الجـــزء الاول

النظام الدورى للعناصر

وتركيب الذرة

obeikandl.com

obeikandl.com

الباب الاول

النظام الدورى للعناصر

منذ القرن التاسع عشر حاول علماء الكيمياء ترتيب العناصر الكيميائية فى مجموعات تشمل كل مجموعة عناصر متشابهة تشابها عميقا وذلك لتسهيل دراسة العناصر والربط بين خواصها جميعا . وأهم هذه المحاولات الآتية :

تقسيم العناصر الى فلزات ولا فلزات :

ويتوقف هذا التقسيم على الفروق الواضحة بين الفلزات واللافلزات نذكر منها ما يلى :

١ ـ كل الفلزات صلبة ما عدا الزئبق والجاليوم . أما اللافلزات فمنها الصلب والسائل والغازى .

٢ ـ كثافة الفلزات عالية أما اللافلزات فلها كثافة منخفضة .

٣ ـ تتميز الفلزات بدرجات مرتفعة للانصهار والغليان بينما تكون درجات انصهار وغليان اللافلزات منخفضة بصفة عامة .

٤ ـ تكون الفلزات عادة جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء أما اللافلزات فهن رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء .

٥ ـ يمكن سحب الفلزات وطرقها كما أن لها بريق معدنى . أما اللافلزات فهشة وليس لها بريق معدنى .

٦ ـ تكون الفلزات عند ذوبانها فى المحاليل أيونات موجبة التكهرب ، أما اللافلزات فانها تكون أيونات سالبة عند ذوبانها فى المحاليل .

٧ ـ أغلب مركبات الفلزات مع الهالوجينات مركبات صلبة ومتبلورة

وثابتة ، لا تتميأ بسهولة ، بينما تكون مركبات اللافلزات سائلة أو غازية ، تتميأ بسهولة عند إذابتها فى الماء .

٨ ـ تكون الفلزات مع الايدروجين مركبات صلبة مثل ايدريد الصوديوم (ص يد) أو محاليل صلبة مع الحديد والنيكل . أما اللافلزات فانها تكون أيدريدات غازية ثابتة مثل .

يد كل ، يد٢ كب ، ك يد٤

٩ ـ يتكون جزىء الفلز من ذرة واحدة بينما يتكون جزىء اللافلزات من عدة ذرات .

١٠ ـ أكاسيد الفلزات قاعدية ، ويكون ما يذوب منها فى الماء محلولا قلويا ، أما أكاسيد اللافلزات فتعطى مع الماء أحماضا .

١١ ـ تتميز الفلزات عن اللافلزات بأن الفلزات تحل محل ايدروجين المحمض. رغما عن ذلك فان كثير من العناصر ذات صفات متناقضة :

١ ـ فالليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم أخف من الماء ودرجة انصهار كل من هذه الفلزات منخفضة .

٢ ـ تكون الأكاسيد العالية للفلزات مثل كر٢ ا٣ ، من ٢ ، ٦ محاليل حامضية قوية وهذه الأكسيد تتفاعل مع القلويات مكونة أملاحا ثابتة .

٣ ـ العناصر المترددة مثل الالومنيوم والزنك تكون أكاسيد تذوب فى كل من الأحماض والقلويات أى أنها تشمل الخواص القاعدية الخاصة بالفلزات والخواص الحمضية الخاصة باللافلزات .

٤ ـ يشبه اليود والجرافيت الفلزات من حيث بريقها ، كما أنهما جيدا التوصيل للحرارة والكهرباء بينما فلز البزموت ردىء التوصيل للحرارة والكهرباء .

وعلى ذلك فانه لا توجد حدود فاصلة بين الفلزات واللافلزات ، فالزرنيخ

يشبه الفلزات فى خواصه الطبيعية ، وهو لا فلزى فى خواصه الكيميائية ، اذ يكون اكسيدين حامضيين ويكون نوعين من الاملاح تعرف بالزرنيخات Arsenate والزرنيخيت Arsenite . من هذه الأمثلة نرى أن بعض العناصر التى تعرف « بأشباه الفلزات » Metalloids لها خواص الفلزات واللافلزات ومن أمثلتها الزرنيخ والانتيمون .

وحيث أن أغلب العناصر المعروفة فلزات ، فان تقسيم العناصر الى فلزات ولافلزات قليل الفائدة .

التطورات الهامه التى أدت الي الترتيب الدورى للعناصر

فروض بروت : Prout's Hypothesis

لاحظ علماء الكيمياء قديما ، أن هناك عناصر يمكن تقسيمها الى مجموعات نظرا لما بين أفراد كل مجموعة من تشابه فى الخواص، ومن أمثلة هذه المجموعات يمكننا أن نذكر .

ا ـ مجموعة للمعادن القلوية Alkali Metals وتشمل عناصر الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم .

ب ـ مجموعة للمعادن الأراضى القلوية Alkali earth Metals وتشمل عناصر الكالسيوم والسترنشيوم والباريوم .

حـ ـ مجموعة الهالوجينات Halogens وتشمل عناصرا لفلور والكلور والبروم واليود .

ولو أن نظرية دالتون لم تتعرض لموضوع تقسيم العناصر الى مجموعات فانها قد أثارت عددا من الأسئلة أهمها :

ا ـ هل تحتوى ذرات العناصر المختلفة (رغم اختلاف خواصها) على نفس المادة الأساسية ؟

٢ ـ وهل من الممكن أن يكون للتشابه الملحوظ بين بعض العناصر أى علاقة بتركيب ذرات هذه العناصر ؟

ولقد لاحظ بروت أن الوزن الذرى لمعظم العناصر التى فحصها تتكون من اعداد صحيحة أو تقرب جدا من الاعداد الصحيحة ، ومن أمثلة ذلك :

لى = ٦,٩ ، بى = ٩,٠٢ ، ك = ١٢ ، ن = ١٤,٠٨ ، ا = ١٦

فل = ١٩ ، ص = ٢٢,٩٧

على أثر هذه الملاحظة تقدم بروت بنظريته عام ١٨١٥ للرد على السؤال الأول . ومضمون هذه النظرية « أن ذرات العناصر المختلفة تتكون من تجمع عدد من ذرات الايدروجين ، وبذلك يصبح الايدوجين وحدة البناء فى جميع ذرات العناصر على اختلافها » .

ولقد دفعت نظرية بروت العلماء الى معاودة تقدير الأوزان الذرية بطرق علمية دقيقة وأثبتت أبحاث ستاس Stass خطأ فرض بروت لأن الأوزان الذرية لعدد كبير من العناصر تحيد عن قاعدة العدد الصحيح .

(كل = ٣٥,٤٦ ، مغ = ٢٤,٣٢ ، ستر = ٨٧,٦٢)

ورغما عن ذلك فان الأبحاث الذرية الحديثة قد بعثت نظرية بروت فى صورة جديدة بعد ادخال بعض التعديلات الهامة عليها .

أما السؤال الآخر والخاص بالعلاقة بين تشابه العناصر وتركيب ذراتها فلم يفحص بدقة الا بعد عدة سنوات . ومنذ عام ١٨٣٩ اتخذ الوزن الذرى للعناصر أساسا للتقسيم وذلك لايجاد علاقة بين خواص العناصر وأوزانها الذرية . وفيما يلى نذكر بعض المحاولات التى عملت فى هذا السبيل .

الثلاثيات دوبرينر : Dobereiner's Triads

وفى عام ١٨١٧ استنتج دوبرينر قاعدة الثلاثيات ، وتبعا لهذه القاعدة يمكن

تقسيم العناصر للتشابهة الى مجموعات تحتوى كل مجموعة ثلاثة أفراد فقط . ولقد أشار دوبرينر أن الأوزان الذريه للعناصر الثلاثية أما متساوية تقريبا مثل :

العنصر	الحديد	الكوبلت	النيكل
الوزن الذرى	٥٥,٨	٥٨,٩٤	٥٨,٦٩

أو أن الوزن الذرى للعنصر الاوسط فى المجموعة الثلاثية يساوى تقريبا المتوسط الحسابى للاوزان الذرية الخاصة بالعنصرين الآخرين .

العنصر	الليثيوم	الصوديوم	البوتاسيوم
الوزن الذرى	٦,٩٤	٢٢,٩٧	٣٩,١٠
	١٦,٠٣	١٦,١٣	

العنصر	كل	بر	ى
الوزن الذرى	٣٥,٤٦	٧٩,٩٢	١٢٦,٣٣
	٤٤,٤٦	٤٧,٠١	

غير أنه فى عام ١٨٥٤ بين كوك Cook أن ثلاثيات دوبرينر ما هى الا أجزاء من سلاسل . فالكلور والبروم واليود ما هى الى ثلاثه أفراد من عائلة رباعية تشمل الفلور أيضا .

وبذلك لم تصلح القاعدة الثلاثية لدوبرينر لان تكون أساس تقسيم عام لجميع العناصر ولو أنها تمثل أول محاولة علمية منشورة لتقسيم العناصر وتصنيفها.

قانون الثمانيات لنيولند : Newland's Law of Octaves

وفى سنة ١٨٦٤ رتب نيولند العناصر ترتيبا تصاعديا بالنسبة لاوزانها الذرية ولاحظ أن التشابه فى الخواص الطبيعية والكيميائية للعناصر يتكرر بعد كل دورة مكونة من ثمانية عناصر . فالعنصر الثامن يشبه العنصر الاول

والعنصر التاسع يشبه العنصر الثانى وهكذا ، وبخاصة فى حالة العناصر ذات الوزن الذرى الصغير .

والجدول التالى يوضح هذا الترتيب :

رقم العنصر	١	٢	٣	٤	٥	٦	٧
وزنه الذرى	١	٧	٩	١١	١٢	١٤	١٦
الايدروجين	البليوم	البريليوم	البورون	الكربون	النيتروجين	الاكسجين	
رقم العنصر	٨	٩	١٠	١١	١٢	١٣	١٤
وزنه الذرى	١٩	٢٣	٢٤	٢٧	٢٨	٣١	٣٢
الفلور	الصوديوم	المغنيسيوم	الالومنيوم	السليكون	الفوسفور	الكبريت	
رقم العنصر	١٥	١٦	١٧				
وزنه الذرى	٣٥٫٥	٣٦	٤٠				
الكلور	البوتاسيوم	الكالسيوم					

ونظرا لتشابه ذلك مع السلم الموسيقى استخدم نيولند الاصطلاح قانون الثمانيات للتعبير عن مشاهداته فى الجدول الذى حصل عليه. ولقد قوبل هذا القانون باعتراض شديد فى بادىء الامر ولكن سرعان ما ظهرت أهميته الاساسية .

ويرجع قصور قانون نيولاند الى خطأ فى الاوزان الذرية التى استعملها نيولاند وعدم اكتشاف كثير من العناصر وقتئذ مما جعل القانون عديم النفع

التقسيم الدورى للعناصر وجدول مندليف

Mendeleef's Periodic Table

ولاقت فكرة نيولاند ، وهى ترتيب العناصر تصاعديا وفقا لأوزانها الذرية توفيقا كبيرا على يد مندليف ولوثرماير . ففى شهر مارس من عام ١٨٦٩ أعلن مندليف أنه إذا رتبت العناصر وفقا لتزايد أوزانها الذرية ، فان العناصر المتماثلة فى صفاتها الكيميائية تتابع دوريا ، أى أن الخواص الكيميائية للعناصر ومركباتها تتدرج دوريا بزيادة أوزانها الذرية .

وفى شهر ديسمبر عام ١٨٦٩ أعلن لوثرماير أن كثيرا من الخواص الطبيعية للعناصر تتدرج كذلك تدرجا دوريا بزيادة الوزن الذرى . .

واتخذ مندليف من الخواص الكيميائية أساسا لتقسيم العناصر وترتيبها بينما استعمل لوثرماير الخواص الطبيعية كوسيلة أخرى لتقسيم العناصر . ومع ذلك فقد توصل كل منهما على حدة إلى نفس الجدول تقريبا . ويعود الفضل الأكبر فى استنتاج الترتيب الدورى للعناصر إلى مندليف دون لوثر ماير ، لما امتازت به أبحاث مندليف من الدقة والوضوح ، ونجاحها فى توضيح خاصية دورية العناصر ، ونجاحها فى ترتيب العناصر فى صفوف فردية وصفوف زوجية وفى وضع العناصر الانتقالية فى مكانها المناسب .

غير أنه قد أجريت على جدول مندليف بعض التعديلات ، وذلك نتيجة الأبحاث الحديثة وأهمها :

١ — اكتشاف مجموعة عناصر الغازات الخاملة . وهي المجموعة التي تحمل الرقم صفر .

٢ — اكتشاف كثير من العناصر بعد ظهور جدول مندليف الدورى ، وقد نجم عن ذلك ملء الخانات الخالية فى الجدول الدورى.

القانون الدورى : The Periodic Law

ويمكن تلخيص القانون الدورى لمندليف فى النقط الرئيسية التالية :

١ — إذا رتبت العناصر تصاعديا حسب أوزانها الذرية فان صفاتها تتدرج دوريا .

٢ — أن العناصر المتشابهة فى خواصها الكيميائية ، إما أن تتقارب أوزانها الذرية (مثل الحديد = ٥٥,٨٥ ، الكوبلت = ٥٨,٩٤ ، النيكل = ٥٨,٦٩) أو تتدرج فى الزيادة بانتظام (مثل البوتاسيوم = ٣٩,٠٩ ، الروبيديوم = ٨٥,٤٥ ، والسيزيوم = ١٣٢,٨) .

٣ — أن ترتيب العناصر أو مجموعات العناصر حسب أوزانها الذرية المطردة فى الزيادة يتفق مع تكافؤاتها . فعناصر الصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم أحادية التكافؤ وتقع فى المجموعة الأولى وعناصر الكالسيوم والسترنشيوم والباريوم ثنائية التكافؤ وتقع فى المجموعة الثانية وهلم جرا .

٤ — أن العناصر المنتشرة بكثرة فى الطبيعة ذات أوزان ذرية صغيرة .

٥ — قيمة الوزن الذرى تحدد صفات العنصر .

٦ — ينتظر اكتشاف كثير من العناصر لتملأ الخانات الخاوية ولكى يستكمل الجدول الدورى هيئته . ولقد نجح مندليف باستعمال الجدول الدورى

فى استنتاج خواص العناصر المشابهة للالومنيوم والسليكون ولم تكن قد اكتشفت بعد .

٧ — يمكن تصحيح الوزن الذرى للعنصر أحيانا عند فحص خواص العناصر المجاورة له فى الجدول الدورى .

٨ — يمكن استنتاج الخواص المميزة للعناصر إذا عرفت أوزانها الذرية.

وصف الجدول الدورى لمنديليف لترتيب العناصر

وضع منديليف الايدروجين فى دورة مستقلة ، ثم رتب العناصر بعد ذلك تبعا لاطراد أوزانها الذرية فى صفوف أفقية تعرف بالدورات Periods ورأسية تعرف بالمجموعات Groups آخذا فى اعتباره ضرورة وضع العنصر تحت شبيهه فى الخواص .

وبعد أن رتبت عناصر الدورات الثلاثة الاولى لاحظ أن عنصر التيتان الذى يلى الكالسيوم رباعى التكافؤ فاضطر إلى ترك خانة فى المجموعة الثالثة ووضع التيتان فى المجموعة الرابعة والفناد فى المجموعة الخامسة و الكروم فى المجموعة السادسة والمنجنيز فى المجموعة السابعة . ولما كانت هذه العناصر لاتشبه العناصر التى فوقها إلا فى تكافؤها فقد اضطر منديليف إلى وضعها فى جانب من المجموعة وبذلك قسمت كل مجموعة إلى مجموعتين ، مجموعة أساسية (أ) ، ومجموعة فرعية (ب) .

ويجىء بعد عنصر المنجنيز مجموعة العناصر الثلاثية وهى الحديد والكوبلت والنيكل وتتشابه هذه العناصر فى كثير من خواصها وتتقارب فى أوزانها الذرية وتختلف عن العناصر الأخرى بالجدول الدورى . لذلك اضطر منديليف إلى وضعها بمفردها فى المجموعة الثامنة التى تشمل بالاضافة إلى العناصر الثلاث السابقة ست عناصر أخرى تعرف بالفلزات البلاتينية .

وبعد عنصر النيكل جاء عنصر النحاس الذى يختلف فى خواصه عن

خواص عناصر الاقلاء اختلافا شاسعا فاستلزم ذلك وضع النحاس والفضة والذهب فى المجموعة الفرعية (١ ـ ب) .

وقد اكتشفت الغازات الخاملة كما ملئت الخانات الخالية بالجدول بعد أن وضع مندليف جدوله بمدة طويلة . وبالرغم من ذلك لم يسبب اكتشاف الغازات الخاملة أى اضطراب للجدول الدورى ، بل على العكس من ذلك فقد كونت الغازات الخاملة الحلقة المفقودة بين مجموعة الهالوجينات اللافلزية والكهروسالبة والتى تقع فى المجموعة ٧ـب ، ومجموعة عناصر الاقلاء الفلزية والكهروموجبة والتى تشغل المجموعة ١ ـ أ . ولتجنب اعادة ترقيم مجموعات الجدول الدورى أعطى رامزى Ramsay الرقم « صفر » لمجموعة الغازات الخاملة ويفسر هذا الترقيم خمول الغازات النادرة التى لاتكافئ لها .

ويتكون الجدول الدورى فى صورته الحالية من سبعة دورات وهى الصفوف الأفقية وتسع مجموعات وهى الأعمدة الرأسية ، ولكل عنصر رقم تسلسلى يعرف بالرقم الذرى (ز) يحدد وضع العنصر فى الجدول الدورى .

وتشمل الدورة الأولى عنصرا واحدا هو الايدروجين (ز = ١) وهى دورة قصيرة .

وتشمل الدورة الثانية ٨ عناصر وهى دورة قصيرة وتبدأ بعنصر الهليوم (ز = ٢) وتنتهى بعنصر الفلور (ز = ٩) .

وتشمل الدورة الثالثة ٨ عناصر وهى دورة قصيرة وتبدأ بعنصر النيون (ز = ١٠) وتنتهى بعنصر الكلور (ز = ١٧) .

وتشمل الدورة الرابعة ١٨ عنصرا وهى أول دورة طويلة وتبدأ بعنصر الارجون (ز = ١٨) وتنتهى بعنصر البروم (ز = ٣٥) .

وتشمل الدورة الخامسة ١٨ عنصرا وهى ثانى دورة طويلة وتبدأ بعنصر الكريبتون (ز = ٣٦) وتنتهى بعنصر اليود (ز = ٥٣) .

وتشمل الدورة السادسة ٣٢ عنصرا وهى ثالث دورة طويلة وتبدأ بعنصر السيزيوم (ز = ٥٤) وتنتهى بعنصر الازيتاتين (ز = ٨٥) .

Groups →	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	O
Period / Series 1	1 H 1.0080								2 He 4.003
2	3 Li 6.940	4 Be 9.013	5 B 10.82	6 C 12.010	7 N 14.008	8 O 16.000	9 F 19.00		10 Ne 20.183
3	11 Na 22.997	12 Mg 24.32	13 Al 26.97	14 Si 28.06	15 P 30.98	16 S 32.060	17 Cl 35.457		18 A 39.944
4	19 K 39.096	20 Ca 40.08	21 Sc 45.10	22 Ti 47.90	23 V 50.95	24 Cr 52.01	25 Mn 54.93	26 Fe 55.85 / 27 Co 58.94 / 28 Ni 58.69	
5	29 Cu 63.54	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.60	33 As 74.91	34 Se 78.96	35 Br 79.916		36 Kr 83.7
6	37 Rb 85.48	38 Sr 87.63	39 Y 88.92	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.95	43 Te	44 Ru 101.7 / 45 Rh 102.91 / 46 Pd 106.7	
7	47 Ag 107.880	48 Cd 112.41	49 In 114.76	50 Sn 118.70	51 Sb 121.76	52 Te 127.61	53 I 126.92		54 Xe 131.3
8	55 Cs 132.91	56 Ba 137.36	57-71 Rare earths*	72 Hf 178.6	73 Ta 180.88	74 W 183.92	75 Re 186.31	76 Os 190.2 / 77 Ir 193.1 / 78 Pt 195.23	
9	79 Au 197.2	80 Hg 200.61	81 Tl 204.39	82 Pb 207.21	83 Bi 209.00	84 Po 210	85 At		86 Rn 222
10	87 Fr	88 Ra 226.05	89 Actinide series**						

Rare earths:	57 La 138.92	58 Ce 140.13	59 Pr 140.92	60 Nd 144.27	61 Pm	62 Sm 150.43	63 Eu 152.0	64 Gd 156.9	65 Tb 159.2	66 Dy 162.46	67 Ho 164.94	68 Er 167.2	69 Tm 169.4	70 Yb 173.04	71 Lu 174.99
** Actinide series:	89 Ac 227	90 Th 232.12	91 Pa 231	92 U 238.07	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf					

شكل (١) الجدول الدورى لمندليف

وعقب العنصر الثانى مباشرة فى الدورة السادسة يوجد ١٥ عنصرا تسمى بعناصر الأراضى النادرة Rare Earth Metals وتمتاز هذه العناصر بتشابهها لدرجة كبيرة وتشمل الدورة السابعة ١٢ عنصرا .

ملاحظات بالجدول

ويلاحظ فى الجدول الحديث أن المجموعة صفر تحتوى على الغـــازات الخاملة . وتتدرج الخواص فى كل دورة من الخمول الكيميائى إلى فلز قلوى شديد القاعدية . وتقل القاعدية تدريجيا كلما اتجهنا إلى اليسار من الجدول ثم تظهر الخاصية الحامضية بالمجموعات المتوسطة وتزداد تدريجيا كلما اتجهنا نحو اليسار . ونلاحظ أن المجموعة السابعة تحتوى على عناصر لافلزية كهروسالبة تميل لتكوين أحماض قوية .

نى	ص$_{٢}$ا	مغ ا	لو$_{٢}$ا$_{٣}$	س ا$_{٢}$	فو$_{٢}$ا$_{٥}$	كب ا$_{٣}$ كل$_{٢}$ ا$_{٧}$
غاز	قلوى	قلوى	متردد	حامض	حامض	حامض حامض قوى
خامل قوى		ضعيف	متوسط قوى		جـــدا	

ويلاحظ فى هذا الجدول أن كل مجمـــوعة تتكون من مجموعة أصلية تحتوى على ستة عناصر ومجموعة فرعية تشمل ثلاثة عناصر . وعنـــاصر المجموعة الأصلية متشابهة فيما بينها فى كثير من الخواص ولكنها تختلف عن خواص المجموعة الفرعية فيما عدا التكافؤ .

وتشمل مجموعة الاقـــلاء على عناصر الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم . وكلها فلزات أحادية التكافؤ . تتفاعل مع المـــاء بشدة وتطرد الايدروجين وتكون أيدروكسيدات قلوية سهلة الذوبان فى الماء . وتحتوى المجموعة الفرعية (ا ـ ب) على النحاس والفضة والذهب. وعلى الرغم من كونها أحادية التكافؤ فى بعض مركباتها فهى لاتتفاعل مع الماء ولا تطرد ايدروجينه كما أن أيدروكسيداتها لاتذوب فى الماء وليست قلوية .

وكذلك الحال فى المجموعة السابعة إذ نجد أن عنصر المنجنيز وهو بالمجموعة ٧ ا فلزى بينما الكلور وهو بالمجموعة ٧ ب لا فلزى . وينحصر التشابه بينهما فى أن كلا منها سباعى التكافؤ فى المركبين بوم ا، ، بو كل ا، ، ويتشابه هذان المركبان فى صورتيهما البلورية وفى درجات ذوبانها وقوتها كعامل مؤكسد .

وبالمثل نجد أن المجموعة السادسة الفرعية تتكون من فلزات ثقيلة هى الكروم والمولبدين والتنجستن واليورانيوم وهى متشابهة فى خواصها ولكنها تختلف عن عناصر المجموعة الأساسية وهى الأكسيجين والكبريت والسيلين والتلور وهى لافلزات ولا تظهر الخواص القلوية إلا فى العناصر التى تقع فى أسفل المجموعة .

ولقد وضعت فى منتصف الدورات الطويلة ثلاثة عناصر تقع فى المجموعة الثامنة وتسمى « عناصر الانتقال » لأنها تقع بين عناصر المجموعة الأساسية والفرعية فى الدورة الواحدة . وتظهر عناصر هذه المجموعة تطورا متدرجا فى صفاتها ، فالحديد يشبه من جانب عنصر المنجنيز الذى يسبقه فى المجموعة السابعة وعنصر الكوبلت الذى يليه ويتشابه النيكل والنحاس وتكون عناصر المجموعة الثامنة قنطرة تربط عناصر المجموعة ٦ ـ ا ، ٧ ـ ا التى تتميز بصلابتها ودرجات انصهارها المرتفعة بعناصر المجموعة (١ ـ ب) ، (٢ ـ ب) التى تتميز بليونتها Softness .

دورية الخواص الطبيعية

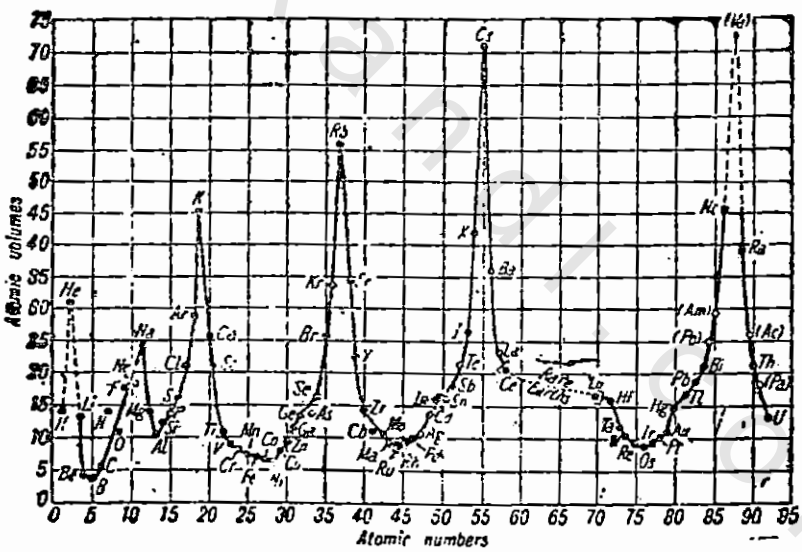
يتغير الكثير من الخواص الطبيعية للعناصر تغيرا دوريا لوضع هذه العناصر فى الجدول الدورى . فاذا مثل الاحداث السينى الأعداد الذرية والأحداث الصادى خواص العناصر وأوصلت النقط نحصل على منحنى على هيئة موجات كل منها يمثل إحدى الدورات ويلاحظ فى الرسم أن العناصر المتشابهة فى الخواص تحتل مواقع متشابهة فى الموجات بالمنحنى .

الحجم الذرى

$$\text{الحجم الذرى} = \frac{\text{الوزن الذرى}}{\text{الكثافة}}$$

أى أن الحجم الذرى هو الحجم مقدرا بالسنتيمترات المكعبة الذى يشغله جرام ذرى واحد من العناصر الصلبة . والحجوم الذرية دالة دورية للأوزان الذرية (أو بصورة أدق للأعداد الذرية) .

ولقد اكتشف هذه العلاقة لأول مرة لوثر ماير عام ١٨٧٠ وهى تتمثل فى المنحنى بالشكل رقم ٢ .



(شكل ٢)

١ — ويلاحظ وقوع الاقلاء على قمم الموجات .

٢ — وتقع الاتلاء الأرضية على الفروع النازلة وقريبة من الاقلاء .

٣ — وتقع الفلزات الثقيلة والعناصر الانتقالية فى قاع الموجات .

٤ ـ وتقع العناصر اللافلزية الكهروسالبة على الفروع الصاعدة وتشغل كل مجموعة أماكن متماثلة .

ويمكن استعمال هذه المنحنيات لتعيين الأحجام الذرية التى لاتزال مجهوله وتتوقف قابلية الانضغاط على الحجوم الذرية ، ومن ثم يمكن إعتبار هذه الخاصية أيضا دالة دورية للاوزان الذرية (أو بصورة أدق للاعداد الذرية) .

وتتغير الخواص الطبيعية الأخرى مثل الكثافة ، والصلابة والتوصيل ، ودرجة الانصهار ودرجة الغليان ومعامل الانكسار تغيرا دوريا بزيادة الأوزان الذرية للعناصر .

درجه الأنصهار ودرجة الغليان

ليس من السهل أن نعالج درجات الانصهار للعناصر بطريقة عامه لان قيمتها الحقيقية لاتخضع لقواعد بسيطة . ويمكن ملاحظة مايأتى بالنسبة إلى المجموعات الرأسية والصفوف الأفقية .

١ ـ المجموعات الراسية :

ترتفع درجة الانصهار بصورة منتظمة بارتفاع الأوزان الذريه فى المجموعات الخامسة والسادسة والسابعة والثامنة وفى مجموعة الصفر . ويزداد مدى الارتفاع كلما ارتفعت درجة انصهار العنصر الأول .

وترتفع درجة انصهار عناصر المجموعات الفرعية الصغرى أيضا بارتفاع الأوزان الذريه . أما فى المجموعات الرئيسية الأولى إلى الرابعة فتنخفض درجات الانصهار بزيادة الوزن الذرى . ويزيد مدى الانخفاض كلما ارتفعت درجة انصهار العنصر الاول فى المجموعة .

٢ ـ الصفوف الافقية :

ترتفع درجات انصهار العناصر فى الصفوف الافقيه بزيادة الاوزان

الذرية إلى أن تصل إلى نهايات قصوى فى منتصف الجدول الدورى ثم تعود فتنخفض بزيادة الأوزان الذرية .

الطيف الخطى للعناصر

يلاحظ أن الطيف الخطى لعناصر المجموعة الواحدة متشابه فى تركيبه الدقيق . فمثلا يتكون الطيف الخطى لعناصر الاقلاء فى المجموعة الاولى من خطوط مزدوجة ، أما الطيف الخطى لفلزات الاقلاء الارضية فى المجموعة الثانية فيتكون من ثلاثة خطوط . ويزداد التعقيد فى الطيف كلما اتجهنا ناحية اليسار من الجدول . ويعزى ذلك إلى دورية التركيب الذرى الذى يحدد أيضا الخواص الكيميائية للعناصر ومركباتها .

ومن ناحيـــة أخرى تشبه الاطيـــاف الشرارية الاولى للعناصر First Spark Spectrum التى تنتمى لمجموعة ما فى الترتيب الدورى الاطياف القوسية Arc Spectrum لعناصر المجموعة التى تسبقها . فمثلا تشبه الاطياف الشرارية الاولى لفلزات الاقلاء الأرضية الاطياف القوسية لفلزات الاقلاء .

وتنتج الاطياف القوسيه عند اثارة ذرات العناصر ، وتنتج الاطياف الشراريه الاولى من الذرات المتأينة التى تصبح بفقدها اليكترونا واحدا لكل منها متشابهة فى طبقات الكتروناتها الخارجية للذرات غـــير المتأينه فى المجموعه السابقه لها فى النظام الدورى .

لون الايون

تتوالى الاعداد الذريه للعناصر التى تكون « أيونات ملونه » فأيونات لعناصر ذات الاعداد الذريه من ١ إلى ٢١ (يد إلى سك) لا لون لها .

وأيونات العناصر التى تلى ذلك من العدد الذرى ٢٢ إلى ٢٩ (تى ، فن ، كو ، من ، ح ، كو ، نى ، نح) تكون ذات لون ولو فى بعض حالات تكافؤها ثم يتبع ذلك عناصر لالون لايوناتها ثم عناصر ذات أيونات ملونه من العدد

الذرى ٤١—٤٦ (نب إلى بد) ثم عناصر لالون لأيوناتها من العدد الذى ٤٧ إلى ٥٦ (ف إلى با) .

ويلاحظ بصورة عامه أن عناصر الانتقال فى ترتيب بوز Bohr هى تلك العناصر التى تكون أيونات ومركبات ملونه ، ويعزى لون الايونات إلى ذبذبه الالكترونات فى الطبقات الخارجيه .

دورية الخواص الكيميائية

وتشمل هذه الخواص التكافؤ والخواص القاعديه والحامضيه وكذلك لخواص الكهربائيه .

التكافؤ :

يقدر التكافؤ لعنصر ما بعدد ذرات الايدروجين الذى تتحدبها أو تحل مكانها فى مركب آخر ذرة واحدة من العنصر ويمكن استبدال الايدروجين بعنصر هالوجينى حيث أن الهالوجينات أحادية التكافؤ . وفى بعض الأحيان يستخدم الاكسيجين كأساس لحساب التكافؤ .

التكافؤ تجاه الايدروجين :

يتفق تكافؤ عناصر المجموعات الرئيسيه تجاه الايدروجين مع رقم المجموعه حتى المجموعة الرابعة ثم يقل بعد ذلك تدريجيا حتى يصل إلى الصفر فى المجموعة الثامنه . وابتداء من المجموعة الرابعة يلاحظ أن العدد التكافؤى مضافا إلى رقم المجموعة يساوى ثمانية فى كل حالة .

رقم المجموعة	صفر	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسه	السابعة
العنصر	نى	ص	مغ	لو	س	فو	كب	كل
التكافؤ	صفر	١	٢	٣	٤	٣	٢	١
الهيدريد	—	ص يد	مغ يد	لويد	س يد	فويد	يدكب	يدكل

وتمتص فلزات المجموعة الثامنه الايدروجين امتصاصا طبيعيا وتحتفظ به فى حالة محاول صلب فتكافؤها مع الايدروجين صفرا .

ومركبات المجموعتين الرئيسيتين الاولتين مع الايدروجين صلبة فى درجة الحرارة المعتادة ولها مظهر الأملاح . أما ايدريدات العناصر التالية فى الجدول الدورى فانها سهلة التطاير وتسلك الأخيرة منها مسلك الأحماض فى المحاليل .

التكافؤ اتجاه الهالوجينات :

يتفق تكافؤ العناصر اتجاه الهالوجينات مع رقم المجموعة حتى المجموعة الرابعة فقط ثم لايخضع بعد ذلك لقاعدة معينة كما هو موضح بالجدول التالى:

رقم المجموعة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة	الثامنة
العنصر	ص	مغ	لو	س	فو	كب	كل	—
التكافؤ	١	٢	٣	٤				

الكلوريد ص كل مغ كل$_{٢}$ لو كل$_{٣}$ س كل$_{٤}$ فو كل$_{٣}$ فو كل$_{٥}$

وتشذ بعض العناصر عن القاعدة لسابقة . فللذهب كلوريدان أحدهما يكون الذهب فيه أحادى التكافؤ وهو كلوريد الذهبوز AuCl والثانى هو كلوريد الذهبيك ، وفيه الفلز ثلاثى التكافؤ . كما أن النحاس له كلوريدان أحدهما كلوريد النحاسوز نح كل وفيه النحاس أحادى التكافؤ ، وكلوريد النحاسيك نح كل$_{٢}$ وفيه النحاس ثنائى التكافؤ .

ويعطى الرصاص الكلوريد الثابت ر كل$_{٢}$ وفيه الفلز ثنائى التكافؤ على الرغم من أن الرصاص يوجد فى المجموعة الرابعة ، أما رابع كلوريد الرصاص وفيه الرصاص رباعى التكافؤ فهو مركب غير ثابت .

التكافؤ تجاه الأكسيجين :

أعلى تكافؤ للعنصر اتجاه الأكسيجين يتفق مع رقم المجموعة التى يوجد فيها . فالمجموعة صفر عناصرها لاتكافؤ لها أى لاميل لها للاتحاد ، والمجموعة الاولى أحادية والثانية ثنائية وهكذا .

رقم المجموعة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة	الثامنة
التكافؤ	١	٢	٣	٤	٥	٦	٧	٨
العنصر	ص	مغ	لو	س	فو	كب	كل	أز
الأكسيد	ص$_{٢}$ا	مغا	لو$_{٢}$ا$_{٣}$	س$_{٢}$ا$_{٣}$	فو$_{٢}$ا$_{٥}$	كب$_{٢}$ا$_{٧}$	كل$_{٢}$ا$_{٧}$	أز$_{٢}$ا$_{٧}$
	نح$_{٢}$ا	خا	جا$_{٢}$ا$_{٣}$	جى$_{٢}$ا$_{٣}$	ذ$_{٢}$ا$_{٥}$	كرا$_{٣}$		

ولاتنطبق هذه القاعدة إلا بصورة عامة نظرا لوجود حالات استثنائية .

فمن العناصر مايكون عدة أكاسيد يتفق التكافؤ فى أحدها مع رقم المجموعة ، وقد يكون هذا التكافؤ ، التكافؤ الأعلى (ومن أمثلة ذلك النيتروجين ، الكلور ، والمنجنيز) أو التكافؤ الأصغر (ومن أمثلة ذلك النحاس والفضة) .

ويحتوى عدد من أكاسيد عناصر المجموعات الوسطى على نسبة من الأكسيجين أقل مما تتطلبه أوضاعها فى الترتيب (را ، ذا ، ذا$_{٢}$ ، نت$_{٢}$ا$_{٣}$).

ويلاحظ من ناحية أخرى أنه فى بعض المجموعات وخاصة فى المجموعة الأولى قد يزيد التكافؤ عن درجة التشبع على عكس ما كان ينتظر (نحا بدلا من نح$_{٢}$ا) .

أما أكاسيد عناصر المجموعة الثامنة فهى أقل الأكاسيد خضوعا لقاعدة ثابتة كما هو واضح فى الجدول التالى .

أعلى أكاسيد المجموعة الثامنة

ح$_{٢}$ا$_{٣}$	كو$_{٢}$ا$_{٣}$	نى$_{٢}$ا$_{٣}$
روا$_{٤}$	رد ا$_{٣}$	بد ا$_{٢}$
ازا$_{٤}$	يرا$_{٣}$	بلا$_{٢}$ا$_{٣}$

تدرج الخواص القاعدية والحامضية

فى الدورات :

يلاحظ أن العناصر الموجودة فى يمين الدورة فلزات فأكاسيدها قاعدية تذوب فى الماء مكونة هيدروكسيدات ، وكلما زاد الوزن الذرى للعناصر فى الدورة أى كلما اتجهنا إلى اليسار نقصت الخاصية الفلزية وأصبحت الأكاسيد أقل قاعدية والايدروكسيدات أقل قلوية حتى تصل إلى حالة تضعف فيها الخاصية القاعدية وتبدأ الخاصية الحامضية فى الظهور معها . وتتمثل هذه الحالة فى عنصر الألومنيوم الذى يعطى أكسيدا «متردد الخواص» وإذا استمر انتقالنا فى الجدول نحو اليسار فان الخاصية القاعدية تختفى تماما . وتظهر الخاصية الحامضية ، وتزداد شدة من عنصر إلى آخر حتى نصل فى آخر الدورة إلى عنصر لافلزى ، أكسيده حمضى وهو أحد الهالوجينات .

قلوى	قلوى	متردد	حمضى	حمضى	حمضى	أقوى
شديد		الخواص	ضعيف جدا	متوسط	قوى	الاحماض
ص$_{٢}$ا	مغا	لو$_{٢}$ا$_{٣}$	س$_{٢}$ا$_{٣}$	فو$_{٢}$ا$_{٥}$	كب$_{٢}$ا$_{٣}$	كل$_{٢}$ا$_{٧}$
ص(ايد)	مغ(ايد)$_{٢}$	لو(ايد)$_{٣}$	يد$_{٣}$س$_{٢}$ا$_{٣}$	يد$_{٣}$فوا$_{٤}$	يد$_{٢}$كب$_{٢}$ا$_{٤}$	يدكل$_{٢}$ا$_{٤}$

فى المجاميع الراسية :

تزداد الخاصية القلوية بزيادة الوزن الذرى للعنصر فى نفس المجموعة ، فالمجموعة الأولى الأصلية تبدأ بعنصر الليثيوم وهو أقل الاقلاء قلوية وتنتهى بعنصر السيزيوم وهو أشد الأقلاء قلوية .

الخواص الكهربائيه الكيميائية :

تعرف العناصر التى تكون أيونات موجبة الشحنة بالعناصر الكهرو موجبه . والعناصر التى تكون أيونات سالبة الشحنة بالعناصر الكهروسالبة والعناصر الموجبة هى الفلزات والعناصر التى تظهر فيها الخواص السالبة بدرجات متفاوته هى اللافلزات . وتعرف القابلية لتكوين أيونات موجبة أو أيونات سالبة بالميل الكهربائى .

وفى كل دورة تقل الخاصية الموجبة إذا انتقلنا من اليمين إلى اليسار ، وتزيد الخاصية السالبة فى نفس الاتجاه . وإذا صرفنا النظر عن الغازات الخاملة فان الدورة تبتدىء بعنصر كهرو موجب قوى وتنتهى بعنصر كهرو سالب شديد .

وفى كل مجموعة تزيد كهرو موجبة العناصر بازدياد الأوزان الذرية من أعلى إلى أسفل وتقل الخواص السلبية فى نفس الاتجاه . وعلى هذا فان أكثر العناصر كهرو موجبة فى النظام الدورى هو السيزيوم الذى يقع إلى أسفل فى الناحية اليمنى ، وأكثرها كهرو سالبة هو الفلور الذى يقع إلى أعلى فى الناحية اليسرى من الجدول . وطبقا لذلك فان العناصر اللافلزية تقع فى الجهة اليسرى من الجدول (ذى الدورة الطويلة) فوق الخط الواصل بين الكربون والفوسفور والسليكون واليود وتقع العناصر الفلزية فى الجهة اليمنى من هذا الخط . وعلى ذلك فان أغلب العناصر فلزات .

مزايا النظام الدورى وفوائده

(١) أوضح الجدول الدورى العلاقة بين العناصر وخواصها الطبيعية والكيميائية وبين التدرج فى خواص العناصر التى تقع فى دورة واحدة والعناصر التى تقع فى مجموعة واحدة .

فبسطت بذلك دراسة خواص العناصر ومركباتها ، وبدلا من دراسة

٩٨ عنصرا باعتبار كل عنصر فردا مستقلا ليس له أدنى علاقة بالعناصر المجاورة نكتفى الآن بدراسة تسع مجموعات .

فاذا علمت مثلا خواص عنصر الصوديوم الذى يقع فى المجموعة (١ـا) من جدول منديليف فان خواص بقية عناصر المجموعة تصبح معروفة كذلك نظرا للتشابه الوثيق بين عناصر المجموعة ومركباتها فى خواصها الكيميائية والطبيعية .

غير أنه لا يمكن تعميم هذه القاعدة على جميع المجموعات نظرا لتدرج صفات عناصر المجموعة بزيادة الأوزان الذرية لعناصرها . فالنتروجين أول عناصر المجموعة الخامسة لافلزى فى خواصه بينما تغلب الصفة الفلزية على عنصر البزموت الذى يقع فى آخر المجموعة .

(٢) يستفاد من الجدول فى تصحيح الاوزان الذرية المشكوك فى صحتها .

فمثلا الوزن المكافىء للبريليوم ٤و٥ وكان يظن أنه ثلاثى التكافؤ مثل الالومنيوم وبذلك يكون وزنه الذرى ٥و١٣ ويجب وضعه بين الكربون فى المجموعة الرابعة والنيتروجين فى المجموعة الخامسة وهذا مستحيل لأن ذلك سيؤدى كما أشار منديليف إلى وضع عناصر تختلف فى خواصها الكيميائية اختلافا شاسعا فى نفس المجموعة . واعتبر منديليف عنصر البريليوم ثنائى التكافؤ وصحح وزنه الذرى إلى ٢و٩ فأصبح وضعه فى المجموعة الثانية . ولقد تأيدت صحة ذلك الفرض فيما بعد وذلك بتعيين الحرارة النوعية لعنصر البريليوم والكثافة البخارية لكلوريد البريليوم وبالمثل صححت الاوزان الذرية لعناصر الايريديوم واليورانيوم والذهب .

(٣) التنبؤ بخواص العناصر التى لم تكن قد اكتشفت والمساعدة على كشفها .

فخواص أى عنصر متوسطة بين خواص العناصر الأربعة التى تحيطه فى

الجدول الدورى • وقد تم كشف هذه العناصر وطابقت خواصها ماتنبأ به مندليف إلى حد كبير •

عيوب الجدول الدورى

١ ـ صعوبه اختيار مكان مناسب للايدروجين

يمكن وضع الايدروجين فى الدورة الاولى وعلى رأس المجموعة الاولى لانه يشبه الاقلاء فى بعض خواصه • فالايدروجين أحادى التكافؤ ، أيونه فى الماء موجب التكهرب ويمكن للفلزات أن تزيحه ويتفاعل بشدة مع الهالوجينات • ويستلزم ذلك ترك ٦ خانات خاليه بين الايدروجين والهيليوم •

كما يمكن وضع الايدروجين فى الدورة الاولى وعلى رأس المجموعة السابعة لانه يشبه الاسرة الهالوجينية فى بعض خواصه• فالايدروجين لافلز جزيئة ثنائى الذرية ويمكن للهالوجينات أن تزيحه من المركبات العضوية ، ويكون الايدروجين ايدريدا مثل (ص يد) له خواص الأملاح وبتحليل ايدريد الصوديوم المنصهر يظهر الايدروجين على المصعد• ويستلزم ذلك ترك ٦ خانات خالية فى الدورة قبل الايدروجين •

٢ — نظرا لتشابه عناصر الاراضى النادرة Rare Earth Metals لم يتمكن مندليف من إيجاد مكان لكل عنصر فحسب بل اضطر مندليف إلى وضعها فى خانة واحدة فى الدورة السادسة بالمجموعة الثالثة •

٣ — اضطر مندليف إلى وضع فلزات المجموعة الثامنة فى مجموعه خاصه لاتتفق فى خواصها مع بقية العناصر وللتشابه الكبير بينها •

٤ — فى كثير من العناصر توجد للعنصر الواحد أنواع مختلفة من الذرات متشابهة فى الخواص الكيميائية ولكنها تختلف عن بعضها فى الوزن الذرى فقط وتسمى هذه الأنواع المختلفة للعنصر الواحد بالنظائر فمثلا الرصاص

٧ نظائر وللقصدير ٦ نظائر . ولقد اضطر مندليف إلى وضع جميع نظائر العنصر فى خانة واحدة بدلا من توزيعها على خانات مختلفة .

٥ ـ فى أربع حالات وضعت عناصر ذات أوزان ذريه أعلى قبل عناصر ذات أوزان ذريه أقل مخالفا النظام الذى بنى عليه الجدول الدورى . وقد اضطر لذلك لتشابه هذه العناصر وهى فى الاوضاع المعكوسة للعناصر التى تقع معها فى نفس المجموعة . والازواج الاربعة المعكوسة هى :

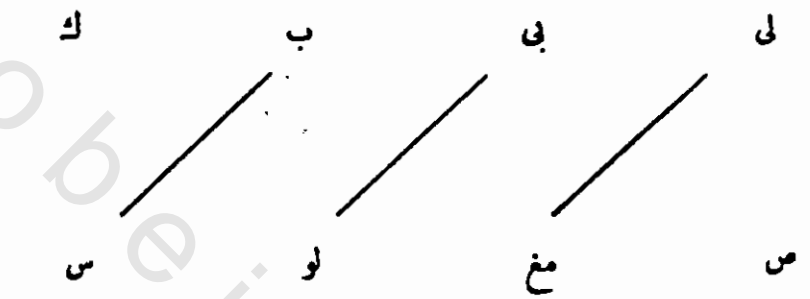
الارجون (٩و٣٩) — البوتاسيوم (١٠,٣٩) ، التيلور (٧و١٢٧) — اليود (٩و١٢٦) ، الكوبلت (٩و٥٨) — النيكل (٧١,٥٨) ، الثوريوم (١,٢٣٢) — البروتواكتنيوم (٢٣١) .

أ ـ اضطر مندليف إلىوضع عناصر الذرات الطويلة فى مجموعتين فرعيتين (اءب) على الرغم من اختلاف خواص عناصر كل منها . ويزداد الاختلاف تدريجيا كلما ابتعدت المجموعة عن منتصف الجدول الدورى (أى للمجموعة الرابعة) ويصل الاختلاف إلى أقصاه فى المجموعتين الاولى والسابعة .

(ب) لايظهر الجدول الدورى التشابه القائم بين العناصر المتتالية فى نفس الدورة . فعناصر الكروم والمنجنيز والحديد والكوبلت والنيكل متشابهة فى خواصها الكيميائية بالرغم من أنها تنتمى إلى مجموعات مختلفة . كما أن هناك تشابه بين العناصر التى تنتمى إلى مجموعات مختلفة إذا تميزت بنفس التكافؤ وخاصة إذا كانت ذات حجوم متقاربة . فالألومنيوم والكروم والحديد ثلاثة التكافؤ (للمجموعة الثالثةوالسادسة والثامنة) وتكون مركبات لها نفس الشكل البلورى وتتقارب فى قابليتها للذوبان وفى قوة تفاعلها .

(ح) لاتتضح فى الجدول الدورى ذاتية Individuality المجموعات الفرعية ولا العلاقة التى بين عناصر الدورتين القصيرتين وعناصر الدورات الطويلة .

د — إذا فحصت العناصر التى تقع فى الدورتين الصغيرتين لوجدأنه بالرغم من وجود تشابه كبير بين كل عنصر والعنصر الذى يقع تحته فانهناك تشابها آخر بين العناصر للتقابلة فى الدورتين الثانية والثالثة القصيرتين ٠



الجدول الدورى المحور

عملت عدة محاولات للتغلب على الصعوبات التى صادفت مندليف وأهمها محاولات بوهر ٠ وفى هذا الجدول وضع الايدروجين فى المجموعة الرابعة فوق الكربون للدلالة على أنه عنصر متوسط بين المجموعتين الأولى والسابعة ثم رتبت العناصر فى الدورتين الثانية والثالثة القصيرتين كما سبق فى جدول مندليف ثم رتبت عناصر المجموعات الطويلة كل فى صف أفقى ثم وصلت عناصر كل مجموعة فى الدورات الطويلة بعناصر مجموعتها فى الدورات القصيرة وقد وجد أن طول الخطوط يلقى ضوءا على مدى التشابه بين المجموعة الفرعية والأساسية ، فالخط القصير يدل على صغر الفروق ، أما الطويل فعلى عظمها فقد وجد أن طول الخط يكون كبيرا بين الصوديوم والنحاس وهما عنصران مختلفان فى خواصهما لكنه قصير بين الصوديوم والبوتاسيوم وهما متشابهان كثيرا ٠

ويقل الفرق بين الخطين كلما اقتربنا من منتصف الجدول ثم يزداد بعد ذلك ، وهذا يتمشى مع القاعدة القائلة بأن الفرق بين خواص المجموعتين الفرعيتين فى جدول مندليف يقل كلما اتجهنا إلى وسط الجدول الدورى ٠

H
He
Li Be B C N O F Ne
Na Mg Al Si P S Cl A
K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr
Rb Sr Yt Zr Nb Mo Ma Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe
Cs Ba La Ce Pr Nd Il Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po — Ra
Ba As Th Pa U

ويلاحظ فى هذا الجدول ما يأتى :

١ — أن المجموعات الفرعية فصلت عن المجموعات الأساسية وتحددت العلاقات بينها إلى حد كبير .

٢ — وضعت فلزات المجموعة الثامنة فى وسط الجدول لانها « فلزات انتقال » . ولم يتمكن الترتيب الجديد من التغلب على الصعوبات الأخرى .

ويمكن التغلب على العيب الناجم عن الأوضاع المعكوسة فى الأزواج الاربع السالفة الذكر إذا رتبت العناصر تبعا للعدد الذرى بدلا من وزنها الذرى وسيرد شرح ذلك فيما بعد .

أما مشكلة النظائر ومشكلة موضع العناصر الارضية فما زالت قائمة كما هى .