الفصل الرابع: التصنيف الدوري للعناصر

1. وصف الجدول الدوري

يُعدّ الكيميائي الروسي ديميتري إيفانوفيتش ميندلييف (1834-1907) مصنف الجدول الدوري ويُعرَّف الجدول الدوري بأنه جدول تُرتَّب فيه العناصر الكيميائية المعروفة جميعها ؛ وفق زيادة العدد الذري لها من اليسار إلى اليمين، ومن الأعلى إلى الأسفل، وبشكل عام فإنّ هذا الترتيب يتوافق أيضاً مع زيادة الكتلة الذرية للعناصر، ويُطلَق على الصفوف في الجدول الدوري اسم الأدوار، ويشير رقم الدور لعنصرٍ ما إلى أعلى مستوى طاقةٍ يمكن أن تشغله إلكترونات هذا العنصر (في الحالة الأساسية)، بينما تُسمّى أعمدة الجدول الدوريّ بالمجموعات، وتحمل إلكترونات التكافؤ الخاصة بعناصر كل مجموعةٍ توزيعاً متشابهاً، ولهذا لها خصائص كيميائية متشابهة.

تكمن أهمية الجدول الدوري في تحديد موقع العنصر في الدور أو المجموعة و معرفة البنية الإلكترونيّة لذرّة العنصر ما يسمح بمعرفة سلوك العنصر الكيميائي و التنبؤ بالتفاعلات الكيميائية الممكنة لكل عنصر.

يحتوي الجدول الدوري على العناصر المكتشفة لحد الساعة و تقدر ب 118 عنصر مرتبة و مصنفة في أسطر(أدوار) و أعمدة (مجموعات). يحتوي الجدول الدوري على سبع دورات أفقيّة. يحتوي على 18 مجموعة (الأعمدة الرّأسية). و تصنّف العناصر إلى معادن (فلزات) ولا معادن ، يقسم بينهما أشباه المعادن.

معظم العناصر في الجدول الدوري عبارة عن معادن و يمكن تصنيفها إلى عدة أصناف (المعادن القلوية، والمعادن القلوية الترابية، والمعادن الانتقاليّة). في تصنيف العناصر في الجدول الدوري تم بالاعتماد على الزيادة في أعدادها الذرية (Z)، حيث يزداد حجم الذرة، عند الانتقال من اليمين إلى اليسار في السطر الواحد، كما يزداد عند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة. تصنف العناصر ذات الخصائص المتشابهة و كذا التي لها نفس ترتيب إلكترونات المدار الأخير في المجموعة الواحدة. عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخصائص، ولها نفس ترتيب إلكترونات المدار الأخير.

فعناصر المجموعة الأولى والثانية والثالثة فهي العناصر الأكثر كهروجابية (العناصر الكهروجابية هي العناصر التي تميل ذراتها إلى فقدان إلكترون أو أكثر). أما عناصر المجموعات الرابعة والخامسة والسادسة، فهي العناصرالأكثر كهروسالبية (العناصر الكهروسالبية هي العناصر التي تميل ذراتها إلى إكتساب إلكترون أو أكثر). تقل الكهروسالبية كلما انتقلنا من يمين إلى يسار العناصر في الجدول الدوري.

ينتهي كل سطر في الجدول الدوري، بغاز خامل (أو الغازات النبيلة هي عناصر تكون مستقرة في الظروف العادية وأيضا لا تتفاعل بسهولة مع العناصر الأخرى). إلكترونات التكافؤ (هي الإلكترونات الموجودة في أخر المستويات الإلكترونية للذرة ,والتى تميل لأن تشارك في التفاعلات الكيميائية عن طريق تشكيل الروابط الكيميائية مع الذرات أو الجزيئات أو الأيونات الأخرى).

نجد في أسفل الجدول الدوري سلسلتان طويلتان من العناصر وضعت في أسفل الجدول الدوري، لتوفير الحيز و تحتوي كل سلسلة على 14 عنصراً (السلسلة الأولى لانثانيدات والسلسلة الثانية أكتنيدات) وتنتمي هذه السلاسل إلى مجموعة العناصر الانتقالية.

2. موقع العنصر في الجدول الدوري

يتشكل الجدول الدوري في صيغته البسيطة من 18 عمود و 7 سطور، ترقم الأعمدة بأرقام رومانية من I إلى VIII أو باستعمال الأرقام العربية من 1 الى 8 والأسطر بالأرقام العربية من 1 إلى 7. الدور يمثل أعلى قيمة ل n في طبقة التكافؤ. بالإضافة إلى ذلك، يوجد داخل كل مجموعة مجموعات فرعية محددة بالقسم **A** أو القسم **B**.

المجموعة الفرعية **A**(القسم A) : تشغل إلكترونات التكافؤ المدارات الذرية s و / أو p.
المجموعة الفرعية **B** (القسم B) : تشغل إلكترونات التكافؤ المدار الذري d.

يمكن تحديد موقع أي عنصر كيميائي في الجدول الدوري عن طريق التوزيع الالكتروني.

3. عائلات العناصر في الجدول الدوري

تعرف العائلات الكيميائية بمجموعة العناصر المتواجدة في نفس العمود من الجدول الدوري، وتمتلك خصائص مشتركة تدعى بالعائلة، وفيما يأتي هذه أهم العائلات:

1.3. عائلة القلويات

تتشكل عائلة القلويات من عناصر العمود الأول التي تتميز بإلكترون واحد في مدارها الأخير ، وهي معادن تنقل الحرارة و الكهرباء ،تتحول بسهولة كبيرة إلى شاردة موجبة بفقدان إلكترونها الأخير.

2.3. عائلة القلويات الترابية

هي عناصر العمود الثاني في مدارها الأخير إلكترونين وهي معادن و لها خصائص فيزيائية متشابهة منها الناقلية الكهربائية .

3.3. عائلة الهالوجينات

تشكل عناصر العمود السابع عشر عائلة الهالوجينات التي تتميز بمدار أخير به 7 الكترونات منها $_{9}F$ و $_{17}Cl$ تكون في حالتها العادية على شكل جزيئات ثنائية الذرة F_2 و Cl_2 تتفاعل مع كثير من المعادن منها الحديد و النحاس ،يمكن لهذه العناصر أن تكتسب بسهولة إلكترونا واحدا في مدارها الأخير و تصبح شاردة سالبة.

4.3. عائلة الغازات الخاملة (النادرة)

تشكل عناصر العمود الأخير و تسمى بالنادرة لندرتها في الطبيعة وطبقتها الالكترونية الخارجية متشبعة الكترونيا ما يجعلها مستقرة الكترونيا (لا تتفاعل بسهولة) .

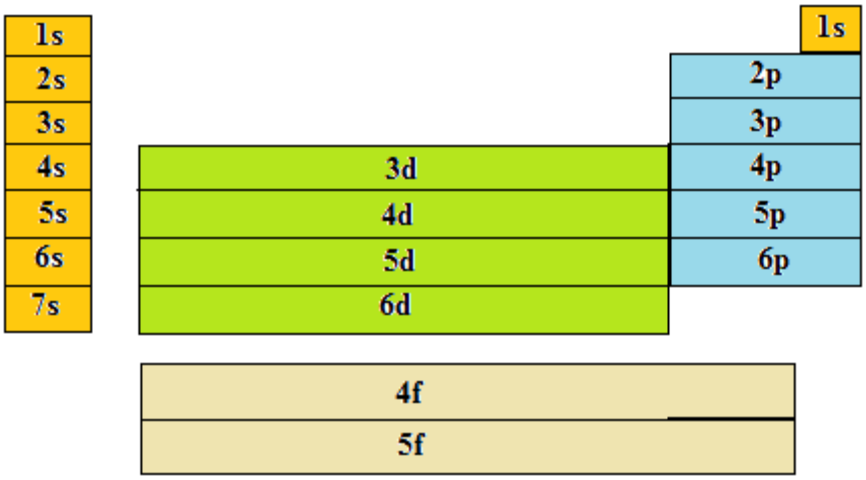
تنقسم العائلات إلى عدة أقسام (f —d – p – s) :

- يجمع **القسم s** العناصر ذات البنية الإلكترونية الخارجية :
  عائلة الفلزات القلويات (الألكالينات) باستثناء الهيدروجين (المجموعة $\mathbf{I_A}$) : ns^1
  و **عائلة الفلزات القلوية الترابية** باستثناء الهيليوم (المجموعة $\mathbf{II_A}$) : ns^2

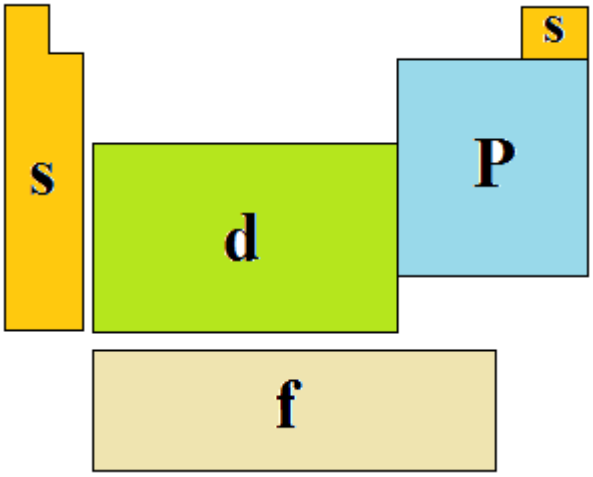
- يجمع **القسم p** العناصر ذات البنية الإلكترونية الخارجي $(1 \leq x \leq 6)$ $ns^2\, np^x$ و نجد:
- **اللافلزات و أشباه الفلزات** ($ns^2\, np^{1\rightarrow 4}$): المجموعة $\mathbf{III_A} \rightarrow \mathbf{VI_A}$
- **الهالوجينات** ($ns^2\, np^5$): المجموعة $\mathbf{VII_A}$
- **الغازات النبيلة** ($ns^2\, np^6$): المجموعة $\mathbf{VIII_A}$

- يجمع **القسم d** العناصر ذات البنية الإلكترونية الخارجية $(1 \leq y \leq 10)$ $ns^2(n-1)d^y$ وتسمى هذه العناصر **بالمعادن الانتقالية** (المجموعات $III_B \rightarrow VIII_B$).
  إن العناصر التي تنتمي إلى المجموعة $VIII_B$ تنقسم الى3 أعمدة ، هي الثلاثي
  : $Fe\ (4s^2\ 3d^6)$، $Co\ (4s^2\ 3d^7)$، $Ni\ (4s^2\ 3d^8)$ بسبب تشابه خواصها الكيميائية.

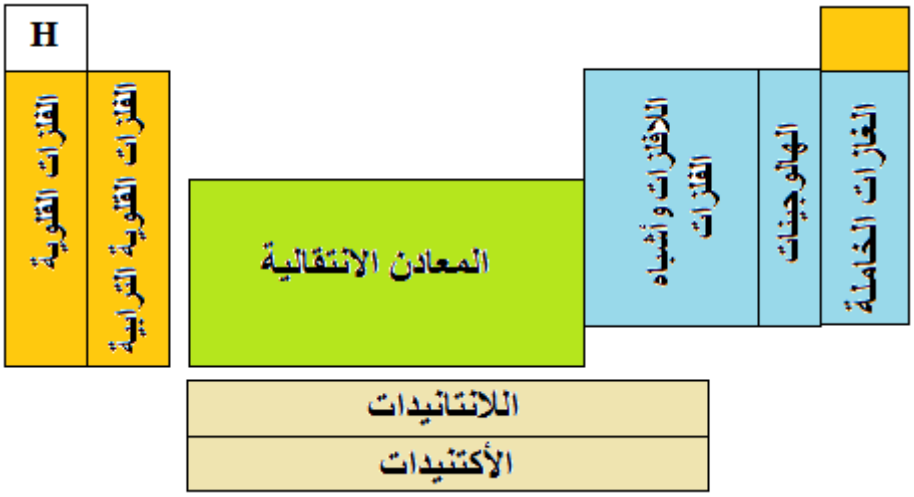
- يجمع **القسم f** العناصر ذات البنية الإلكترونية الخارجية $(y=0\ -1\ ;\ 1 \leq k \leq 14)$ $ns^2\ (n-1)d^y\ (n-2)f^k$
  حيث : ملء الطبقة الفرعية **4f عائلة اللانثانيدات** و ملء الطبقة الفرعية **5f : عائلة الأكتينيدات**



الشكل 8 : تقسيم الجدول الدوري حسب الطبقة الفرعية الخارجية



الشكل 9 : تقسيم الجدول الدوري حسب القسم.



الشكل 10 : تقسيم الجدول الدوري حسب العائلات

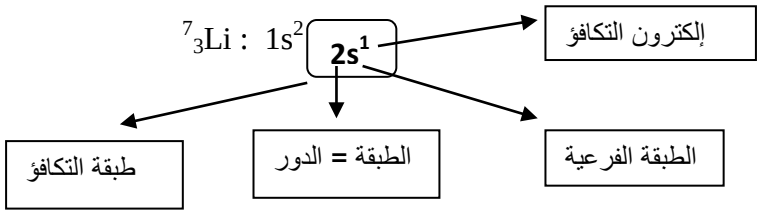
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg						الجدول الدوري للعناصر					13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe

55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

مثال :

حدد العناصر التالية في الجدول الدوري: $_{2}He$، $_{3}Li$، $_{6}C$، $_{18}Ar$، $_{24}Cr$، $_{27}Co$، $_{17}Cl$ (الدور، المجموعة، المجموعة الفرعية والفرع).



اذن $^{7}_{3}Li$ ينتمي إلى الدور الثاني –المجموعة I_A الفرع s – عائلة الألكانات.

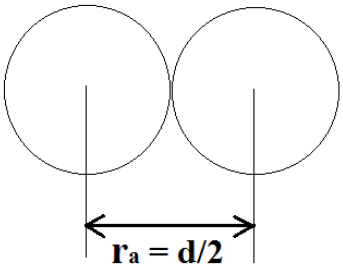
العنصر	التوزيع	الدور	المجموعة و المجموعة الفرعية	الفرع	العائلة
$_{2}He$	$1s^2$	1	II_A	s	غاز نبيل
$_{3}Li$	[He] $2s^1$	2	I_A	s	المعادن القلوية
$_{6}C$	[He] $2s^2$ $2p^2$	2	IV_A	p	اللامعادن
$_{17}Cl$	[Ne] $3s^2$ $3p^5$	3	VII_A	p	الهالوجينات
$_{18}Ar$	[Ne] $3s^2$ $3p^6$	3	$VIII_A$	p	غاز نبيل
$_{24}Cr$	[Ar] $3d^5$ $4s^1$	4	VI_B	d	معدن انتقالي
$_{27}Co$	[Ar] $3d^7$ $4s^2$	4	$VIII_B$	d	معدن انتقالي

4. تطور الخصائص الفيزيائية للعناصر في الجدول الدوري

تعتمد الخصائص الكيميائية للعنصر بشكل أساسي على إلكترونات التكافؤ التي يملكها و التي تعتبر الأكثر طاقة وبالتالي الأكثر تفاعلًا. بما أن الجدول الدوري قد تم تصنيفه وفقًا لبنية إلكترونات تكافؤ للعناصر ،فانه من المنطقيً أن عناصر نفس المجموعة (عمود) تمتلك خواص كيميائية متشابهة.

1.4. نصف القطر الذري "r_a"

عندما نتحدث عن حجم الذرات نفترض ضمنيًا أن لديهم شكلًا كرويًا. لذلك يتم تعريف حجمها من خلال قيمة نصف قطرها الذري المشار إليه r_a. وتجدر الإشارة إلى أن نصف القطر الذري r_a لعنصر ما يقابل نصف المسافة بين ذرتين متجاورتين من هذا العنصر مأخوذة في ظل ظروف قياسية.

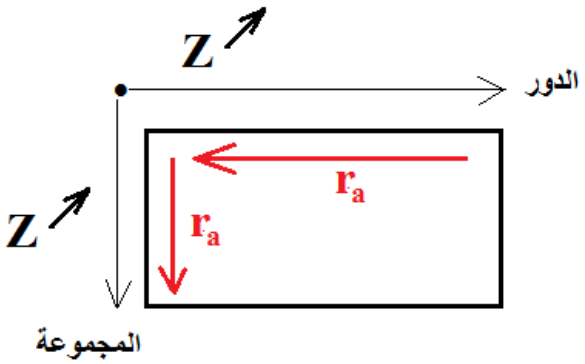


عند دور معين ، يكون عدد الطبقات (المستويات: n) ثابتًا ، ولكن عدد البروتونات Z يزداد. ازدياد عدد البروتونات يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة و اقتراب الالكترونات منها. مما يؤدي إلى نقصان القطر.

في المجموعة نفسها ، كل عنصر له طبقة الكترونية رئيسية واحدة أكثر من الذي فوقه. لذلك يزداد الحجم الذري بانتظام مع Z في نفس العمود.

باختصار :

- في نفس الدور يتناقص r_a مع ازدياد Z
- في نفس المجموعة ، تزداد r_a عندما يزداد Z



ملاحظة : يكون تكوين أيون من ذرة مصحوبًا بتغير كبير في الحجم. تكون الكاتيونات (فقدان الإلكترونات) أقل حجما من الذرات التي تتشكل منها، حتى لو لم تختف الطبقة الخارجية تمامًا. على العكس من ذلك الأنيونات (كسب الإلكترونات) تكون أكبر حجما من الذرات التي تتشكل منها ($r_a^+ < r_a < r_a^-$).

2.4. طاقة التأين "E_i"

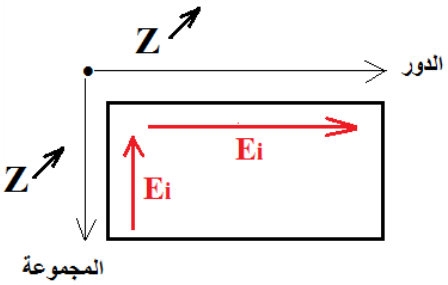
تتوافق طاقة التأين Ei مع الطاقة المطلوبة لإزالة الإلكترون من عنصر X ، في حالته الغازية ، لتكوين الكاتيون.

$$X_{gaz} + E_i \rightarrow X^+_{gaz} + e^-$$

وتجدر الإشارة إلى أن ظاهرة التأين لا تقتصر على إزالة إلكترون واحد. إذا كانت الذرة تحتوي على عدة إلكترونات ، فسيكون هناك العديد من طاقات التأين (Ei_1، Ei_2، Ei_3،...) الى غاية استنفاد كل الإلكترونات. ومع ذلك، فإن طاقة التأين تزداد مع عدد الإلكترونات المراد إزالتها ، أي: $Ei_1 < Ei_2 < Ei_3 < \ldots$ يكشف تباين Ei انه كلما اقترب الإلكترون من النواة ، تزداد قوة جذب النواة للإلكترون وبالتالي تزداد Ei.

<u>في دور معين (سطر)</u>، تزيد طاقة التأين بانتظام تقريبا مع زيادة Z ؛ هذه الزيادة تتوافق مع الزيادة المستمرة في شحنة النواة و بالموازاة مع زيادة الشحنة الفعلية للإلكترون.

<u>في مجموعة معينة (عمود)</u>، ينخفض Ei عندما يزيد Z. هذه الظاهرة ترجع إلى أن زيادة عدد الالكترونات المحيطة بإلكترون التكافؤ والتي تحول دون تأثير شحنة البروتون الموجبة (المجود داخل النواة) مما يجعل الإلكترون اقل ارتباطا بالنواة.



ملاحظة:

- تتميز الغازات النبيلة (الطبقة الخارجية: $ns^2\,np^6$) بأعلى نسبة Ei.
- العناصر ذات Ei المنخفضة تفقد بسهولة إلكترونًا واحدًا أو أكثر و تسمى بالمرجعات (تتأكسد بسهولة)

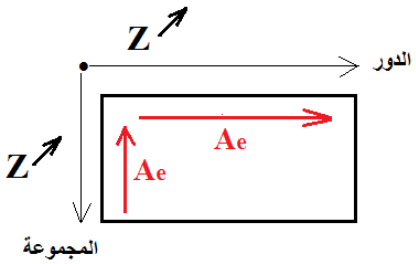
مثال: تفاعل الأكسدة: $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$ مرجع

3.4. الألفة الالكترونية "A_e"

هي الطاقة التي تصاحب التقاط الإلكترون بواسطة عنصر X ، في حالته الغازية ، لتشكيل الأنيون.

$$X_{gaz} + e^- \rightarrow X^-_{gaz} + A_e$$

بالمقارنة مع طاقة التأين ، فإن الألفة الالكترونية ستكون مكافئًا لها بالقيمة المطلقة. هذا يعني أن A_e تتغير في نفس اتجاه E_i في الجدول الدوري.



4.4. الكهروسالبية "χ"

تعرّف كهروسالبية عنصرما بميل هذا العنصر لجذب الزوج الإلكتروني في الرابطة الكيميائية. وتجدر الإشارة إلى أن الذرة التي تلتقط الإلكترون يقال إنها كهروسالبية والذرة التي تحرر الإلكترون تسمى كهروجابية.

اقترح ميليكان تعريفا للكهروسالبية ،حيث يتم قياسها بالمتوسط الجبري لطاقة التأين الأولى والألفة الإلكترونية:

$$\chi = \frac{Ei + Ae}{2}$$

لذا فان الكهروسالبية تتغير في نفس اتجاه تغير Ei و A_e في الجدول الدوري.

Dr. BOUANIMBA NOUR