أمثلة على الترتيب الالكتروني للذرات:

كما وضحنا فان لدينا 118 عنصراً ما بين طبيعي او صناعي فلو اخذنا الكروم(24)((Cr(24)) فنجد ان الترتيب الالكتروني له فهو ($1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^1\ 3d^5$) وليس بالشكل التالي ($1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^4$) وذلك لان التوزيع الالكتروني الأول يكون فيه المدارين الثانويين (S, d) نصف ممتلئين وبالتالي فهو الأكثر استقراراً من الترتيب الثاني. ولو اخذنا ذرة الفضة ((Ag(47)) فان الترتيب الالكتروني له هو ($1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^{10}\ 4P^6\ 4d^{10}\ 5S^1$). فكما تلاحظون في الجدول التالي (المصدر: كتاب الكيمياء اللاعضوية– د. ثناء الحسني– ص74) ان توزيع الالكترونات في المدارات يكون منفرداً ومن ثم يحدث الازدواج.

Element العنصر	Atomic No. العدد الذري	Electronic Structure البنية الالكترونية	Orbitals الاوربيتالات 1s	2s	2p
H	1	$1s^1$	↑		
He	2	$1s^2$	↑↓		
Li	3	$1s^2\ 2s^1$	↑↓	↑	
Be	4	$1s^2\ 2s^2$	↑↓	↑↓	
B	5	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1$	↑↓	↑↓	↑
C	6	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$	↑↓	↑↓	↑ ↑
N	7	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑
O	8	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑
F	9	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^1$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑
Ne	10	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^2$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓

نجد ان ذرة النتروجين التي يكون اوربيتال (2S) ممتلئ بالكترونين اما اوربيتالات المدار الثانوي (2P) فهي نصف ممتلئة وهي مستقرة وذلك لان احدى المدارات الثانوية مشبع والأخر نصف مشبع ولو نظرنا لذرة الكاربون نجد ان اوربيتال (2S) يكون ممتلئاً بينما اوربيتال (2P) فيحتوي على الكترونان منفردان مما يسمح بحدوث تداخل بين اوربيتالي (2S و2P) فينتقل الكترون من (2S) الى (2P) ليصبح كلا المدارين الثانويين نصف ممتلئ وهو يعد مستقراً اكثر من الترتيب السابق وهذا التداخل يدعى بالتهجين وهو موضوع سنتطرق اليه ان شاء الله في وقت لاحق.

جدول ٦-٣ : الانتشار الالكتروني للعناصر من K الى Zn .

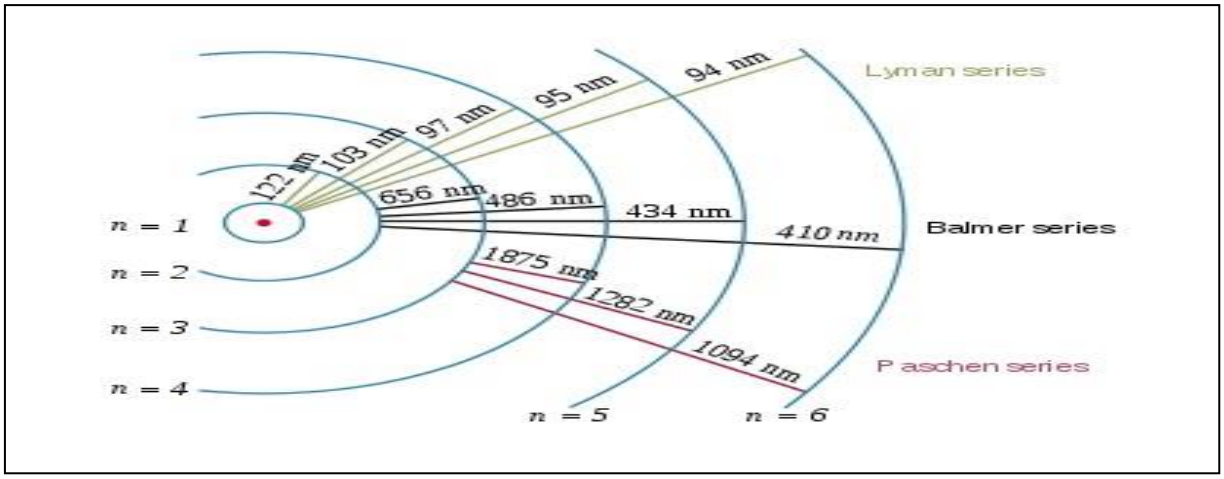
Element العنصر	Orbitals الاوربيتالات										
	1s	2s	2p	3s	3p	←	3d			→	4s
$_{19}K$	2	2	6	2	6						↑
$_{20}Ca$	2	2	6	2	6						↑↓
$_{21}Sc$	2	2	6	2	6	↑					↑↓
$_{22}Ti$	2	2	6	2	6	↑	↑				↑↓
$_{23}V$	2	2	6	2	6	↑	↑	↑			↑↓
$_{24}Cr$	2	2	6	2	6	↑	↑	↑	↑	↑	↑
$_{25}Mn$	2	2	6	2	6	↑	↑	↑	↑	↑	↑↓
$_{26}Fe$	2	2	6	2	6	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑↓
$_{27}Co$	2	2	6	2	6	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑↓
$_{28}Ni$	2	2	6	2	6	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑↓
$_{29}Cu$	2	2	6	2	6	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
$_{30}Zn$	2	2	6	2	6	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

في هذا الجدول (المصدر: كتاب الكيمياء اللاعضوية- د. ثناء الحسني- ص75) والذي يمثل الترتيب الالكتروني للعناصر من البوتاسيوم (K19) الى الزنك (Zn30) نجد ان مستوى الطاقة (4S) يمتلئ سابقاً الاوربيتال (3d) الا اننا نلاحظ بعض الشذوذ عن القواعد العامة للترتيب الالكتروني تتمثل بعنصري (Cr24) و (Cu29) والسبب في هذا الشذوذ يعود الى الاستقراريه الأكثر بين مستويات الطاقة.

كانت اغلب الدراسات الطيفية والخاصة بذرة الهيدروجين والتي تعتبر من ابسط الذرات والتي تعتبر الدليل على حدوث انتقالات الكترونية الى مدارات فارغة او مستويات طاقة فارغة من مستوى الطاقة الأول (n=1) والذي يكون المستوى المستقر للذرة (Ground state) وعند تعرض الالكترون الى طاقة ضوئية او حرارية تصبح ذرة الهيدروجين غير مستقرة او ما يدعى بالذرة المحفزة (Excited state) وتحاول الذرة دائماً العودة الى وضع الاستقرار وذلك بتحرير الطاقة الفائضة على شكل اشعاع.

وقد استطاعت متسلسلة ليمان ان تمثل جميع قيم الطاقة المنبعثة عند عودة الالكترونات المتهيجة من أي مدار او مستوى طاقة الى المدار الأول (n=1)، وقد تمت الإشارة الى العلماء الذين استطاعوا ان يثبتوا هذه الانتقالات بأسمائهم أي متسلسلة بالمر والتي تعني عودة الالكترونات المثارة الى مستوى الطاقة الثاني (n=2) ومتسلسلة باشن والتي تعني العودة الى المستوى الثالث (n=3) من أي مستوى

طاقة اعلى ومتسلسلة براكيت التي تعني العودة الى مستوى الطاقة الرابع (n=4) من أي مستوى طاقة اعلى وكما في الشكل التالي



ويتم احتساب الانتقالات الالكترونية وفقاً للمعادلة التالية

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{(n)^2} - \frac{1}{(n')^2}\right) \qquad (R = 1.097373 \times 10^7\ \mathrm{m}^{-1})$$

حيث ان قيم (n) هو المستوى الطاقة البادئ منه الالكترون وان (n') تمثل مستوى الطاقة النهائي وان قيمة (R) وهو ثابت رايدبيرغ.

(والامثلة المحلولة في الصفحات 77، 78، 79، 80، 81 و82 من كتاب الكيمياء اللاعضوية) فهي خاصة باعداد الكم الأربعة ويمكن معرفتها من من آخر الكترون كما يمكن التنبؤ بالترتيب الالكتروني الخاص باي عنصر عند معرفة اعداد الكم هذه لآخر الكترون.

رموز الحد او التيرم (Term symbols): عند كتابة الترتيب الالكتروني لأي عنصر ما فان هنالك احتمالية تواجد بعض الالكترونات المنفردة في مواقع مختلفة عن الموقع المتوقع أي ان هنالك إمكانية لتواجد الالكترون في موقع آخر وبالتالي فان قيم (m_ℓ) و (m_s) سوف تتغير وان هذا يعود الى احتمالية موقعه وبالأخص في المدارات الثانوية متعددة الاوربيتالات الفرعية مثل (P و d) .

وسيتم التطرق اليها بشكل منفصل

الجدول الدوري:- كان عدد العناصر المعروفة خلال العقد الأخير من القرن الثامن عشر الميلادي اقل من 30 عنصراً، ونتيجة للنشاط العلمي الواسع خلال القرن التاسع عشر تم اكتشاف العديد من العناصر الجديدة حتى وصل عدد العناصر الى 63 عنصر. واستلزمت هذه الزيادة في عدد العناصر الى البحث عن طرق يسهل من خلالها دراسة خواص العناصر وإيجاد التصنيف المناسب لها تبعاً لخواصها الفيزيائية والكيميائية خاصة، وقد تجاوز عدد العناصر في وقتنا الحاضر الى 118 عنصراً.

وقد حاول الكيمائيون تصنيف العناصر وفق أسس معينة الى ان توصلوا الى الجدول الدوري الحديث ومن ابرز تلك المحاولات:

1- ثلاثية دو برينر

2- ثمانيات نيو لاندز

3- التصنيف الدوري لمندلييف وماير

4- القانون الدوري لموسلي

اولاً: ثلاثية دو برينر (Do bereiner)(1829): رتب دو برينر العناصر على شكل ثلاثيات حسب زيادة الكتلة الذرية ولاحظ انه

أ- الكتلة الذرية للعنصر الأوسط هي متوسط الكتل الذرية للعنصر الأول والثالث.

ب- الخواص الفيزيائية والكيميائية للعنصر الأوسط تتوسط الأول والثالث.

ج- لم يستطع دو برينر تطبيق الثلاثيات على جميع العناصر، ولكنه نجح في لفت انظار العلماء الى وجود العلاقة بين خواص العناصر وكتلتها.

ثانياً: ثمانية نيو لاندز (New lands)(1864): رتب الإنكليزي نيو لاندز العناصر تصاعدياً حسب كتلتها الذرية، ولاحظ ان التشابه في الخواص يتكرر دورياً بحيث ان العنصر الثامن يشبه الأول والتاسع يشبه الثاني وهكذا. والحقيقة ان تصنيف نيو لاندز لم يلاقي نجاحاً كبيراً لظهور تناقضات واخطاء بعد العنصر السادس عشر.

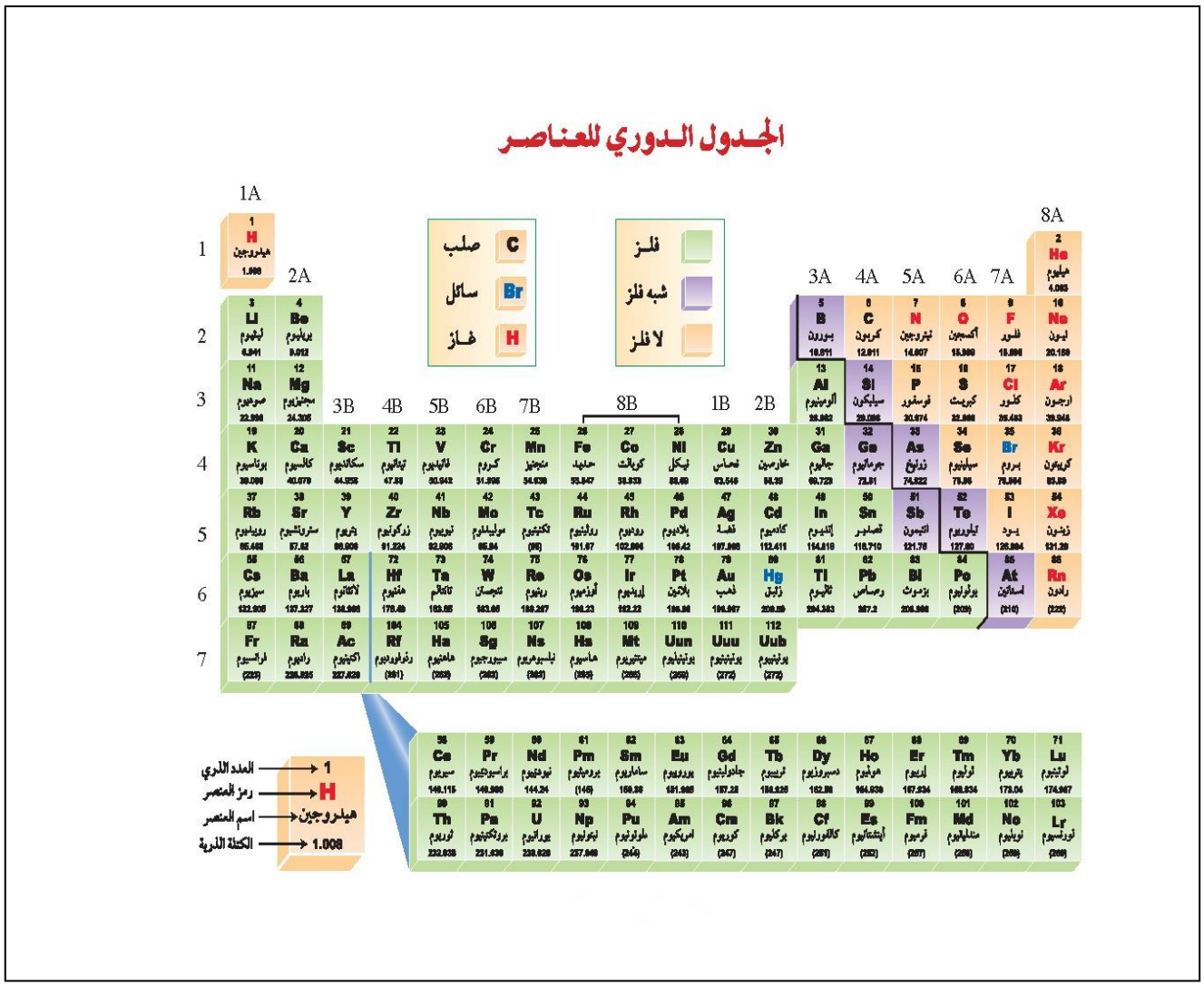
ثالثاً: التصنيف الدوري لمندلييف (Mendeleev) وماير(Meyer): اعلن كل من مندلييف في روسيا وماير في المانيا في وقت واحد القانون الدوري للعناصر الذي ينص على (**اذا رتبت العناصر تصاعدياً حسب كتلتها الذرية فان خواصها تتكرر بانتظام**).

وقد ترك كل منهما أماكن خالية في الجدول وقد توقعا اكتشاف عناصر جديدة، وقد اعتد ماير في تصنيفه على الخواص الفيزيائية للعناصر بينما اعتمد مندلييف على الخواص الكيميائية. وقد اقترن اسم مندلييف بالتصنيف الدوري لتنبؤه بخواص بعض العناصر غير المكتشفه. اما عيوب جدول مندلييف فهي

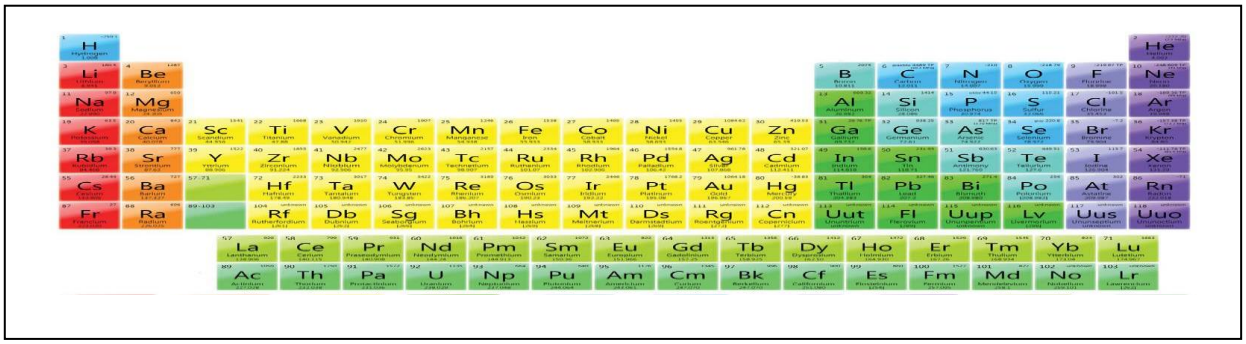
أ- وضع بعض العناصر في أماكن غير مناسبة على أساس زيادة كتلتها الذرية مثل اليود والتيليريوم.

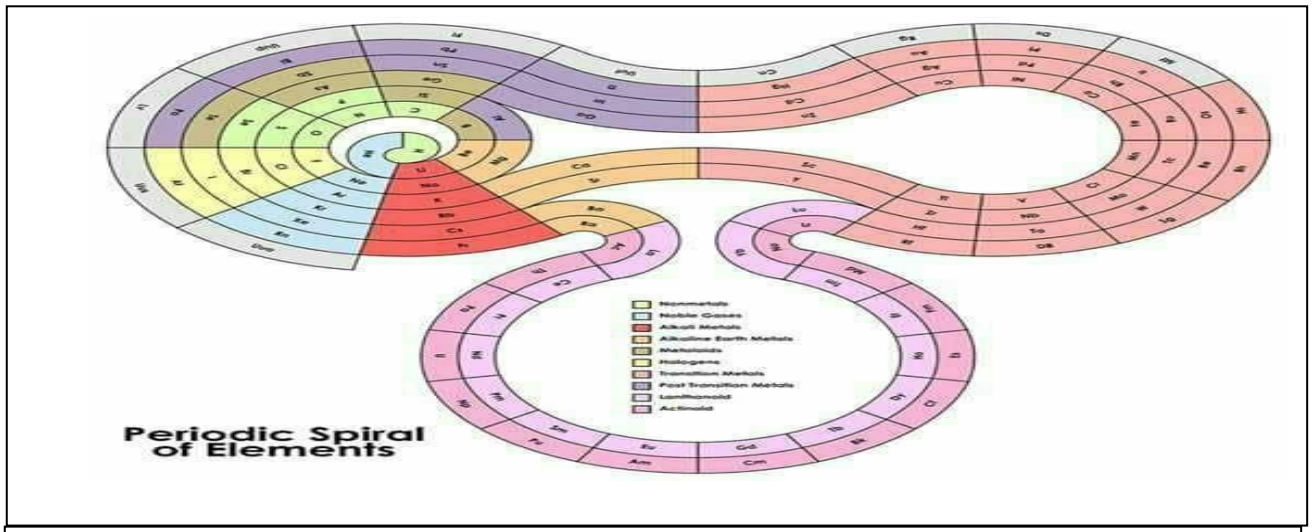
ب- لم يجد أماكن مناسبه في الجدول للعناصر الأرضية النادرة.

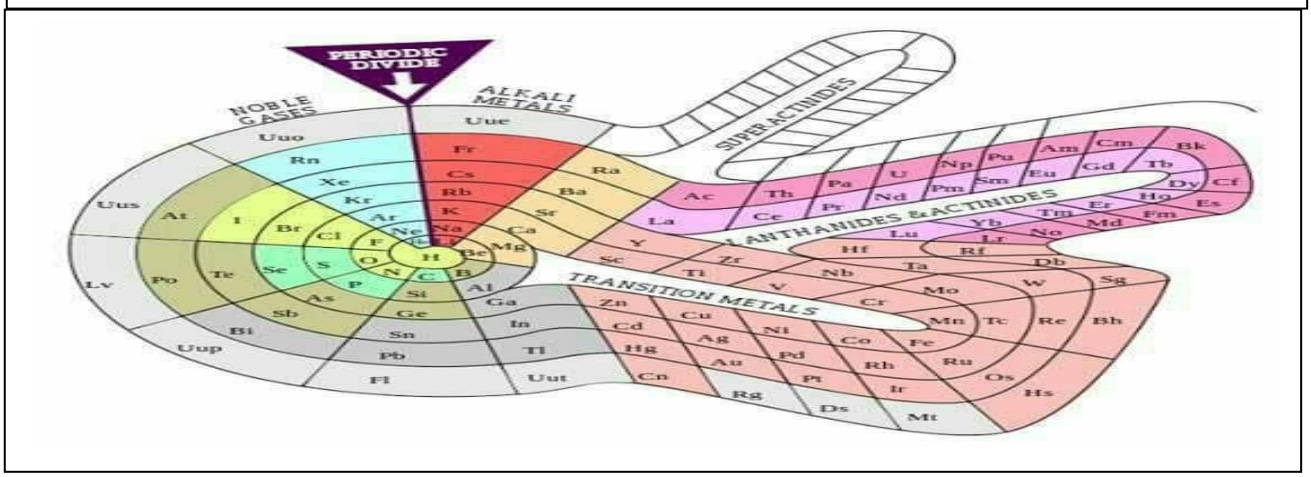
رابعاً: القانون الدوري (موسلي Moseley)(1913): بعد أبحاث رذرفورد عن الذرة والشحنة النووية اكتشف العالم الإنكليزي موسلي وجود كمية أساسية في النواة سماها العدد الذري وعلى هذا رتب موسلي العناصر حسب زيادة العدد الذري ولاحظ انه (**اذا رتبت العناصر تصاعدياً حسب زيادة العدد الذري فان الخواص الفيزيائية والكيميائية تتكرر دورياً**). وقد عرف هذا التصنيف بالقانون الدوري.

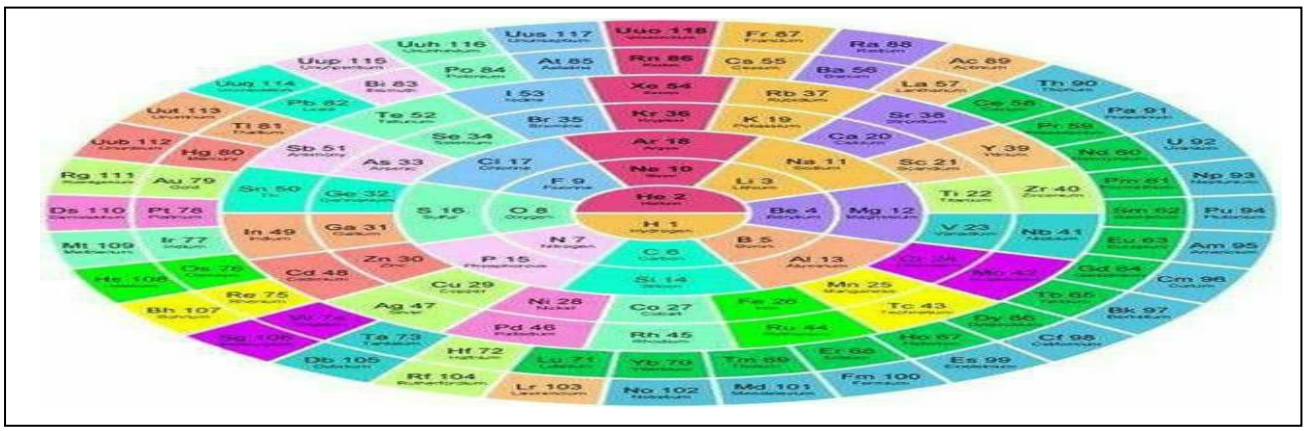


وبمرور السنوات فقد تغيرت اشكال الجدول الدوري والتي كان منها الشكل القصير والشكل الطويل والشكل الحلزوني والشكل الحلزوني ثلاثي الابعاد كما في النماذج التالية









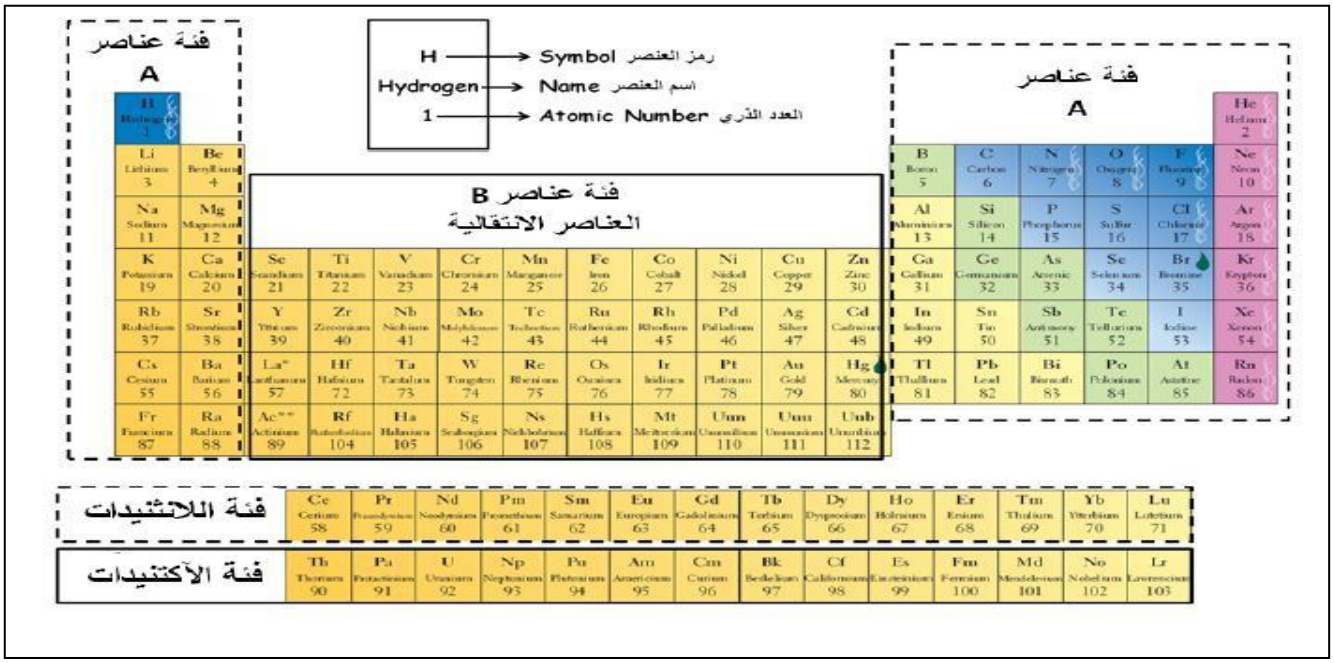
ان الصفات الكيميائية والفيزيائية للعناصر ومركباتها هي دوال دورية لأعدادها الذرية، وهذا يعني انه عندما ترتب العناصر حسب نظام ازدياد اعداها الذرية وتدرس الصفات الفيزيائية والكيميائية لكل عنصر حسب هذا الترتيب يلاحظ حصول تشابهات دورية متكررة بين كل عنصر والعنصر الذي يقع تحته. ومن ترتيب جميع العناصر حسب هذا النظام يتكون الجدول الدوري كما في الشكل المألوف عليه وفق القواعد التالية:

1- رتبت العناصر حسب ازدياد العدد الذري.

2- صفت العناصر في سطور افقية (دورات) تبعاً لعدد مستويات الطاقة الالكترونية فيها المشغولة بالالكترونات (فعناصر الدورة الأولى تشغل الكتروناتها مستوى واحد وعناصر المجموعة الثانية مستويين وهكذا).

3- وضعت العناصر في أعمدة راسية (مجموعات) تبعاً لعدد الالكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير (الكترونات التكافؤ).

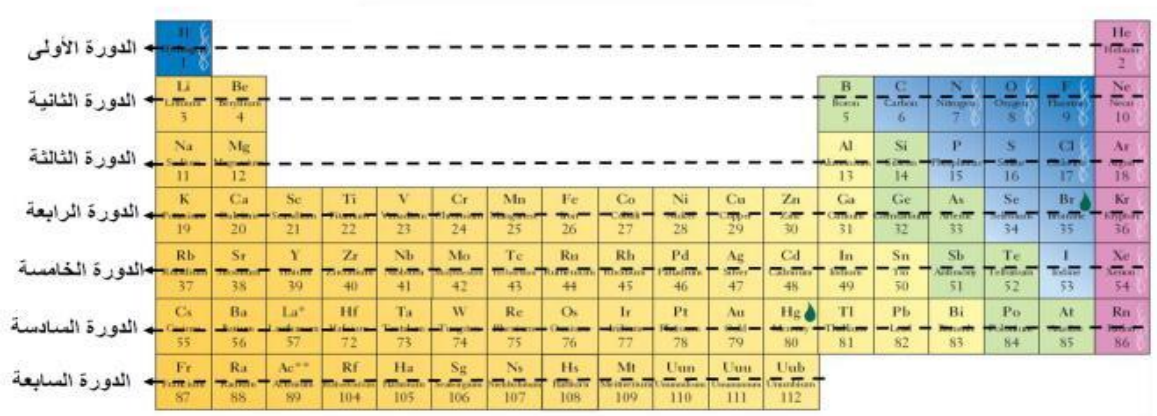
فنلاحظ بان الجدول الدوري بشكل عام يتألف من سبع دورات (عدد مستويات الطاقة المعروفة) وثماني مجموعات رئيسية رمز لها بالحرف (A) وثاني مجموعات فرعية رمز لها بالحرف (B).



الدورة (Period): هي العناصر الموجودة في السطر الافقي من الجدول الدوري ويحتوي الجدول الدوري على (7) أسطر افقية أي على (7) دورات.

والشكل التالي يوضح الدورات في الجدول الدوري

موقع دورات(*Periods*) الجدول الدوري(Periodic Table) أي الأسطر الأفقية وعددها سبعة:

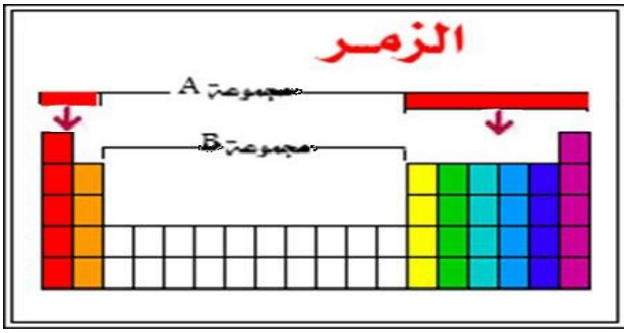


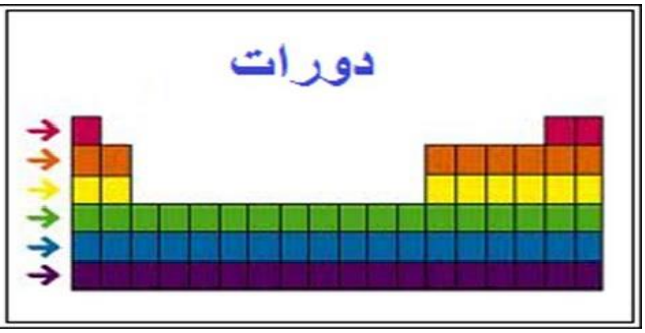
المجاميع او الزمره (groups): تميز المجاميع باحرف وأرقام وهي على مجموعتين رئيسيتين مجموعة A ومجموعة B. ولتمييز مجاميع A عن بعضها تضاف لها الأرقام للدلالة عليها وهي تبتدأ من (1–7) وهنالك مجموعة من A تدعى مجموعة الصفر وهي المجموعة الثامنة. ويطلق على المجموعةA بمجاميع العناصر الرئيسية او الممثلة (Representative elements) وتشمل العناصر المعدنية وغير المعدنية.

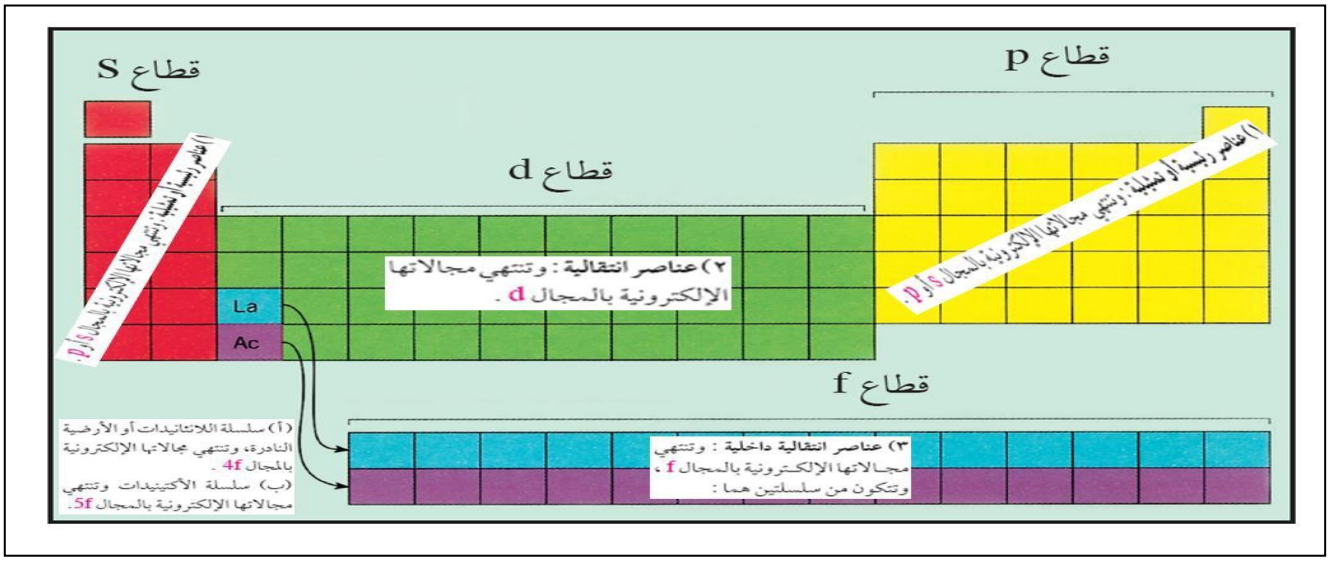
وتميز مجاميع B بالأرقام من (1–7) بالإضافة الى المجموعة الثامنة وهذه المجاميع مكونه من ثلاث أعمدة قصيرة تقع وسط الجدول الدوري وتسمى مجاميع العناصر الانتقالية (Transition elements) وجميع هذه العناصر معدنية.

يوجد في اسفل الجدول صفين طويلين (كل صف به 14 عنصر) وتسمى هذه العناصر الانتقالية الداخلية (Inner transition elements) فالصف الأول يبتدأ من عنصر اللانثانيوم (La57) وتسمى ايضاً اللانثانيدات او العناصر الأرضية النادرة، اما الصف الثاني فيبدأ من عنصر الاكتينيوم (Ac89) وتسمى بعناصر الاكتنيدات.

وهنالك ترتيب للجدول الدوري بشكل آخر هو التالي







1- عناصر الفئة (S): - تحتوي على العناصر التي تقع الكتروناتها الخارجية في المستوي الفرعي S وتشمل المجموعات (1A و2A)، وتوزيعها الالكتروني (nS^1 و nS^2) وتقع الى يسار الجدول الدوري.

2- عناصر الفئة (P):- تحتوي على العناصر التي تقع الكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي P وتشمل المجموعات من (3A – 7A) وايضاً المجموعة صفر (الغازات النبيلة) وتوزيعها الالكتروني في مستوى الطاقة الأخير (nP^1 الى nP^6)، وهي تقع الى يمين الجدول الدوري.

3- عناصر الفئة (d):- تشغل المنطقة الوسطى في الجدول، وتحتوي على العناصر التي تقع الكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (d) وتشمل العناصر الانتقالية وتوزيعها الالكتروني (nd^1 الى nd^{10}).

4- عناصر الفئة (f):- وتقع هذه العناصر اسفل الجدول الدوري، ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي f الذي يتسع ل (14) الكتروناً، وتتكون من سلسلتين افقيتين وهما اللانثانيدات وتوزيعها الأخير ($4f^1$ الى $4f^{14}$). والاكتينيدات وتوزيعها الالكتروني ($5f^1$ الى $5f^{14}$).

وقد كان هنالك تعريف متعددة خاصة بالعناصر في الجدول الدوري وهي

العدد الذري (Atomic number): وهو يمثل عدد البروتونات الموجودة في كل ذرة من العنصر ويساوي عدد الالكترونات لنفس المتعادلة كهربائياً.

العدد الكتلي (Mass number): وهو يمثل مجموع البروتونات والنيوترونات الموجودة في نواة الذرة.

النظائر (Isotopes): وهي ذرات العنصر الواحد الذي تختلف في عدد النيوترونات وبالتالي في العدد الكتلي.

أعداد الاكسدة (Oxidation number): فهو عدد الالكترونات الذي تكتسبه ذرة العنصر او تفقده عند دخولها في تفاعل كيميائي.

وقد لوحظ تشابهات دورية بين كل عنصر والعنصر الذي يقع تحته