذا التتالى فى ترتيبها .

وذلك لأنه لم يأخذ فى الاعتبار كما بينا مسبقاً ، الكتلة الذرية كعامل أساسى فى هذا المجال ، وإنما اعتمد عند تحديده لمكان العنصر فى الجدول على مجموع خواصه الذاتية .

ولقد أظهرت الأبحاث فيما بعد أن ترتيب مندليف للعناصر فى الجدول الدورى كان صحيحاً تماماً ويتفق مع بناء ذراتها .

وعلى هذا فإن العناصر فى الجدول الدورى ، تتغير خواصها وكتلتها الذرية وتكافؤها وطبيعتها الكيميائية حسب ترتيب معين ، سواء فى الاتجاه الرأسى أو الأفقى .

وعلى هذا فإن مكان العنصر فى الجدول يتعين بخواصه وبالعكس فإن كل مكان فى الجدول يوافق عنصراً يملك مجموعة معينة من الخواص وبذلك فإنه يمكن التنبؤ تماماً بخواص أى عنصر بعد معرفة مكانه فى الجدول .

ولا تتغير الخواص الكيميائية للعناصر ، فقط ، بالجدول بصورة دورية كدالة للكتلة الذرية ، بل هنالك الكثير من الخواص الفيزيائية للمواد البسيطة تتغير على نفس المنوال .

[٧ـ٣] اهمية الجدول الدورى لمندليف :

لقد ساهم وجود الجدول الدورى فى تطور علم الكيمياء وبدرجة كبيرة ومن أهم مميزات هذا الجدول ، التنبؤ باكتشاف عناصر جديدة ،
فقد ترك مندليف أماكن شاغرة فى جدوله الدورى وتنبأ بخواص هذه المواد فقدترك مكاناً شاغراً فى جدوله بعد الكالسيوم لعنصر مجهول سيتم اكتشافه وحدد خواصه مسبقاً بأنه شبيه عنصر البورون ومثلاً تم اكتشاف السكانديوم scandium ووجدت خواصه مطابقة للخواص التى تنبأ بها مندليف حيث أسماه شبيه البورون أو (ايكابورون) وعنصر السكانديوم يقع فعلاً بين الكالسيوم و التيتانيوم .
وبنفس الطريقة ترك مكانين شاغرين بين الزنك والزرنيخ واكتشف فيما بعد عنصر الجاليوم والجرمانيوم ويشغلان حالياً هذين المكانين ،

ولم يكن مندليف ، متأكداً فقط من وجود عناصر مجهولة فى حينه يجب أن تملأ هذه الأماكن فحسب ، بل ذهب لأبعد من هذا حيث تنبأ بخواص هذه العناصر معتمداً على أماكنها بينَ العناصر الأخرى فى الجدول الدورى فلقد سمى العنصرين اللذين ترك لهما مكانين شاغرين فى الجدول بين الزنك والزرنيخ بـ :

ايكا الومنيوم ، ايكا سليكون أى شبيه الألومنيوم وهو الجاليوم وشبيه السليكون وهو الجرمانيوم .

ولقد تأكدت **تنبؤات** مندليف بعد وضعه للقانون الدورى ، فى خلال السنوات الخمسة عشر التالية ، إذ اكتشف العناصر الثلاثة التى توقعها خلالها .

فقد اكتشف أولاً الكيميائى الفرنسى ليكوك دى بوابودران عنصر **الجاليوم** وهو يمتلك جميع خواص الأيكا ــ ألومنيوم .

بعده اكتشف العالم السويدى نلسون عنصر السكانديوم الذى له خواص الإيكابورون بعد ذلك بعدة سنوات .

اكتشف ونكلر فى ألمانيا عنصراً أسماه الجرمانيوم وهو يطابق تماماً **الإيكاسيليكون** الذى تنبأ به مندليف وذلك عام ١٨٨٦ .

ولإعطاء فكرة عن الدقة المدهشة لتنبؤات مندليف ، نورد فيما يلى مقارنة بين الخواص التى تنبأ بها**الإيكاسيليكون**فى عام ١٨٧١ وبين خواص الجرمانيوم الذى تم اكتشافه عام ١٨٨٦ .

خواص الإيكاسليكون	خواص الجرمانيوم
[١] الإيكاسليكون Es ، فلز قابل للانصهار يمكن أن يتطاير بالتسخين الشديد	الجرمانيوم Ge عنصر رمادى **ينصهر** فى درجة ٩٣٦°م ويتطاير فى درجات الحرارة المرتفعة
[٢] تبلغ كثافته ٥,٥ حم/سم٣	تبلغ كثافته ٥,٣٥ حم/سم٣ عند ٢٠°م
[٣] وزنه الذرى ٧٢	وزنه الذرى ٧٢,٥٩
[٤] EsO_2 يُختزل بسهولة	GeO_2 يختزل بسهولة بالكربون أو الهيدروجين متحولاً إلى الفلز Ge
[٥] تقرب كثافة EsO_2 من ٤,٧ حم/سم٣	كثافة GeO_2 = ٤,٧٠٣ حم/سم٣ عند ١٨°م

جدول٣

والميزة الثانية لجدول منديليف هى سهولة دراسة الخواص المختلفة للعناصر .

فالعناصر التى تقع فى مجموعة واحدة بالجدول قد تكون متشابهة فى خواصها الكيميائية فإذا ما عرفنا خواص إحداها ، أمكننا استنتاج معظم خواص باقى عناصر المجموعة .

وقد لعب الجدول الدورى دوراً هاماً فى تعيين التكافؤ والكتل الذرية لبعض العناصر .

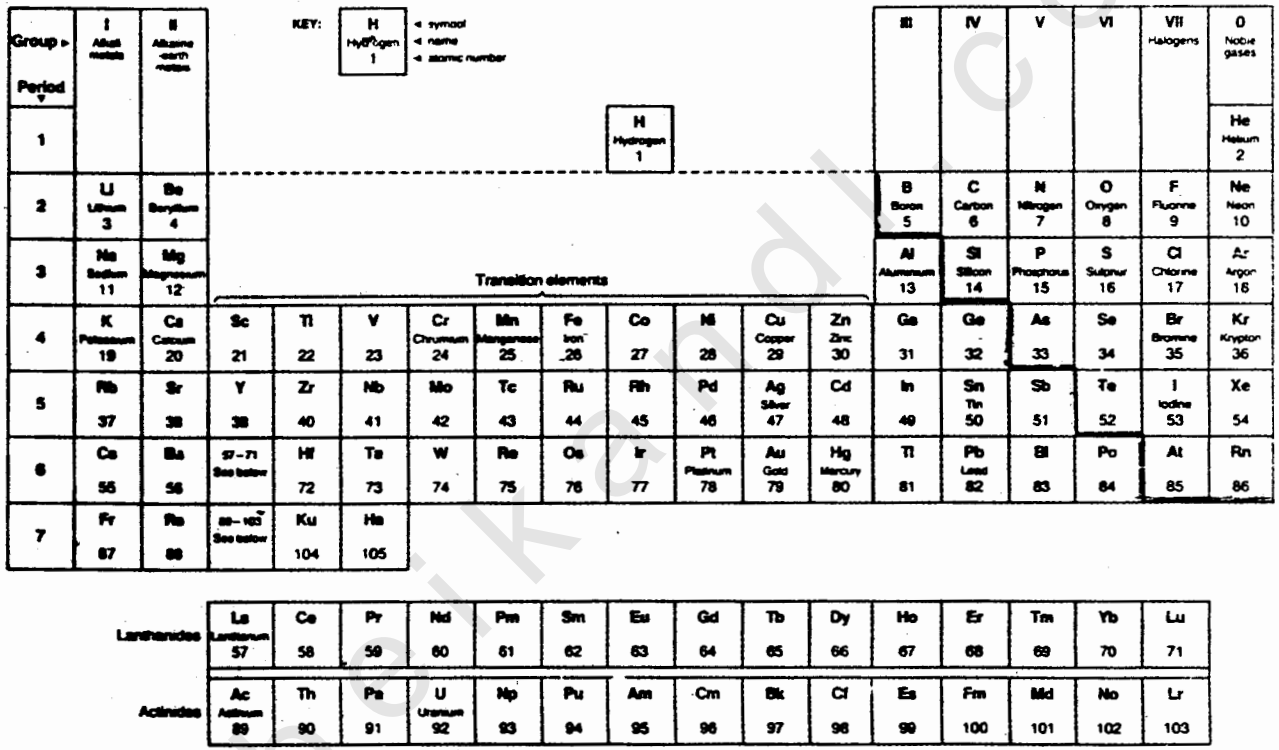
فمثلاً ؛ كان عنصر البريليوم يُعتبر ولفترة طويلة قريناً للألومنيوم وأُعطيت لأكسيده الصيغة Be_2O_3 وبناء على الصيغة المقترحة لأكسيد البريليوم فلقد اعتبرت كتلته الذرية = ١٣,٥ ولكن الجدول الدورى يشير إلى وجود مكان واحد فقط للبريليوم فوق المغنسيوم ، لذلك يلزم أن تكون صيغة أكسيده BeO ومنها ينتج أن الكتلة الذرية البريليوم = ٩ .

ولقد تأكدت هذه النتيجة عند حساب الكتلة الذرية للبريليوم بواسطة كثافة بخار كلوريد البريليوم .

وعليه فقد ساهم الجدول الدورى فى تصحيح الكتل الذرية لبعض العناصر ؛ ولقد تم تحضير عناصر (ما وراء اليورانيوم transuranium elements) فى السنوات العشر الأخيرة ، والتى تقع بعد اليورانيوم فى الجدول الدورى ولقد تم الحصول ولأول مرة على أحد هذه العناصر عام ١٩٥٥ وكان ترتيبه فى العناصر المكتشفة رقم ١٠١ وأطلق عليه المنديليفيوم

[٧ ـ ٤] الجداول الدورية الحديثة Modern Periodic tables :

يلاحظ فيها أن المعادن قد تم ترقيمها فى كل دورة بدءاً من الدورة الأولى ثم الثانية وهكذا وهذه الأرقام هى نفسها مثل العدد الذرى للعنصر ب وقد وضعت هذه الجداول بالتأكيد طبقاً لجدول منديليف ويُظهر شكل (٧ ــ ٤) ، أحد هذه الجداول .



obeikandl.com

ويمكن تعريف العدد الذرى للعنصر كالتالى :

عدد البروتونات فى ذرة واحدة للعنصر أ، ترتيب العنصر فى الجدول الدورى .

وهنالك بعض النقاط الهامة لتفهم وإدراك الجداول الدورية الحديثة .

١ ــ تتغير العناصر من فلزات إلى لافلزات عند التحرك من اليسار لليمين بالجدول فى كل دورة .

٢ ــ العناصر الواقعة فى مجموعة واحدة لها نفس الخواص إلا أن هناك تغيراً تدريجياً فى الخواص من عنصر إلى العنصر الذى يليه .

٣ ــ بعض المجموعات أُطلق عليها أسماء خاصة وهذه الأسماء موضحة أسفل رقم المجموعة انظر شكل (٧ ــ ٤) .

٤ ــ فى الجداول الدورية الحديثة ، تكون الفلزات مفصولة بوضوح عن اللافلزات ، وهنالك حوالى ٢٠ لافلز .

وتوجد كلها فى الركن العلوى الأيمن من الجدول (فوق الخطوط السميكة فى شكل (٧ ــ ٤) وبعض العناصر القريبة إلى هذه الخطوط يطلق عليها metalloids ، وهى ذات خواص تجمع بين الفلزات وأخرى مثل اللافلزات . أى أشباه الفلزات .

٥ ــ تُظهر الجداول الدورية الحديثة ، العناصر الانتقالية transition elements ، بطرق مختلفة .

ويبلغ عدد هذه العناصر ، عشرة عناصر أو أكثر فى منتصف كل دورة .

وفى الجداول الدورية الحديثة ، تُعتبر هذه ، فى المجموعات البسيطة والدورة الرابعة ، هى أول دورة تحتوى على عناصر انتقالية وهى تشتمل على الكروم والحديد والنحاس والزنك .

٦ ــ فإذا ما استثنينا الغازات الخاملة noble gases فإن العناصر بالجدول تكون أكثر نشاطاً عند الاقتراب من نهايتى الجدول بنفس الدورة يميناً أو يساراً .

٧ ــ وأكثر العناصر نشاطاً بالجدول هى العناصر الواقعة فى المجموعة الأولى

(عناصر قلوية alkali metals) ، الواقعة فى الجهة اليسرى من الجدول . وهى تشمل البوتاسيوم والصوديوم .

٨ ــ ثم يأتى بعد ذلك عناصر أقل نشاطاً فى المجموعة الثانية (II) (العناصر القلوية الأرضية) .

٩ ــ ثم يأتى بعد ذلك العناصر الانتقالية transition metals وهى أقل نشاطاً من السابقة وهى تقع بالقرب من منتصف الجدول .

١٠ــ وأكثر اللافلزات نشاطاً هى الهالوجينات Halogens وهى تقع فى المجموعة VII ، قرب الجهة اليمنى من الجدول .

[٧ـ٥] العلاقة بين التركيب الذرى للعنصر والجدول الدورى

Atomic structure and periodic table :

[ارجع إلى شكل (٧ ــ ٢) فى بداية هذا الباب] .

علمنا سابقاً أن عدد الإلكترونات بالذرة يتغير أثناء التفاعلات الكيميائية فهناك ذرات تكتسب إلكترونات وهنالك ذرات أخرى تفقد إلكترونات بينما يقتسم البعض الآخر من الذرات الإلكترونات فيما بينها وبمجرد حدوث التغيرات فى تركيب الإلكترونات وعددها ووضعها بالمدارات فإن الذرات أو الأيونات تصبح أكثر استقراراً أى أقل نشاطاً.

وبعض الذرات مثل الهيليوم والنيون ، لا تتفاعل مطلقاً وهذا يدل على أن ذراتها (وكذلك الغازات الخاملة الأخرى) ، ذات تركيب (إلكترونى) مستقر تماماً .

ومن ذلك ، استنتج العلماء أن ذرات الحديد تكون مستقرة جداً إذا كان بها ٢ إلكترون مثل الهيليوم ، أو ١٠ إلكترون مثل النيون (٢,٨) أ ، ١٨ إلكترون (٢ ، ٨ ، ٨) مثل الأرجون وهكذا .

* ونحن نعرف أن المدار الأول للإلكترونات بالذرة يكون مستقراً عندما يحتوى على (٢) إلكترون .

* والمدار الثانى يكون مستقراً عندما يحتوى على (٨) ، ألكترون .

* والمدار الثالث يكون مستقراً عندما يحتوى على (٨) إلكترون أيضاً ، أ ، (١٨) إلكتروناً .

وتحتوى ذرة النيون على (١٠) إلكترون ، ٢ إلكترون بالمدار الأول و (٨) إلكترون بالمدار الثانى .

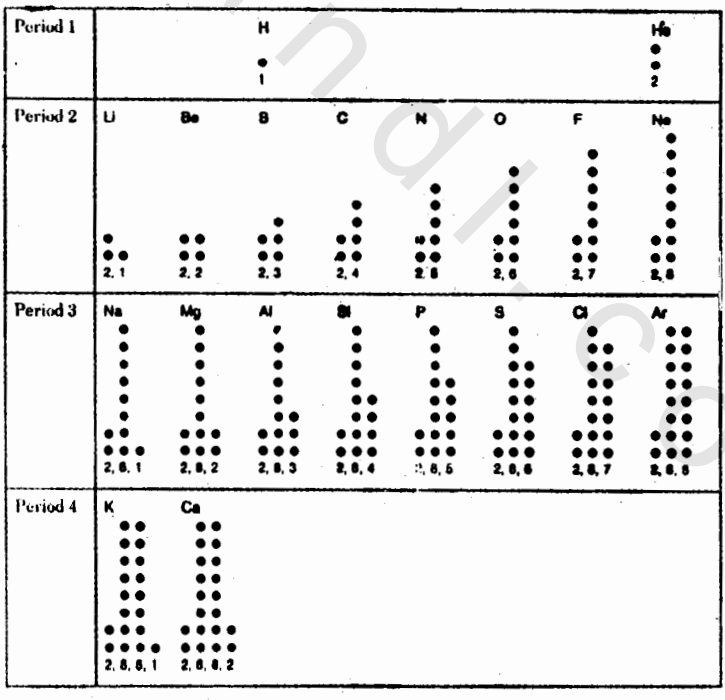
ولذلك يكتب التركيب الإلكترونى لذرة النيون كالتالى (٢ ، ٨) **2,8 or** .

ويأتى بعد ذلك ، الأرجون ، وهو غاز خامل ، مستقر لأن ذرته بها ١٨ إلكترون ، ٢إلكترون فى المدار الأول ، ٨ إلكترونات فى المدار الثانى ، ٨ إلكترونات فى المدار الثالث .

وبذلك فإنه يتم كتابة التركيب الإلكترونى لذرة الأرجون كالتالى :

[٢ ، ٨ ، ٨ — 2,8,8] .

ويوضح الشكل (٧ — ٥) ، التركيب الإلكترونى للعشرين عنصراً الأولى فى الجدول الدورى .



شكل (٧-٥)

فعندما يكون المدار الأول مكتملاً (فى الهيليوم) فإن الإلكترونات تتجه إلى المدار الثانى .

وبذلك فإن التركيب الإلكترونى لـ : الليثيوم 2,1 والبريليوم 2,2 ، البورون 2,3 وهكذا .

وبمجرد اكتمال المدار (الغلاف) الثانى (فى النيون) فإن الإلكترونات تتجه إلى المدار الثالث .

حيث نجد أن التركيب الإلكترونى لذرة الصوديوم مثلاً هو : 2,8,1 وباستخدام التركيب الإلكترونى ، يمكننا تفسير ، تشابه الخواص للعناصر الواقعة فى الجدول الدورى فى نفس العمود .

[٧ ـ ٦] المجموعة الأولى :

فى الصوديوم والبوتاسيوم نجد أن كلاً منهما يحتوى فى مداره الخارجى على إلكترون واحد ، ويشابه كل منهما الآخر بدرجة كبيرة . فكلاهما ، أُحادى التكافؤ Univalent ويتأين بفقد إلكترون من المدار الخارجى لكل ذرة . وكل منهما يعتبر عامل اختزال قوى وموصل جيد للكهرباء .

$$Na \longrightarrow Na^+ + e^-$$

أى أن ذرة صوديوم تعطى أيون صوديوم بفقدها لإلكترون واحد وكذلك البوتاسيوم .

وكل منهما عنصر فلزى موجب التأين (موجب الشحنة الكهربائية) ويتحد مع الماء البارد حيث ينطلق الهيدروجين .

$$Na + H_2O \longrightarrow Na^+(OH)^- + \frac{1}{2} H_2$$

وكذلك مع البوتاسيوم .

وكل منهما يكون الأكاسيد الأساسية مثل K_2O , Na_2O

والهيدروكسيدات القابلة للذوبان مثل $K(OH)$, $Na(OH)$

وهى عبارة عن قلويات قوية .

والكربونات $K_2(CO_3)$, $Na_2(CO)_3$ ، كل منها يقبل الذوبان فى الماء معطياً محاليل قوية ولا تتأثر بالتسخين المعتاد .

كما أن نيترات كل من العنصرين تعمل على تحرير الأكسجين عند التسخين وتتبقى النيترات .

$$2(NO_3)^- \longrightarrow 2(NO_2)^- + O_2$$

[٧ ـ ٧] المجموعة II ، الفلزات القلوية

Group II – the alkaline – earth metals :

تشتمل عناصر هذه المجموعة على المغنسيوم والكالسيوم ، ويطلق عليها بالمعادن القلوية الأرضية للأسباب الآتية :

١ ــ أكاسيد هذه المعادن وهيدروكسيداتها تكون قلوية .

٢ ــ مركباتها عبارة عن صخور مهمة فى القشرة الأرضية وتشمل هذه الصخور :

(أ) الطباشير Chalk: ، الحجر الجيرى Limestone والرخام marble وكربونات الكالسيوم ($Ca\ CO_3$)

(ب) الجبس **gypsum** (كبريتات الكالسيوم المائية) ، والأنهيدريت **anhydrite** (كبريتات الكالسيوم اللامائية) ، كبريتات الكالسيوم $Ca\ (SO_4)$

(جـ) الجرانيت granite ، والحجر الرملى sand stone والتى تحتوى على سيليكات الكالسيوم Calcium silicate ($Ca\ Si\ O_3$) .

(د) سيليكات المغنسيوم magnesium silicate ($Mg\ Si\ O_3$) .

□ تفاعلات معادن المجموعة الثانية :

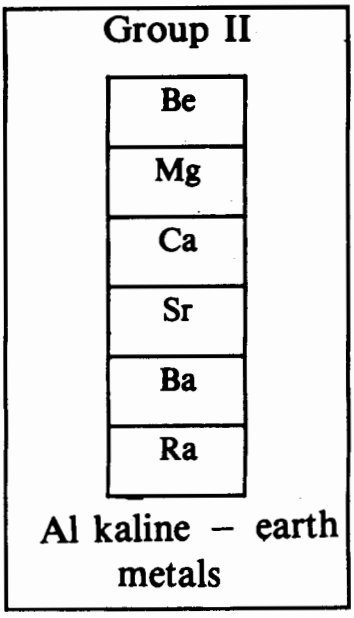
يتضح من جدول (٧ ــ ٢) ، الخواص الكيميائية لكل من المغنسيوم والكالسيوم والباريوم ويمكن ملاحظة أن العناصر تتفاعل بشدة متزايدة مع كل من الهواء والماء كلما هبطنا فى المجموعة من المغنسيوم إلى الباريوم ، وهذا يوضح حقيقة هامة فى الجدول الدورى [بند ٧ ــ ٤ ــ النقطة (٥) ــ عن العناصر الانتقالية] .

العنصر	تفاعله مع الهواء الجاف	تفاعله مع الماء البارد	صيغة الأوكسيد	رمز الأيون
المغنسيوم Magnesium	يتفاعل ببطء شديد مكوناً طبقة من لأوكسيد	يتفاعل ببطء شديد مكوناً فقاعات صغيرة من الهيدروجين على سطحه	MgO	Mg^{2+}
الكالسيوم Calcium	يتفاعل ببطء مكوناً طبقة من الأوكسيد	يتفاعل بمعدل متوسط مكوناً فقاعات هيدروجين **ومحلولاً قلوياً** من هيدروكسيد الكالسيوم	CaO	Ca^{2+}
الباريوم Barium	يتفاعل بسرعة مكوناً طبقة من الأوكسيد	يتفاعل بسرعة مكوناً فقاعات من الهيدوجين **ومحلولاً قلوياً** من هيدروكسيد الباريوم	BaO	Ba^{2+}

جدول (٧-٢)
الخواص الكيميائية للمغنسيوم والكالسيوم والباريوم

وبالرغم من تشابه العناصر فى المجموعة الواحدة ، فإن هنالك تغيراً ثابتاً فى الخواص من عنصر إلى العنصر الذى يليه .

ويمكن استخدام هذه الخاصية فى التنبؤ بخواص العناصر المختلفة فى المجموعة ، ويوضح جدول (٧ ــ ٣) المعادن القلوية الأرضية بالمجموعة الثانية group II .



جدول (٧-٣)

فكل فلز قلوى أرضى يظهر بعد خانتين من غاز خامل (مستقر) فى الجدول الدورى .

وهذا يعنى أن الأغلفة الخارجية لهذه الفلزات تحتوى على إلكترونين [انظر جدول (٧ — ٤)] .

وبفقد هذين الإلكترونين فإن ذراتها تُصبح أيونات موجبة **positive ions** فمثلاً (Be^{2+}) ، (Mg^{2+}) ، (Ca^{2+}) .

ذات تركيب إلكترونى مستقر مثل الغازات الخاملة .

فمثلاً (Mg^{2+}) لها نفس التركيب الإلكترونى مثل غاز النيون **(2,8)** .

وكذلك (Ca^{2+}) لها نفس التركيب الإلكترونى مثل غاز الأرجون (2,8,8) .

obeikandl.com

المعادن القلوية الأرضية		ذرة	أيون
بريليوم	Beryllium	Be 2,2	Be^{2+} 2
ماغنيسوم	Magnesium	Mg 2,8,2	Mg^{2+} 2,8
كالسيوم	Calcium	Ca 2,8,8,2	Ca^{2+} 2,8,8

جدول (٧ـ٤)

التركيب الإلكترونى للذرات والأيونات للثلاث فلزات القلوية الأرضية الأولى

وكل عناصر المجموعة *II* :

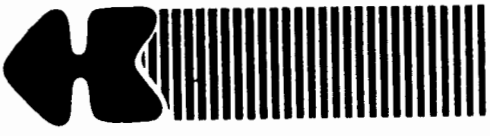
* تكون أيونات ، ذات شحنة موجبة ثنائية +2 .

* تتفاعل نوعاً ما (باعتدال) لأنها تفقد فعلاً إلكترونين من مدارها الخارجى .

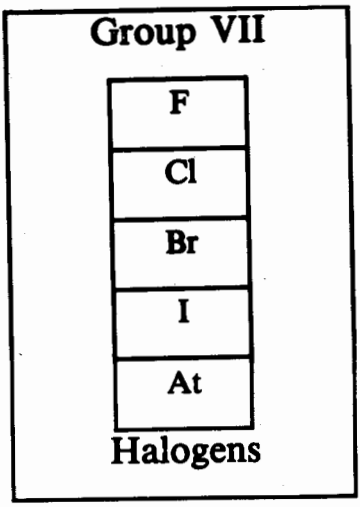
[٧ـ٨] المجموعة السابعة ، الهالوجينات

Group VII – the halogens

يُطلق على عناصر هذه المجموعة بالهالوجينات ومن العناصر المشهورة فى هذه المجموعة ، الكلور Chlorine – Cl البرومين bromine – Br واليود Iodine .



obeikandl.com



وهذه العناصر ، نشيطة جداً لدرجة أنها لا توجد أبداً فى الطبيعة منفصلة .

فهى تظهر دائماً مع الفلزات فى الأملاح مثلاً : كلوريد الصوديوم (NaCl) ، بروميد .المغنسيوم ($Mg\ Br_2$)، فلوريد الكالسيوم ($Ca\ F_2$) .

وهذا هو السبب فى هذه التسمية (Halogens) والتى تعنى مكونات الأملاح Salt formers وفىهذه الأملاح ، تظهر الهالوجينات كأيونات موجبة .

فى حين أن الهاليدات Halids ، هى نظائر الهالوجين (أشباه الأملاح) ، مثل الكلوريد (Cl^-) والبروميد (Br^-) والأيوديد (I^-) والمركب الشائع للكلوريد هو كلوريد الصوديوم (Na Cl) وهو يظهر فى صخور الأملاح وفى ماء البحر .

وكل كيلوجرام مياه من ماء البحر يحتوى على حوالى ٣٠ جرام من ملح الطعام كلوريد الصوديوم .

ويعتبر ماء البحر كذلك من أهم مصادر البروميد وهو يوجد فى ماء البحر كأيونات بروميد .

ويحتوى ماء البحر كذلك على كميات ضئيلة من الأيوديد إلا أن المصدر الرئيسى لليود هو أيودات الصوديوم ($Na(IO_3)$ والتى توجد فى مناجم بدولة شيلى .

ويوضح الجدول التالى بعض أهم استخدامات الفلور والكلور ومركباتها ، جدول (٧ ــ ٥) .

الفلور	يضاف الفلوريد مثل (NaF) لمعجون الأسنان ومياه الشرب لتقليل التآكل .
الفلور	تُستخدم مادة بوليترا فلورثين PTEF polytetrafluoroethene كمادة تغطية لأوانى الطهى لعدم التصاق المواد بها (التيفال) .
الفلور والكلور	تستخدم مادة كلوروفلور وكاربونز Chlorofluorocarbons (CFCs) كإيروسول (ذريرات سالة يحملها الهواء) . وقد قل استخدامها الآن منذ أن تم اكتشاف أن مادة (CFCS) تؤدى إلى تدمير طبقة الأوزون .
الكلور	تستخدم مادة البولى فينيل ــ كلوريد P.V.C. polyvinyl chloride فى الجلد الصناعى artificial leather للحقائب والأثاث وغيرها من الاستخدامات .
الكلور	تحتوى مختلف المذيبات على الكلور فمثلاً مادة التراكلوروثين tetracholoroethene ($CCl_2=CCl_2$) أى رابع كلوريد الإيثان وهى مادة للتنظيف الجاف .
الكلور	تستخدم مادة الكلور ومركبات الكلور فى مواد قصر الألوان وتبييضها ــ إزالة الألوان .
الكلور	يستخدم الكلور فى تطهير المياه وقتل البكتريا والفيروسات بها وكذلك فى مياه حمامات السباحة .
الكلور	تحتوى مختلف المبيدات الحشرية على الكلور مثل مادة الـ د.د.ت. D.D.T. . (ديكلورو ديفينيل ترايكلوروثان ــ (dichloro diphenyltricholoroe thane
الكلور	الأملاح الشائعة مثل ملح الطعام ــ كلوريد الصوديوم ــ يستخدم فى الطهى وهو يزودنا بالصوديوم اللازم والضرورى فى غذاءنا .
الكلور	تستخدم الأملاح الصخرية فى إذابة الجليد بالطرق التى يتراكم عليها الجليد بالبلاد الباردة .

جدول (٧ ـ ٥)

[٧ـ٩] خواص الهالوجينات :

يوضح جدول (٧ ــ ٦) بعض خواص الكلور والبروم واليود وهى الثلاثة عناصر الأولى فى مجموعة الهالوجينات .

الهالوجين	الكتلة الذرية النسبية	التركيب	اللون والحالة عند درجة حرارة الغرفة	نقطة الانصهار م°	نقطة الغليان م°
الكلور	٣٥,٥	جزىء Cl_2	غاز أخضر باهت	-١٠١°م	-٣٥°م
البروم	٧٩,٩	جزىء Br_2	سائل أحمر برتقالى	-٧°م	٥٨ °م
اليود	١٢٦,٩	جزىء I_2	صلب بنفسجى	١١٤ °م	١٨٣ °م

جـدول (٧ـ٦)
بعض خواص الهالوجينات

ويوضح هذا الجدول أن الهالوجينات عبارة عن مجموعة من العناصر **المتشابهة** فى الجدول الدورى ويوجد تشابه فيما بينها إلا أنه يوجد تغير **تدريجى** فى الخواص عند الاتجاه أسفل المجموعة .

وبالتأمل فى هذا الجدول ، سنجد تغير الخواص التالية مع زيادة الكتلة الذرية النسبية .

* **الحالة** عند درجة حرارة الغرفة (غاز ــ سائل ــ صلب)
* نقطة الإنصهار (تزداد) .
* نقطة الغليان (تزداد) .
* اللون **(يزداد قتامة)** أى من فاتح إلى غامق .

وكل الهالوجينات لها تركيب ذرى بسيط ، مثل I_2 , Br_2 , Cl_2 .

حيث ترتبط كل ذرتين سوياً برابطة قوية كجزىء إلا أن الرابطة فيما بين الجزيئات المختلفة تكون ضعيفة .

وهذا يعنى أن جزيئاتها سهلة الانفصال ولذلك تكون نقطة الغليان منخفضة نسبياً .

وإذا ما نظرنا إلى أسفل المجموعة نجد أن جزيئات **الهالوجينات** تزداد ثقلاً وكبراً .

ولذلك فإنه من الكلور وحتى اليود نجد أنها تزداد صعوبة فى الانصهار وفى التبخر .

وهذا ما يفسر زيادة نقطة الانصهار والغليان من **الكلور وحتى اليود** .

[٧ ـ ١٠] تفاعلات الهالوجينات :

كما هو الحال فى الخواص الفيزيائية ، فإن الخواص الكيميائية والتفاعلات الكيميائية للهالوجينات تكون متشابهة فى نفس المجموعة ، مع تغير تدريجى من عنصر إلى العنصر الذى يليه .

والفلور هو من أكثر العناصر اللافلزية ذات النشاط الكيميائى والكلور كذلك نشيط جداً ، إلا أن اليود ذو نشاط مُعتدل .

ويوضح جدول (٧ ــ ٧) ، ملخصاً لتفاعلات الكلور والبروم واليود مع الماء البارد ومع الحديد الساخن .

ويمكنك ملاحظة ، قلة النشاط والتفاعل الكيميائى كلما هبطنا لأسفل المجموعة من الكلور وحتى اليود .

[٧ ـ ١١] التركيب الذرى للهالوجينات :

فى الجدول الدورى للعناصر نجد أن كل هالوجين يأتى مباشرة قبل غاز خامل وهذا يعنى أنها تحتوى على ٧ إلكترونات فى المدار الخارجى انظر جدول (٧ ــ ٨) ، وباكتساب عدد واحد إلكترون فإن الهالوجينات تكون أيونات سالبة ذات تركيب إلكترونى مستقر يشبه الغازات الخاملة .

ولهذا فإن كل الهالوجينات تكون أيونات سالبة ذات شحنة سالبة أحادية مثل (F^-, Cl^- , Br^-) .

الهالوجين	التفاعل مع الماء البارد	التفاعل مع الحديد الساخن
الكلور	يكون خليطاً من حمض الهيدروكلوريك وحمض الهيبوكلوروز ويكون المحلول حمضياً جداً ومادة لقصر الألوان قوية (إزالة ألوان)	يتفاعل بسرعة وبقوة مكوناً ثالث كلوريد الحديد ($FeCl_3$)
البروم	يكون خليطاً من حمض الهيدروبروميك وحمض الهيبوبروموز والمحلول يكون حمضياً ومزيلاً للألوان	يتفاعل ببطء مكوناً ثالث بروميد الحديد ($FeBr_3$)
اليود	يتفاعل ببطء مع الماء والمحلول يكون حمضياً خفيفاً مزيلاً للألوان بدرجة ضعيفة جداً .	

جدول (٧-٧)
موجز لبعض تفاعلات الهالوجينات

الهالوجين	الذرة	الأيون
الفلور	F 2,7	F^- 2,8
الكلور	2,8,7	Cl^- 2,8,8
البروم	Br 2,8,18,7	Br^- 2,8,18,8

جدول (٧-٨)
التركيب الذرى لذرات وايونات الهالوجينات الثلاثة الأولى

من مشاهير العلماء :

[١] جون الكسندر نيولاندز

John, Alexander, Newlands

(١٨٣٧ ـ ١٨٩٨ م)

درس نيولاندز تحت إشراف فون هوفمان A.W Von Hofmann .

فى الكلية الملكية للكيمياء فى لندن ، وأصبح بعد ذلك مساعداً لـ J. T. Way فى الجمعية الملكية الزراعية .

وفى عام ١٨٦٦ أصبح كيميائياً فى مصنع للسكر بلندن .

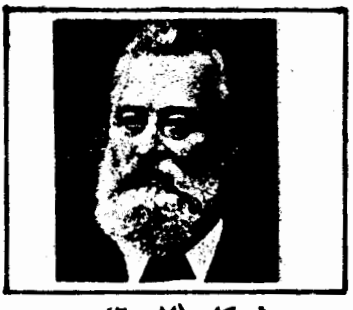
وقد قام بحساب الوزن الذرى بدقة للعناصر الموجودة وقتئذ .

ويعتبر نيولاندز أول من أشار كتابة فى رسائل نشرت منذ عام ١٨٦٣ إلى أن العناصر إذا تم ترتيبها طبقاً لزيادة أوزانها الذرية .

فإنه تظهر خواص متشابهة كل ثمانية عناصر (كل دورة من ٨ عناصر) .

ولهذا السبب فإن فكرته أصبحت تعرف باسم قانون الثمانينيات The Law of Octaves أو ثمانينيات نيولاندز .

وقد نشر نيولاندز أفكاره فى صورة جدول من حوالى ٦٠ عنصراً فى عام ١٨٦٥ وبعد عام من هذا التاريخ تحدث فى الجمعية الكيميائية عن عمله وقد رُفض طلبه بنشر هذه الأفكار من الجمعية وذلك إلى أن جاء مندليف بعمله المكتمل فى عام ١٨٦٩ . انظر شكل (٧ ــ ٦) .



شكل (٧ـ٦)

[٢] ديمترى إيفانوفيتش مندليف

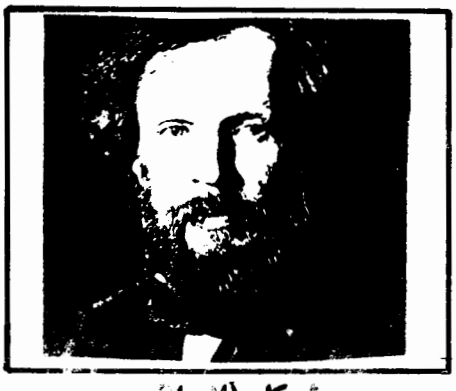
Dimitri Ivanovich Mendeleef

(١٨٣٤ـ١٩٠٧)

ولد مندليف فى توبولك Tobolsk فى سيبيريا فى ٢٧ يناير ١٨٣٤ وكان والده يعمل مديراً لمدرسة المدينة وقد أكمل تعليمه الثانوى فى مدرسة المدينة ثم التحق بالمعهد التربوى فى بطرسبرج فى لينينغراد حالياً وقد تخرج منه بميدالية ذهبية عام ١٨٥٥ .

وفى عام ١٨٥٩ حصل مندليف على درجة الماجستير وسافر خارج روسيا فى مهمة علمية لمدة عامية وبعد عودته تم انتخابه كأستاذ فى معهد بطرسبرج التكنولوجى ثم عين بعد ذلك بسنتين أستاذًا فى جامعة بطرسبرج .

وقد عُين مندليف فى عام ١٨٩٢ أميناً علمياً لمكتب الأوزان والمقاييس ويعرف حالياً بمعهد مندليف لأبحاث علم المقاييس ومن أعظم أعماله ، اكتشافه فى عام ١٨٦٩ وهو فى الخامسة والثلاثين من عُمره ، للقانون الدورى ثم إيجاد الجدول الدورى للعناصر ومن أهم أعماله كذلك ، دراسة المحاليل المائية طبقاً لأوزانها النوعية وتُشكل المفاهيم الأساسية التى وضعها مندليف فى النظرية الكيميائية للمحاليل ، جزءاً مهما فى النظرية الحديثة للمحاليل ومن أشهر كتبه ، كتاب مبادىء الكيمياء والذى تناول موضوع الكيمياء الغير عضوية ولأول مرة من وجهة نظر القانون الدورى . انظر شكل (٧ ـ ٧) .



شكل (٧ ـ ٧)