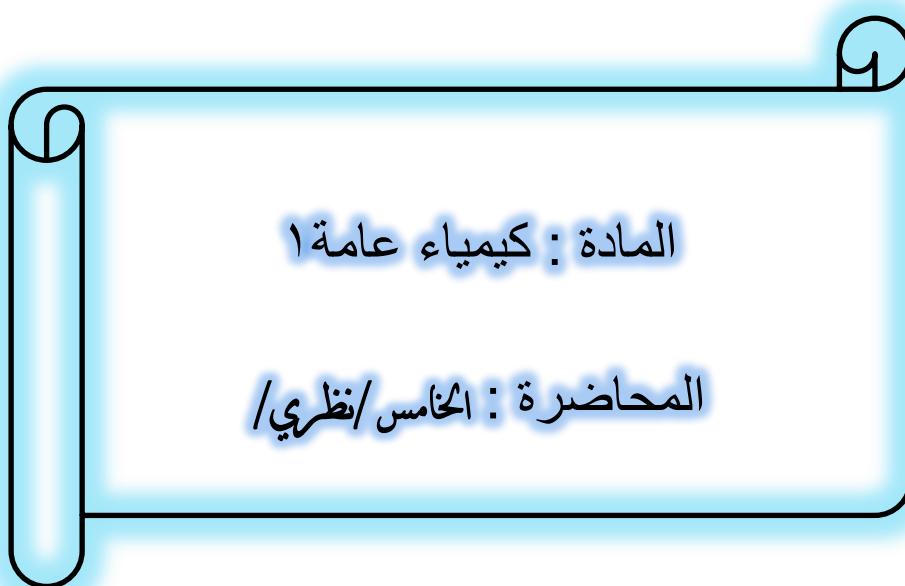




كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة الأولى



A to Z مکتبہ

Facebook Group : A to Z مكتبة



كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم ٠٩٣١٤٩٧٩٦٠

22

الفصل الخامس

الجدول الدوري والخواص الدورية لمعناصر

۱۰۷

كانت تصورات الفلسفه القدماء عن الكون والطبيعة مبنية على مثالية ، عدماً وسط مادي اسموه المهيولي ينتج المواد المختلفة الموجودة في الطبيعة ولقد كانت لهذه النظرية الخاطئة التي تبناها ارسطو (ق .م) دور سلبي على تطور العلم لمحور عديه . ففي تلك الحقبة الطويلة من التاريخ لم يكن الانسان قد اكتسب بعض الخبرات العلمية الالازمه والكافيه للحصول مثل هذه النظريات وابدأ بطلانها والانطلاق في البحث عن العناصر المتوفرة في الطبيعة ومن ثم صياغة تعريف صحيح وشامل لمفهوم العنصر بصفته ابسط شكل من المكونات الماديه، لكن هذا لا يعني ابداً ان حضارات ما قبل الفرز السريع عشر لم تسهم في الاكتشاف ما تنسمه العناصر في الوقت الحاضر، فقد عرف الناس في القديم تسعه عناصر لعuibت ادوارا حضاريه مهمه، كما عروضا طرق استخلاصها من خاماتها وان لم يدركوا ما هيئتها بصفتها عناصر وهى الذهب (Au) (الفضة (Ag)، الرصاص (pb)، النحاس (cu)، القصدير (sn)، الحديد (Fe)، الكربون (C)، الباريت (S)، الزيرنيق (Hg)، ومن المعتقد ان دراسات الكيميائيين الاعريق ثم العرب، قد ادت الى الاكتشاف خمسة عناصر اخرى هي : الانتموان (Sb)، المزرموت (As)، الباريوم (Bi)، الفوسفور (P)، التورتياء (Zn) وإن لم يدركوا سرها بصفتها عناصر ايضاً.

الجدول الدوري:

بعد أن انتهى دالثون من وضع نظرية الدوريّة واكتشاف عدد من العناصر الجديدة، وصل عددها علم 1860 إلى أكثر من سبعين عنصراً. وبينما كانت هذه العناصر تكشف، سواه أكال ذلك من قبل دالثون أو من قبل غيره بعده، وكانت خواصها الكيميائية والفيزيائية الكبيرة ترتد تدريجياً وتسجل، وقد دفع تراكم هذه المعلومات الكيميائية في تلك الفترة الطويلة إلى ضم العناصر ذات الخواص المشابهة إلى فصائل أو مجموعات لدرستها وإيجاد آلية علاقات وأنظمة معينة بين العناصر في المجموعات المختلفة. وعلى الرغم من كون المحاولات الأولى للتصنيف غير كاملة وغير مناسبة إلا أنها كانت مفيدة في تطوير التصنيف الدوري المعهول به حالياً، لذلك من الأن الائتمان الذي يعود إلى مكتشفه في تطوير التصنيف الدوري المعهول به حالياً، وذلك من الضروري إعطاء فكرة ولو مختصرة عن هذه المحاولات الأولى، وخاصة أن الكثلاب مقر لطلاب الكيماه الاختصاصيين في السنة الأولى وربما لم يطلعوا على هذه المعلومات سابقاً، وبالتالي لن يطلعوا عليها مستقبلاً في الخطط الدراسية المخصصة لهم. ولذلك وجدنا من المفيد عرض هذا الجهد العلمي الكبير من قبل مجموعة كبيرة من العلماء في مختلف الدول والجامعات في العالم، للوصول إلى نتائج دقيقة لتصنيف العناصر في جدول خاص يمكن العاملين في هذا المجال من الوصول إلى الكثير من الخواص الفيزيائية والكيميائية لجميع العناصر بصورة ميسرة كما شرئ لاحقاً.

2-5 المحاولات الأولية للتصنيف :

١- تقدیم العناصر الـ ٩ لـ ٦ عناصر

كانت أولى المحاولات هي تصنيف العناصر التي قسمت اعتماداً على خواصها

الفيزيائية والكيميائية وهما:

المعادن

اللهمعادن

فالأولى جيدة التقلل للحرارة والكهرباء وتقبل السحب والطرق ولها بريق معدني، وتكون في الدرجة العادلة من الحرارة صلبة وهي تتحدد مع الأوكسجين وتشكل أكسيدات قلوية وكلاهما تتفاعل مع الهيدروجين بصورة بحسب ما يلي:

الثانية رئيسة التقلل للحرارة والكهرباء وليس لها بريق معدني ولا تقبل بينما السحب والطرق وتكون أما صلبة أو سائلة أو غازية وبإمكانها الاندماج مع الأوكسجين وبذلك تشكل أكسيد حمضية ويتمكنها التفاعل مع الهيدروجين مشكلة "مركب طيارة" لكن، هنا التضليل له يكمن، بتفصيل عناصر صنفت كمعادن، وتمتمه بخواص لا

معدنية وبالعكس، كما أن هناك عناصر تعطاء، عدة أكسجينات تختلف في كثافتها مثل الكربون

الذي يعطي الأكسيد الثالثية CrO_3 ، Cr_2O_3 ، CrO فالأكسيد الأول ينسل سلوك

الأساس والثاني مذهب و الثالث حمضي ، لكن وعلى الرغم من عدم دقة هذا التصنيف

وكونه علماً أنه كان أساساً للتصنيفات الأخرى التي جاءت بعده.

۲۔ شلاشیات دو بیرونی

عند استعراض محاولات الكيميائيين المتعددة لتصنيف العناصر نجد أن أول محاولة علمية جاءت على يد الكيميائي الألماني جوورج أشرنر وذلك في عام 1829 الذيلاحظ

أنه يمكن ضم بعض العناصر في مجموعات أطلق عليها اسم (ثنائيات دو بريانتر) يتألف كل منها من ثلاثة عناصر مشابهة في خواصها الكيميائية، وتكون وزانها الذرية اما متقاربة، كما في الحديد والكوبالت والنikel (تشابه أفقي) أو يكون الوزن الذري للعنصر الثاني في الثلاثية مسلوبي "تقريبا الوسط الحسابي لوزني ذرتي العناصر بين الآخرين، كما في البروم (80) الذي يساوي وزنه الذري تقريباً الوسط الحسابي لذري الكلور (35) والبرود (127) الذي يساوي وزنه الذري والثلاثية (7) Li(23)، Na(29)، K(39).

لكن الأوزان الذرية لعدد كبير من العناصر لم تكن معروفة في ذلك الوقت لذلك لم يستطع دو بريانتر تعديمه محاولة هذه على جميع العناصر.

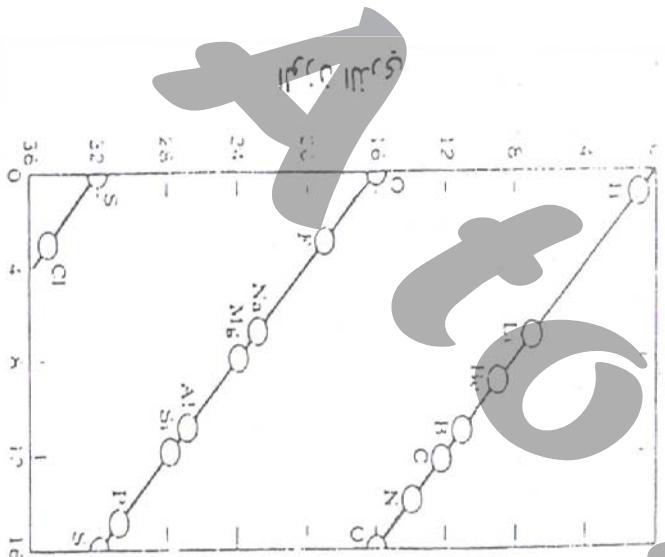
فالماء قسم سلطتها الجبائية إلى 6 فئات عمودياً متساوية (باعتبار الوزن الذري للأوكسجين الذي كان يعتبر الوزن العياري لذراك بيسولي (16). ثم افترض الجانب العمودي للأسطوانة محوراً للأوزان الذرية على أن يمثل كل جزء منه وحدة وزن ذري . وبناء على ذلك فقد وجد شانكرتولا أن كل مجموعة من العناصر المتشابهة الخواص تقع على خط عمودي معين وأن الفرق في الوزن الذري بين كل تقطيعين متتاليين المنحى مع هذا الخط بيسولي 16 وبيدين الشكل (1.5) التالي المقاطع العيني الجانبي من هذه الأسطوانة . وقد لخص شانكرتولا هذه الطاولة الدورية بقوله (إن خواص المواد خواص عديدة).

3- ملاحظة بيتكوفر

عند الحديث عن دو بريانتر يتبلد إلى الذهن ما أشار إليه الكيميائي بيتكوفر وهو أن الفرق بين وزنين ذريين لعناصر متساوين في مجموعة من العناصر المتشابهة في خواصها الكيميائية يساوي مقدار أثباتها أو مضاعفات ذلك المقدار تقريباً . ففي المجموعة المؤلفة من (16) O و (32) S، (80) Se، (128) Ti، مثلاً يكون الفرق بين العناصر الأوليين (16)، أما الفرق بين أي عناصر متبليين آخرين فيكون (16).

4- اسطوانة شانكرتولا

في معرض الكلام عن مكتشفي ظاهرة الدورية في صفات العناصر، نذكر أولاً محاولة العالم الفرنسي شانكرتولا الذي جاء عام 1862 وبعد دراسة مستفيضة للعناصر المختلفة ببول ترتيب دورياً بالمعنى المصطلح عليه اليوم ، وقد عرف هذا الترتيب منذ ذلك الوقت باسم اسطوانة شانكرتولا. رتب شانكرتولا العناصر المعروفة آنذاك وفقاً لازدياد أوزانها الذرية على مدخل لوبي مرسوم نحو الأعلى برأوية ١٥ من قاعدةسطوانة



الشكل 1.5

5- ثمانينات نيو لاندر

من المحاولات المهمة التي سبقت التصنيف الدوري الحديث للعناصر ثمانينات العالم الانكليزي نيو لاندر الذي لا يحظى في الفترة الواقعة ما بين 1877-1864 دون علم مسبق بما كان قد جاء به شانكتون، أنه إذا تم ترتيب العناصر وفقاً لتزايد أوزانها الذرية فإن كل عنصرين متتالين في مجموعة من العناصر المترتبة الخواص تفصلهما عن بعضهما سلسلة مكونة من ستة عناصر أخرى، وقد دعا نيو لاندر هذه الظاهرة قانون الشائبات لأن كل عنصر يشبه العنصر الثامن الذي يليه كما هو الحال بين النعمان المتشابهة في السلم الموسيقي، ويمثل الترتيب التالي جزءاً من ترتيب العناصر في نظام نيو لاندر على نحو معدل :

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	F	Co

ومن الجدير بالذكر القول أن محاولة نيو لاندر هذه قربلت باشتراضات شديدة في الجمعية الكيميائية البريطانية وصلت إلى حد الاستهزاء به، حتى ان اعضاء الجمعية سألوا تشايه دوري ببعضها الأنجليزي، لكن ما يلي لاندر ساخرًا ما إذا كان قد فكر في ترتيب العناصر حسب تسلسلها الأبجدي، لكنه أثبت أن ظهرت الأهمية المبدئية لهذا القانون فما كان من الجمعية المذكورة سوى أن عادت لتفتح نيو لاندر جائزه في عام 1887 تقديرًا منها لجهوده في هذا المجال.

6- تصنيف لوثر مالبر

يعتبر الكيميائي الألماني لوثر مالبر والذي صنف العناصر معتقداً على خواصها الفيزيائية أهم مكتشفي الظاهرة الذرية بعد العالم الروسي مندليف، ففي الفترة الواقعة بين عام 1868 و 1870 دون علم مسبق بالأنظمة السابقة الذي سبق ذكرها، وضع مالبر أول ترتيب متتطور للعناصر تبعاً لازدياد أوزانها الذرية يؤدي إلى تسلسله دوري بينها من حيث خواصها الفيزيائية . ويبعدو أن صورة الطبيعة الدورية للعناصر عندما وضعها لم تكن بمثيل الموضوع الذي كانت به عند مندليف .

6-تصنيف مندليف

يعتبر مندليف من أهم مكتشفي الظاهرة الدورية والذى صنف العناصر معتقداً بصورة أكبر على خواصها الكيمياوية ، ففي الفترة الواقعة بين عام 1869 و عام 1871 وضع مندليف ، دون علم مسبق بمحاللات من سبقة ، ترتيبه عاماً للعناصر أكثر تطوراً وتقدماً من سوابقه ، بعد أن لاحظ أن ترتيبها تبعاً لازدياد أوزانها الذرية يؤدي إلى تسلله دوري بينها من حيث خواصها الكيميائية البارزة ، وفيما يلي جدول مندليف 2.5

4) ثبتت ان (Di) لا يشكل عنصراً واحداً وإنما هو خليط من عنصرين هما النيوديوم (Nd) والبرازيليوم (Pr).

Group I	Group II	Group III	Group IV	Group V	Group VI	Group VII	Group VIII
1 H = 1 N = 0.7 K = 0.9	2 B = 0.4 Mg = 1.4 C = 0.0	3 B = 0.1 Ca = 0.2 Zn = 0.3	4 C = 0.12 Al = 0.7 T = 0.46	5 N = 0.14 P = 0.1 Y = 0.51	6 O = 0.16 S = 0.12 A = 0.73	7 F = 0.19 Cl = 0.13 Mg = 0.33 R = 0.39, Ca = 0.11, Ni = 0.39, Cu = 0.03	
8 R = 0.63 Sr = 0.7 Ba = 1.12 Br = 1.17 Dy = 1.18 Tb = 0.16 Hg = 0.100 Tl = 0.104 Th = 0.101 Bi = 0.104 La = 0.104 Pd = 0.096, Cd = 0.04	9 V = 0.04 Sc = 0.04 Cr = 0.04 Zr = 0.04 Nb = 0.04 Ta = 0.04 W = 0.04 Re = 0.04 Os = 0.03 Pt = 0.03, Au = 0.03	10 Mn = 0.11 Fe = 0.10 Co = 0.10 Ni = 0.10 Cu = 0.10 Zn = 0.10 Ga = 0.10 Ge = 0.10 In = 0.10 Tl = 0.10 Hg = 0.10 Tl = 0.10 Th = 0.10 La = 0.10 Pd = 0.10	11 Al = 0.17 T = 0.46 Tb = 0.16 Hg = 0.100 Tl = 0.104 Th = 0.101 Bi = 0.104 La = 0.104 Pd = 0.104	12 P = 0.16 S = 0.16 A = 0.73 R = 0.16 Cd = 0.16 Br = 0.16 Dy = 0.16 Tb = 0.16 Nb = 0.16 Ta = 0.16 W = 0.16 Re = 0.16 Os = 0.16 Pt = 0.16, Au = 0.16	13 O = 0.16 S = 0.16 A = 0.73 R = 0.16 Cd = 0.16 Br = 0.16 Dy = 0.16 Tb = 0.16 Nb = 0.16 Ta = 0.16 W = 0.16 Re = 0.16 Os = 0.16 Pt = 0.16, Au = 0.16	14 F = 0.19 Cl = 0.13 Mg = 0.33 R = 0.39, Ca = 0.11, Ni = 0.39, Cu = 0.03	

الشكل 2.5

ويبين فيما يلي مقارنة بين خواص إيكاسبيليكون التي توقعها مندليف وخواص الجرمانيوم التي عينها فينكلر بصورة تجريبية :

- 1) تشير الخطوط (-) إلى الفراغات التي خصصها مندليف للعناصر التي يتتبّع وجودها وخاصتها .
- 2) تشير النقط (....) إلى الفراغات التي خصصها مندليف للعناصر التي يتتبّع بوجودها فقط دون أن يتتبّع بخواصها .
- 3) تشير اشارة الاستفهام (؟) إلى بعض الأوزان الذرية التي لم يكن مندليف متأكد من صحتها .

لقد شكل جدول مندليف الدوري بداية نهضة فكرية حذرية في الكيمياء وأعتبر من ثم الأساس الحقيقي لأحدث ترتيب دورى العناصر وتترز هذه الحقائق بجلاء في ضوء النقطتين التاليتين اللتين تؤودان لافت النظر إليها وذلكر لأهميتها البالغة والتدين حرص مندليف نفسه على إبرازهما .

الأولى : ترک مندليف كما هو واضح في جدوله السابق فراغات مناسبة تعبرها منه عن اعتقاده الحرريء بوجود عناصر أخرى في الطبيعة غير تلك المعروفة في عصره والتي مستأخذ مكانتها المخصصة لها في تلك الفراغات حال اكتشافها . وقد أكد بيته تقدمه الكبيره بنظامه الجرأة على التنبؤ بخواص بعض العناصر وببعض مرتكباتها ، وقد تم بالفعل اكتشاف العديد من العناصر الجديدة فيما بعد ، وكذلك من ضمنها عناصر تبيّن أن خواصها مطابقة لخواص العناصر التي تتتبّع بها مندليف .

ويبين تجربة بين خواص إيكاسبيليكون التي توقعها مندليف وخواص

الثانية : واجه مذلليف على الأقل حالتين شاذتين احدهما خلاً بمنها الترتيب الدوري للعناصر تبعاً لازدياد أوزانها الذرية ،إذ أنه من الضروري تقديم الكوبالت على التبكل والتبليور يوم على اليد ، مدخلاً بذلك بالترتيب التصاعدي الساري المعمول على العناصر الأخرى ، إذا أراد إبقاء هذه العناصر ضمن مجموعات العناصر المشابهة الخواص والتي تتنمي إليها والخروج من هذا المأزق شك مذلليف في صحة المقاييس المتعارف عليها للأوزان الذرية لبعض هذه العناصر فالفرض لها بدلاً من أوزانها الصحيحة أوزاناً ذرية خالطة تتافق مع مبدأ الترتيب التصاعدي لهذه الأوزان . وظل هذا الخلل دون تفسير منطقى إلى أن اكتشف العدد الذري بصفته الفيزيائى وعند ذلك تبين أن العناصر تتنظم في ترتيبها الدوري وفقاً لترابيد الأعداد الذرية وليس وفقاً لترابيد الأوزان الذرية ولقد صبيغ القانون الدوري علامة على الشكل التالي :

/ خواص العناصر تابع دوري لأعدادها الذرية /

3 - 5 جدول مذلليف في صورته المعدلة

يتضمن الجدول الدوري حسب تصنيف مذلليف جميع العناصر المعروفة وقتذاك وعددها 104 عناصر . ويتألف من سبعة أدوار ثلاثة الأولى منها قصيرة حيث يضم الدور الأول عنصرين بينما يضم كل من الدورين الثاني والثالث ثمانية عناصر ، أما الدور الرابع والخامس على 18 عنصراً وأخيراً الدور السابع الذي يشبه الدور السادس ولكنه غير مكتمل وتكتب الأدوار الطويلة على سلسليتين بحيث تقع العناصر المشابهة في الخواص تحت بعضها . تظهر في أعداد جدول مذلليف سبع فصائل تتألف كل منها من مجموعة العناصر التي تنسجم فيما بينها في الحواص . ويزمر إليها بالأرقام اليونانية من I إلى VIII و .

الخواص	ابنها السيليكون مذلليف 1871	الجرمانيوم فينcker 1886
الوزن الذري	72.3	72.6
الكتافة	5.5 / سم ³	4.7 / سم ³
اللون	رمادي	أبيض
درجة الانصهار	أعلى من 5800°C	كثافة 4.7 / سم ³
الاكسيد	EKO ₂ و من الممكن تشكيل EKO ₃ ومن اليونوب في الماء مشكل " حمساً " و يذوب في الماء مشكل " حمساً " ضعيفاً	GeO ₂ كثافة 7.4 / سم ³ و يوجد GeO ₂ في الموض والاسس و يذوب في الماء مشكل " حمساً " ضعيفاً
الكلوريد	EKC ₁ كثافة 9.1 سـ ³	كثافة 9.1 سـ ³ ، سائل مذجن عديم اللون
الكتافه	3	4
الحوض الصناعية	EKS ₂ لا يذوب في	GeS ₄ أبيض لا يذوب في
تأثير الحموض	HC ₁ لا يتفاعل مع	HC ₁ يتفاعل ببطء مع

الجدول 5.1

وقد نشأ عن ترتيب العناصر المتسلبة تحت بعضها البعض في أعمدة الجدول فصيّان الأولي A رئيسيّة لتشابه خواص عناصرها بعمرها وأوضاعها والثانية B ثالوية

لتشابه خواص عناصرها بدرجة أقل وصوّها من الأولى. وبناءً على ذلك تقسم فئات عناصر الأعدمة السدعة الأولى إلى فئات رئيسية (VIIIB, IB, IA, IIA, I, A, VIIA) وفُصائل ثالثية (VIIIB, IB, ..., IA) تشبيه فصيلة الغازات النادرة عناصر الفصيلة الثالثية في العمود الثامن، كما أن تكافؤها صفر، ولذاك وضع العمود (في فصيلة مستقلة، أما عناصر الفصيلة الثالثية في هذا العمود، فقد سميت بالفصيلة VIII). وتتألف من ثلاثة أعمدة تضم فصائل الحديد والكرياتيل والنikel ، وقد وضع بعثت ثالثي الفصيلة B VII و قد افرز مكان خاص في الجدول لزمتي الالاتنيات والأكتينيدات والتي يبلغ عدد عناصر كل منها 14 عنصراً و فيما يلي يبين جدول ملخص الحديث والذى ظل شائعاً الاستعمال حتى عام 1950 . الشكل 5.3
نلاحظ أن العناصر قد ربعت في هذا الجدول ولحسب ترايد شحنة نواة الذرة (العدد الذري) وتباعاً لبنيتها طبقاتها الإلكترورينية على سبعة الدوار كما يلي :
الدور الرابع : و تأتي في أوله ذرة البوتاسيوم (Z=19) التي تحتوي على أربعة طبقات الكترونية N, K, L, M، وتكون بتقسيمها إلي :
الدور الخامس : يبدأ بالهيدروجين 1S¹ و يتبعه بالهليوم 1S² و قد أعطينا في الفصل السادس التقسيمي المقاالت المدارات d الممكنة، لهذا المدار ذي الطاقة الأثقل انخاضاً 4S في الطبقية الرابعة ويليها ذلك امتلاء المدارات d بدءاً من ذرة السكانيديوم (Z=21) إلى أن يوضع عليها 10 المكترونات 3d ومن هنا ينتهي أنه عند بناء الطبقية الإلكترورورينية في الذرات التي أعدادها الذرية من 21 إلى 30 يتلاخر بناء الطبقية الخارجية على حساب اكمال المدارات d المتجلورة مع الطبقية الخارجية، وكقاعدة : يبقى في الطبقية الخارجية المكترونان وعد الكروم والنحاس فقط الكترون واحد.
الدور الثاني : العنصر التالي هو الليثيوم (Z=3) الذي تتوزع الإلكترونات في ذرته كما يلي 1S² 2S¹ أي إن الكتروننا يتلو على الطبقية الثانية، وبهذا ان عدد الإلكترونات التكافؤية للذرة الأخيرة هي 2 4S² 3d³ فمن البديهي أن تكون الإلكترونات التكافؤية في ذرة الكروم ² 4S⁴ غير أن الحقيقة تظهر أن الكترونات ذرة الكروم تأخذ الشكل 1 4S⁵ 3d⁵ والسبب في هذا هو انتقال الكترون واحد من المدار 4S في الطبقية الخارجية بفعل ناشر الحرارة في المدار في الطبقية الخارجية بفعل ناشر للمحارة إلى المدار 3d للطبقية المجاورة حيث يؤمن استقرار أكبر الثاني من ثالثية عناصر.

الدور الثالث : العنصر التالي حسب سخونة النواة هو الصوديوم (Z=11) وبينية ذرته الإلكترورينية كما يلي 1S² 2S² 2P⁶ 3S¹.

و عندما تبدأ الطبقية الثالثية (M) في الجدول الدوري يجب أن يتم وضع الإلكترونات المختلطة خارجية وبما أن الطبقية الثالثة في المدار الثالث خارجية فإن هذا المدار يتلاخر من ثالثية عناصر اعدادها الذرية 18-11 ويتهمي بالأرجون الذي يكتب بيته بالشكل التالي : IS² 2S² 2P⁶ 3S² 3P⁶ .

الدور الرابع : و تأتي في أوله ذرة البوتاسيوم (Z=19) التي تحتوي على أربعة طبقات الكترونية N, K, L, M، وتكون بتقسيمها إلي :

الدور الخامس : يبدأ بالهيدروجين 1S¹ و يتبعه بالهليوم 1S² و قد أعطينا في الفصل السادس التقسيمي المقاالت المدارات d الممكنة، لهذا المدار ذي الطاقة الأثقل انخاضاً 4S في الطبقية الرابعة ويليها ذلك امتلاء المدارات d بدءاً من ذرة السكانيديوم (Z=21) إلى أن يوضع عليها 10 المكترونات 3d ومن هنا ينتهي أنه عند بناء الطبقية الإلكترورورينية في الذرات التي أعدادها الذرية من 21 إلى 30 يتلاخر بناء الطبقية الخارجية على حساب اكمال المدارات d المتجلورة مع الطبقية الخارجية، وكقاعدة : يبقى في الطبقية الخارجية المكترونان وعد الكروم والنحاس فقط الكترون واحد.

تحتوي ذرة الكروم (Z=24) المكترونانا واحداً زبالة عما تحتوي عليه ذرة الفساديوم (Z=23) وبهذا أن الإلكترونات التكافؤية للذرة الأخيرة هي ² 4S² 3d³ فمن البديهي أن تكون الإلكترونات التكافؤية في ذرة الكروم ² 4S⁴ غير أن الحقيقة تظهر أن الكترونات ذرة الكروم تأخذ الشكل 1 4S⁵ 3d⁵ والسبب في هذا هو انتقال الكترون واحد من المدار 4S في الطبقية الخارجية بفعل ناشر الحرارة في المدار في الطبقية الخارجية بفعل ناشر للمحارة إلى المدار 3d للطبقية المجاورة حيث يؤمن استقرار أكبر الثاني من ثالثية عناصر.

النَّزَرَةُ، وَتَسْمِيَ هَذِهِ الظَّاهِرَةُ بِظَاهِرَةٍ (سَقْوَطُ الْأَكْتَرُونَاتِ) وَتَنْتَطِبِقُ أَيْضًا هَذِهِ الظَّاهِرَةُ عَلَى النَّحْسِنِ.

تَدْعُى العَنَاصِرُ ($Z=21-30$) الَّتِي يَتَمُّ فِي نَزَارَتِهَا اِمْتَلَاءُ الْمَدَارِاتِ $3d$ الْمُلَاصِقُ لِلطَّبِيقَةِ الْخَارِجِيَّةِ بِالْعَنَاصِرِ الْإِنْتَقَالِيَّةِ وَأَعْتَبِرُهَا مِنَ الْعَنَصِرِ ($Z=31$) يَبْدُأُ مِنْ الْمَدَارِاتِ $4P$ الْخَارِجِيَّةِ عَلَى الْطَّبِيقَةِ الرَّابِعَةِ، وَيَنْتَهِي الدُّورُ الرَّابِعُ بِنَزَارَةِ الْكَرْبِيَّنُونَ الَّتِي تَحْتَوِي طَبِيقَتَهَا الْخَارِجِيَّةِ عَلَى الْكَرْبِيَّونَ ($4S^2$) وَهَذَا يَبْدُأُ الدُّورُ الرَّابِعُ بِنَزَارَةِ الْبُوْتَاسِيَّرِ ($4S^1$) وَيَنْتَهِي بِنَزَارَةِ الْكَرْبِيَّونَ ($4P^6$) وَيَتَنَافَّ مِنْ 18 عَنْصِرًا.

نَزَارَةُ الْأَكْتَرُونَاتِ									
النَّزَارَةُ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	C
A	B	B	B	A	B	A	B	A	
1									
2									
3									
4									
5									
6									
7									

| النَّزَارَةُ |
|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|
| Cr | Pr | Hd | Pm | S _m | E _d | Tb | D _y | H _o | Er |
| 58 | 59 | 60 | 61 | 62 | 63 | 64 | 65 | 66 | 67 |
| La | Ta | Pd | U | Nd | Pu | Am | Cm | Bk | Cf |
| 90 | 91 | 92 | 93 | 94 | 95 | 96 | 97 | 98 | 99 |
| دُرْبِيَّنُونَ |

الشكل 5.3

الدور الخامس: وَيَبْدُأ بِنَزَارَةِ الْرُّوبِيَّبِيُومِ ($Z=37$) وَمِنَ الْواضِحِ أَنَّ الْأَكْتَرُونَ الْأَخِيرُ يَجِدُ أَنَّ يُوَضِّعُ فِي الْمَدَارِ $5s$ لِلطَّبِيقَةِ الْخَامِسَةِ (1) ثُمَّ يَكُمِ الْأَكْتَرُونَ أَخْرَى هَذِهِ الْمَدَارِ فِي نَزَارَةِ السَّترَانِسِيُومِ وَتَحْرِي عَمَلِيَّةً اِمْتَلَاءَ الْمَدَارِاتِ $4P$ بَعْدَ ذَلِكَ كَمَا هِيَ الْحَالُ فِي الدُّورِ الْرَّابِعِ، فَتَبْدُأ بِنَزَارَةِ الْإِلَيْرِيُومِ ($Z=39$) وَتَنْتَهِي بِنَزَارَةِ الْكَادِمِيُومِ ($Z=48$) وَيُوَجِّرُ بِذَلِكَ اِكْمَالَ الْمَدَارِاتِ $4d$ لِلطَّبِيقَةِ الرَّابِعَةِ وَبَعْدَ ذَلِكَ وَبِدَءًا "مِنْ نَزَارَةِ الْأَنْدِيَّنِيُومِ ($Z=54$) يَكْتَمِلُ مِنْ الْمَدَارِاتِ $5P$ لِلطَّبِيقَةِ الْخَامِسَةِ.

يَشَبَّهُ هَذَا الدُّورُ فِي بَنْيَتِهِ الدُّورِ الرَّابِعِ، إِذَا يَحْتَوِي عَلَى 18 عَنْصِرًا، فَهُوَ يَبْدُأ بِالنَّزَارَةِ الَّتِي تَحْتَوِي فِي طَبِيقَتِهَا الْخَارِجِيَّةِ الْأَكْتَرُونَاتِ وَاحِدًا وَتَنْتَهِي بِالنَّزَارَةِ الَّتِي تَحْوِي 8 الْأَكْتَرُونَاتِ الْإِنْتَقَالِيَّةِ فِي نَفْسِ الطَّبِيقَةِ وَهِيَ الْأَكْتَرُونَ بَيْنُونَ، كَمَا أَنَّ الْعَنَاصِرَ الْإِنْتَقَالِيَّةَ أَيْضًا، وَهَذَا يَكْتَمِلُ فِي الدُّورِ الْخَامِسِ الْمَطَبِيقَاتِ الْأُولَى وَالثَّانِيَةِ وَأَمَّا الطَّبِيقَةُ الْأُولَى فَهُوَ يَبْدُأ بِنَزَارَةِ الْكَرْبِيَّنُونَ $2.4^2 = 32$ الْأَكْتَرُونَ وَكَذَلِكَ لَمْ يَكْتَمِلْ بِنَاءُ الطَّبِيقَةِ الْخَامِسَةِ الَّتِي لَا تَحْوِي حَتَّىَ الْآنِ إِلَى 8 الْأَكْتَرُونَاتِ وَكَذَلِكَ لَمْ يَكْتَمِلْ بِنَاءُ الطَّبِيقَةِ الْخَامِسَةِ الَّتِي لَا تَحْوِي حَتَّىَ الْآنِ إِلَى 8 الْأَكْتَرُونَاتِ (5S²) (5P⁶)

الدور السادس: وَيَبْدُأ بِنَزَارَةِ الْسِّبِيزِيُومِ ($Z=55$) فَيَفْتَوِ ضَعْفَ 54 الْأَكْتَرُونَ ("54 الْأَكْتَرُونَ" فِي هَذِهِ النَّزَارَةِ) كَمَا فِي نَزَارَةِ الْكَرْزِ يَنْبُونَ بَيْنَمَا يَحْتَلُ الْأَكْتَرُونَ الْخَامِسِ وَالْخَمْسُونَ الْمَدَارِ $6s$ لِلطَّبِيقَةِ P وَيَكْتَمِلُ اِمْتَلَاءُ هَذَا الْمَدَارِ فِي نَزَارَةِ الْبَارِيُومِ بِالْأَكْتَرُونَ اَخْرَى. وَيَبْدُأ فِي نَزَارَةِ الْأَنْتَنِيُومِ (Z=57) مِنْ الْمَدَارِ الْسَّادِسِ الَّتِي يَكُونُ الْفَنَصِرُ الثَّالِثُ مِنْ الدُّورِ الْسَّادِسِ. وَيَبْدُأي بَعْدَ الْأَنْتَنِيُومِ مَجمُوعَةُ الْعَنَاصِرِ (1-7-4f بِأَرْبَعِ شَشَرَةِ الْكَرْزِ وَلِيَنْشَكِلَ مَا يَسْمَى بِزَمَرَةِ الْأَنْتَنِيُودَاتِ تَصْبِحُ طَبِيقَاتِ الْأَكْتَرُونِيَّةِ الْأُولَى الْكَرْزُونَ" وَلِيَنْشَكِلَ مَا يَسْمَى بِزَمَرَةِ الْأَنْتَنِيُودَاتِ تَصْبِحُ طَبِيقَاتِ الْأَكْتَرُونِيَّةِ الْأُولَى وَالثَّانِيَةِ وَالثَّالِثِ وَالرَّابِعِ مَمْتَلَأَ تَفَاصِلَهُ "الْأَكْتَرُونَاتِ" فِي نَزَارَةِ الْهَافِنِيُومِ ($Z=72$) وَتَبْدُأ الْمَدَارِاتِ $5d$ لِلطَّبِيقَةِ الْخَامِسَةِ بِالِامْتَلَاءِ بِالْأَكْتَرُونَ الثَّانِي حَيْثُ يَنْتَهِي هَذَا بِالِامْتَلَاءِ عَندَ

الزئبق ($Z=80$) ويجري ملء المدار $6P$ للطبقية السادسية بدءً من العنصر ($Z=81$) والنكمل في ذرة الرايون ($Z=86$) حيث ينتمي الدور السادس والذي يضم 32 عنصرًا.

الدور السادس : هذا الدور غير مكتمل ، ويتألف من سبعة عشر عنصرًا وهو يشبة في بيته الدور السادس ويبدأ بعنصر الفرنسيوم ($Z=87$) وينتهي في ذرة الراديوم ($Z=88$) الذي يحتوي على الكترون واحد في المدار ($Z=88^1$) من الطبقة السابعة Q . ويتألف في ذرة الراديوم ($Z=88$) بالكترون آخر ($Z=88^2$).

ويبعد إثناء المدارات $5d$ في الطبقية السادسية بإلكترون واحد في ذرة العنصر $Z=89$ (بعد ذلك يجري ملء المدار $5f$ للطبقية الخامسة وذلك بـ " من العنصر $Z=90$) 14 (الكترونا وتشمي العناصر الأربع عشرة التالية بالعناصر ($Z=91$) أو الأكتينيدات لأنها تأتي بعد عنصر الأكتينيوم .

4-5 فضائل العناصر المتناثبة

تشكل اعمدة الجدول الدوري فضائل تضم مجموعات متشابهة من العناصر نجملها فيما يلي :

العناصر S : وتنتألف من فصيلتين رئيسيتين هما فصيلة العناصر الفلوية (IIA) أو العناصر الفلوية الترابية (IIA).

العناصر d : وتحدم عشرة فصائل ثانوية هي على الترتيب فصائل السادسكلاديوم ($IIIB$) أو التيتانيوم (VIB) والفلاديديوم (VIB) والمتنتزير (VIB) والهديد (VIB) والكونيلت ($VIII$) والنيكل ($VIII$) والنيكل (IIB) والتوبياء (IIB) بالعناصر الانتقالية .

5-5 تصنيف متذبذيف المعدل في ضوء التركيب الذري

وضع متذبذيف نظامه الدوري معتمداً بشك مباشر على مجموعة كبيرة من النتائج والحقائق التجريبية المتعلقة بخواص العناصر دون أن يستعين بأي اسس نظرية راسخة متوفرة في عهده تسهل له الطريق لتحقيق مهمته الصعبه . والواقع ان التصنيف الدوري بسبب ذلك كله ، يقي خاضعاً حتى بعد اكتشاف العدد الذري بقدرة طولية الى محاولات عديدة من التعديل والتطوير من قبل العديد من العلماء الى ان تبين وبشكل قاطع ان خواص العناصر تعتمد بصورة مباشرة على عدد الالكترونات ، وطريقة توزيعها المميزة في ذرة كل عنصر ، عندئذ تحدد الاساس المنظري المطلوب للتصنيف الدوري وتبين ان افضل ترتيب دوري يمكن التوصل اليه هو ذلك الذي يتم بصوره مباشرة على طريق التسلسل التدرجى للتوزيع الالكترونى في الذرة بمعنى أن هذالك علاقة واضحة بين موقع العنصر في الجدول الدوري وبين ترتيبه الالكترونى ، وهكذا فإن اى ترتيب دوري لا يعكس هذه العلاقة أو هذا التسلسل يعتبر اما ناقصاً او مرفوضاً .

العناصر M : وتنتمي بالعناصر الداخلية والانتقالية وهي تزلف زمرة من العناصر تضم كل منها أربعة عشر تأسى العنصر الاولى بعد عنصر الالانتاسيوم . وتنتمي بالالانتانيات . أما الثانية فتأتى بعد عنصر الاكتينيوم وتنتمي بالأكتينيدات .

العناصر Sp : وتنتمي بالعناصر النموذجية وتشمل خمسة فصائل رئيسية هي على الترتيب فصائل البورو ($IIIA$) والكريون (IVA) والازوت (VA) والوكسجين (VIA) والهالوجينات ($VIIA$) بالإضافة إلى قضية المغاز (النادر (O)).

وإذا امعنا النظر في تصنيف مذ لبيب المعدل، في ضوء هذه النتيجة نجد أن هنا التصنيف لا يعكس هذه الصورة في الواقع وهذا فلابد من البحث عن شكل جديد يغطي بالغرض المطلوب.

ولكن عند استعراض محاولات العلماء المتعددة في هذا المجال فأننا نجد أن أهم محاولة حديثة حظيت بتأييد وانتشار واسعين خاصة بعد عام 1905، هي محاولة الكيميائي الغرفينز، والتي وضعتها عام 1905، دون ادنى معرفة منه بطريقة تسلسل التوزيع الأكثرية، الذي لم يكن معروفاً آنذاك، ولكن هذه المحاولة لم تتبلور ولم تأخذ شكلها النهائي، في هذا التسلسل إلا عام 1924 على يد الفيزيائي الروسي رومانوف. ويشير عادة هذه المحاولة بالمقارنة مع تصنيف مذ لبيب المعدل المعروف بالترتيب، القصدير عادة باسم الترتيب الدوري الطويل.

ويعرف أيضاً باسم الجدول الدوري الحديث، وبعد فصل زمرة الالكتنيدات والاكتنيدات من مكانها الطبيعي ووضعها في مكان آخر خارج الجدول، كي لا يكون الجدول أطول مما يجب، فإن الجدول الدوري الحديث يظهر كما بالشكل (4.5).

الشكل 4.5

وألاشك ان دراسة الجدول الدوري الحديث (المطوي) يتطلب النظر في التوزيع

الاكتروني ، لكن وقبل القيام بذلك، نود ان نلتفت النظر الى النقاطين التاليتين :

- 1- أنه يمكن اشتغال الجدول الدوري الحديث بطريقة او اتوتاتيكية من تصفييف متلبيف المعجل بتجزئة الاذوار الصغيرة للعناصر في امكان معينة من تصفييف منذ ليف ثم ابعاد الاجزاء عن بعضها لتكوين فراغات مناسبة تووضع فيها جميع العناصر التابعة لكل دورة طولية في مستوى واحد من الجدول ، بذلك فإن هذه العملية تحول كل دورة طولية للتخلص في صرف واحدة، بدلا من ان تتنظم في صفين كما هو الحال في تصفييف متلبيف .

2- تتلو عاليه الاشكال الهندسية الاخرى المقترنة للترتيب الدوري بين اشكال ذات بعدين : دائريه - حلزونية - مثلثيه الخ واشكال ذات ثلاث ابعاد : كروية، لولبية ، هرمونية ، مخروطية... الخ والحق يقال ان معظم هذه الاشكال اما معقدة او عديمه الاكتروني انعكاسا صحيحاً ويسهل تذكرها او رسماها، الا أنها تعجز عن منافسة الجدول الحديث وذلك لسيطرته المتماهية وفراود أخرى متعددة .

6-5 الجدول الدوري الحديث والتوزيع الاكتروني في الذرة

بما ان خواص العناصر تعتمد بصورة مباشرة كما سبق وذكرنا على عدد الاكترونات وطريقة توزيعها في الذرات ، فإن خاصتها الدورية في صفات العناصر لابد وأن تكون انعكاسا لصفة دورية في طريقة التوزيع الاكتروني وكيف يمكن الكشف عنها ولإجابة عن هذا السؤال لا بد من التذكير بأن التوزيع الاكتروني يعتمد بصورة مباشرة على تسلسل افراع المدارات من حيث مستوى الطاقة. وهذا يعني ان صفة الدورية في

التوزيع الاكتروني لابد وان تكون نتيجة تكرار من نوع معين يقترب بترتيب انواع المدارات ضمن هذا التسلسل في سلم الطاقة ثم يبحث عن الدورية المطلوبة ، وعلى وجه التقرير يتوقف ترتيب مدارات الذرة عديدة الاكترونات مع الشكل العام المشار إليه في البنية الذرية. بعد تدبر الحالات الاستثنائية التي يتطلب مثلاً وضع الكترون واحد في قليل البدء بملء 4f والكتروني واحد في 6d قبل البدء بملء 5f (يقطع فارق الطاقة الضئيل بين هذين المستوىين في كاتنا الحالتين). نلاحظ ان التوزيع الاكتروني يوجه عام يتسلسل من حيث مستوى الطاقة حسب الترتيب التالي :

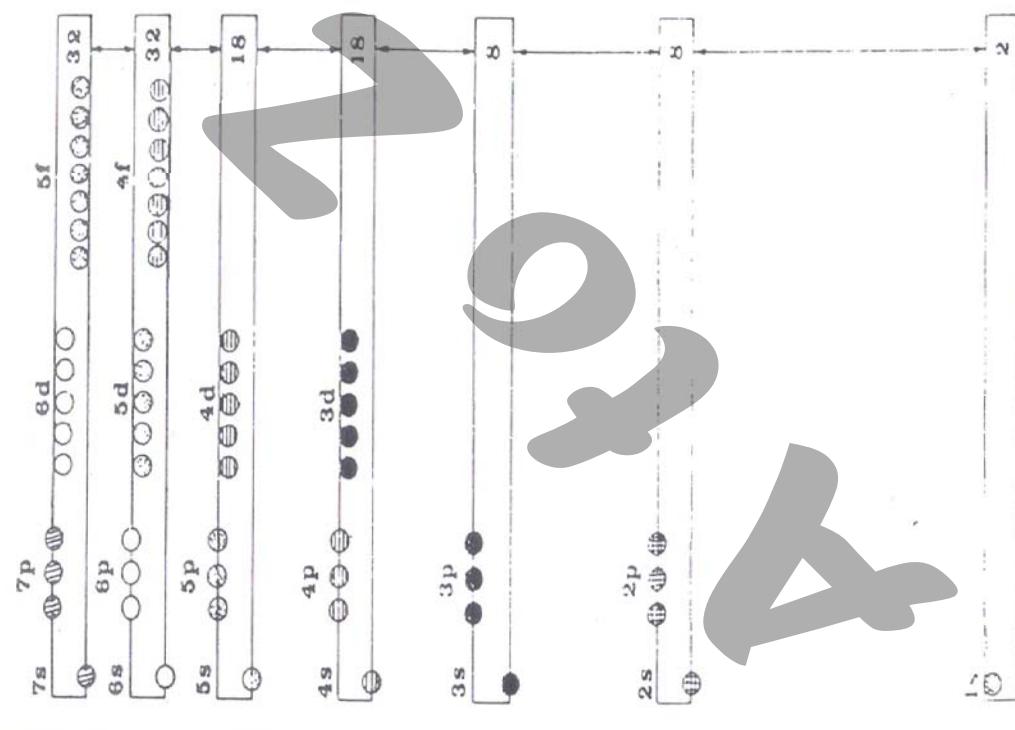
$$\begin{array}{c} 1s^2 \\ < 2s^2 \\ < 2p^6 \\ < 3s^2 \\ < 3p^6 \\ < 4s^2 \\ < 3d^6 \\ < 4p^6 \\ < 5s^2 \\ < 4d^6 \\ < 5p^6 \\ < 6s^2 \\ < 4f^{14} \\ < 5d^{10} \\ < 6p^6 \\ < 7s^2 \\ < 5f^{14} \\ < 6d^{10} \\ < 7p^6 \end{array}$$

ونلاحظ أيضاً ان الاكترونات تتنظم في توزيعها في مجموعات مقاربة من حيث مستوى الطاقة تعرف باسم الاذوار الإكترونية ويظهر من الشكل انه توجد سبع اذوار الكترونية فقط وهي :

$$\begin{array}{c} 1s^2 \\ 2s^2, 2p^6 \\ 3s^2, 3p^6 \\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^6 \\ 5s^2, 4d^{10}, 5p^6 \\ 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10} \\ 7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6 \end{array}$$

يلاحظ ان الفرق في الطاقة بين المورات الالكترونية اكبر بكثير منه ضمن الدورة الالكترونية الواحدة . و اذا دققنا النظر في ترتيب المورات الالكترونية ، ففأنا نجد ان كل دورة تتكرر فيها انواع المدارات الموجودة في الدورة التي شبيهها برمتها . وتنشرز فيها بين الحين والآخر مدارات جديدة لا ثبات ان تتكرر في الدورة التي تليها ، وتتجمع الالكترونيات في هذه المدارات بازيد العدد الظري ، حسب ساعات هذه المدارات .

وليس هذا النوع من التكرار سوى الصيغة الدورية في طريقة التوزيع الالكتروني والتي تتبّعها بوجها اعلاه ، وهذا بالضبط هو العامل الكامن وراء ظاهرة الدورية في صفات العناصر ، ويمكننا اشتقاق الجدول الدوري الحديث بصورة مباشرة من الشكل السابق كما يلي :



الطاقة

- 1- تخصص لكل دورة الالكترونية خالات مرتبة اتفقاً مساوية لعدد العناصر الناتجة في كل دورة اي عدد الالكترونيات في كل دورة . وهذا يعني ان يخصص خالتين للدورة الالكترونية الاولى وثمان خالات لكل من الدورتين الثانية والثالثة وثمانية عشرة خالة لكل من الدورتين الرابعة والخامسة والثانية وثلاثون خالة لكل من الدورتين السادسة والسابعة
- 2- توضع الخالات الاولى من كل دورة في اقصى اليسار والثالثة الاخيرة في اقصى اليمين.
- 3- ترتيب خالات الدورة الالكترونية في صفوف متsequفة بحيث تحمل كل من الخالات الناتجة عن مدارات $l = p, m = S$ منطقة معينة ضمن الترتيب ، وتمثل الخالات الناتجة عن مدارات m منطقة متقطعة خارج الترتيب .

شكل 5.5

٤- نضع الأعداد الذرية المختلفة في الخانات المناسبة لها في الدورات المختلفة.

نلاحظ انه عند تطبيق هذه الخطوات ، نحصل على صورة مطابقة تمام التطبيق للجدول الدورى للحديث ونكشف عن العلاقة الوثيقة القائمة بين موقع العنصر فى الجدول

المذكور وبين تركيبه الإلكتروني ، كما هو مبين فيما يلي :

نلاحظ أن الجدول الدوري الحديث يشكل وسيلة علمية جديدة لتنذكر التوزيع الإلكتروني ، فهو يزورنا بصورة بسيطة تظهر تسلسل المسارات من حيث مستوى الطاقة ، وبين لنا يوضح تمام الحالات التي يتم فيها وضع الكترون واحد في $5f$ قبل ملء $4f$ وهو الإلكترون واحد في $6d$ قبل ملء $5f$ ، ويمكن تذكر هذا الجدول بشكل مختصر على أساس الدورات الإلكترونية المرتبة كما يلي :

فالتالي سابقاً ان اخراج زمرة الالاتبليات والاكبيديات من مكانهما المبدع في الجدول الدوري الحديث ووضعها في مكان مستقل اسفل الجدول ، لموفى الواقع يتبع في الرغبة في تنصير الجدول المذكور بعيدة تسهيل اخر اجره في لوحات او كتب من ذات الحجم العادي ، وهو ما نلاحظه في اغلب الكتب واللوحات التي تهم بهذا الموضوع . لكن البعض لا يلتزم بهذا الشكل للجدول الدوري ، بل يلتجأ اما الى:

الجدول الدورى الحديث في شكله المجزأ

الدوري لأول مرة ، فأن الجزء العلوي يذكرنا بشكل خاص بمحاولتي منذليف و لوثرمير . كما ان قانون الشانبيات لتبورلاندر لا ينطبق الا على هذا الجزء فقط.

وكمما هو واضح ، فإن الشكل المجزأ للجبول الدوري الحديث ينافي من ثلاثة أجزاء هي

2- او تقصير طول الجبول الى ادنى حد ممكن وذلك بفضل عناصر منطقة $L_{\text{علاوة}}$ على
فصل عناصر منطقة P ، الحصول على الشكل المجزأ التالي :

1- المحافظة على الطول الاصلي للجبول ، وذلك بإبقاء زمرة الالاتبادات والاكتبيبات
في مكانها الطبيعي من الجبول كما يلي

1-الجزء المعلوّي : ويشمل على عناصر S و P اي العناصر التموذجية ، التي تتسلسل فيها الصفات الكبديانية والغيريزيانة في اوضاع واپرزا ما يمكن ، وتثير فيها ظاهرة الدورية بالاجي صورها بالنسبة الى بقية العناصر.

2-الجزء الوسط : ويشتمل على عنصر منطقة d اي العناصر الانتقالية ، التي تكون فيها ظاهرة الدورية اقل بروزاً ووضوحاً ، وتشمل فيه فيها العناصر اكثر مما هي عليه الحال ظاهرة العناصر التموذجية .

العنصر من جهة وبينها وبين عنصري اللاكتينوم والاكينينوم من جهة أخرى.

غضضنا الطرف عن عناصر الفازات الخامدة والتي لم تكن معروفة يوم وضع الجدول

ان الشكل المجزأ للجدول الدوري ليس في الواقع سوى عودة الى الجذور. فإذا

الصفات الدورية على اثندها وهكذا يهكنا القول :

المحوالات الدورية السلبية ، اذا يشتمل كما قاتنا على العناصر التي تظهر فيها

الشكل 5.6

8 - 5 المستويات الفرعية للطاقة

في محاولة لتفصيل التقسيم المجموعات إلى قسمين A و B والى الاختلاف في

أطوال الدورات افترض وجود مستويات فرعية للطاقة كجزء من المستويات الرئيسية لها. ولقد ساهمت الدراسات الطيفية في ما نعلمه الان عن مستويات الطاقة المختلفة وأطلق على المستويات الفرعية أسماء مختلفة تتفق وظاهر أو موقع خطوط الطيف المختلفة للذرات المثار مثل الحالة والرئيسية والمنتشرة والأساسية. وسوف يقتصر الحديث الان على مستويات الطاقة الفرعية وهي على التالى f , d , p , s .

	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
1s	1	1	1	1	1	1	1	1
2s, 2p		2	3	4	5	6	7	1s ²
3s, 3p			3	4	5	6	7	2s ² , 2p ⁶
Periods	1	2	3	4	5	6	7	
4s, 4p				4	5	6	7	3s ² , 3p ⁶
5s, 5p					5	6	7	4s ² , 4p ⁶
6s, 6p						6	7	5s ² , 5p ⁶
7s, 7p							7	6s ² , 6p ⁶
Others								

Energy levels and sublevels

III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	IB	IB	IB
1s ²								
2s ²								
2p ⁶								
3s ²								
3p ⁶								
3d ¹⁰								
4s ²								
4p ⁶								
4d ¹⁰								
5s ²								
5p ⁶								
5d ¹⁰								
6s ²								
6p ⁶								
6d ¹⁰								
7s ²								
7p ⁶								
7d ¹⁰								

Nuclides denoted

ويقسم كل مستوى فرعى (باستثناء المستوى S) الى مستويات تحتل أماكن مختلفة من الفراغ المحيط بالذرة وتسمى المدارات . ويحتوى كل مدار من هذه المدارات على (2) الكترون كحد أقصى له. ولذلك نجد أن مدار (S) يحتوى على مدار واحد مدارات $\frac{1}{2}$ بينما المستوى الفرعى (p) فيتكون من ثلاثة مدارات تسمى مدارات d وأخرها يحتوى المستوى (f) على (7) مدارات تسمى مدارات f ولا بد من الإشارة

الجدول الدوري الحديث

الشكل 5.7

هنا إلى أن الحد الأقصى لعدد الإلكترونات في المستويات الفرعية يكون ضعف عدد المدارات للمستوى الفرعى . ويمثل الجدول (1.1) المشار إليه في الفصل الرابع تقسيمات مستويات الطاقة الرئيسية إلى مستويات فرعية و عدد الإلكترونات في كل مستوى فرعى ، وكذلك العدد الأقصى للإلكترونات في المستوى الرئيسي .

ويبين هذا الجدول (1.4) في الفصل الرابع توزيع الإلكترونات على المستويات الفرعية لأربعة مستويات رئيسية للطاقة ، وتلخص فيما يلي العلاقات الرئيسية بين عدد الإلكترونات ومستويات الطاقة (n) كما تظهر في الجدول المشار إليه :

- 1 - مستوى الطاقة الرئيسي القريب من النواة ($n = 1$) يوجد مستوى فرعى واحد وهو $1s$.
- 2 - مستوى الطاقة الرئيسي، الثاني ($n = 2$) فإنه يوجد (2) مستوى طاقة فرعى وهما $2s$ ، $2p$ وحيث يمتنى هذه المستوى بالحد الأقصى من الإلكترونات (عدد ثمانية) فان $2s$ يحتوى على (2) الكترون بينما يحتوى $2p$ على (6) الكترونات.
- 3 - أما المستوى الرئيسي الثالث ($n = 3$) فيحتوى على ثلاثة مستويات هي $3s$ ، $3p$ ، $3d$. وحيث يمتنى هذا المستوى تماماً بالاكترونات فإنه يحتوى على (18) الكرونا تنقسم إلى ما يلى على المستويات المختلفة : $3s$ وبها (2) الكترون ثم $3p$ وبها (6) الكترونات ، $3d$ وبها (10) الكترونات .

4 - وإذا انتقال إلى المستوى الرئيسي الرابع للطاقة ($n = 4$) فنجد أن هناك (4) مستويات طاقة فرعية هي ، $4s$ ، $4d$ ، $4f$ ، $4p$ ويستطيع هذا المستوى أن يحتوى في هذه الأقصى على (32) الكترون فنجد أن $4s$ يحتوى على (2) الكترون ، $4p$ على (6) الكترونات ، $4d$ على (10) الكترونات ، $4f$ على (14) الكترونا .

بنخис لما سبق نلاحظ أن عدد الإلكترونات الازمة المملء مستوى رئيسي للطاقة هو $2n^2$ فنثلاً إذا كانت الرقم الأقصى للإلكترونات هو 2×3^2 أو 18 الكترونا .

5- نظام ملء مستويات الطاقة الفرعية

ساهمت قياسات طاقة التشتت على امكانية توزيع الإلكترونات في ذرات الغاصر المختلفة ، ومكنت هذه الدراسات وغيرها من معرفة الطاقات النسبية للإلكترونات في المستويات الرئيسية والفرعية لطاقة الذرات . ففي داخل المستوى الرئيسي الطاقة هناك المستويات الفرعية المختلفة وهي بدءاً بالأقل s ، p ، d و f وهكذا واعتماداً على طاقة هذه المستويات أمكن وضع تصور لنظام ترتيب الإلكترونات في المستويات مع زيادة العدد النزلي .

وهذا يتوضع الصيغة الإلكترونية للذرات . في جدول يظهر المستويات الفرعية التي يوجد بها الكترونات و عدد الإلكترونات في كل منها . وفيما يلى التوزيعات الأكثر ونية للعناصر 18 الأولى في الجدول الآتى :

جدول التوزيعات الإلكترونية

$1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$	Na	$1S^1$	H
$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2$	Mg	$1S^2$	He
$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^1$	Al	$1S^2 2S^1$	Li
$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^2$	Si	$1S^2 2S^2$	Be
$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^3$	P	$1S^2 2S^2 2P^1$	B
$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$	S	$1S^2 2S^2 2P^2$	C
$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$	Cl	$1S^2 2S^2 2P^3$	N
$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$	Ar	$1S^2 2S^2 2P^4$	O
$1S^2 2S^2 2P^5$	F	$1S^2 2S^2 2P^6$	Ne

ويعني ذلك أن ذرة البوتاسيوم لها إلكترون واحد فقط في مستوى الطاقة الرئيسي

والخارجي وأن هذا الإلكترون لا بد وأن يكون في مستوى الطاقة الرئيسية (4) ليبدأ دورة جديدة . ولذلك عدد الإلكترونون الخارجي للبوتاسيوم للمستوى الفرعي 4s بدلاً من المستوى الفرعي 3d .

كذلك عدد أيضاً الإلكترونون الخارجيين لذرة الكالسيوم للمستوى الفرعي 4s

ونورد فيما يلي الصيغ الإلكترونية للبوتاسيوم والكالسيوم :

K	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^1$	Or	$[Ar] 4S^1$
Ca	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2$	Or	$[Ar] 4S^2$

ويلاحظ أن التوزيعات الإلكترونية المختصرة والموجودة إلى اليمين أن [Ar]

تشير إلى الأرجون وإن كل المستويات الفرعية عديمة مليئة .

ويعقب الكالسيوم في الدورة (4) عشرة عناصر للمجموعة تبدأ

بالعنصر سكانديوم Sc (Z = 21) ، وتنتهي عند الزنك Zn (Z = 30) ونذكر القول بأن هذه العناصر لها ترتيباً نفس طلقات التسلسд الأولى ويتحقق امتلاء المستوى الفرعي 4s بذرات Ca دخول الإلكترونات الجديدة إلى المستوى الفرعي 3d في العناصر العشرة السابقة للمجموعة II B ويظل عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي الخارجي دون تغير وذلك بياضافه الإلكترونات 3d تدريجياً واحداً تلو الآخر . وعندما يتشرد واحد من هذه العناصر العشرة فإنه يفقد الإلكترونات المستوى الفرعي 4s ولهذا السبب تتسابه طلقات التسلسد الأولى للعناصر العشرة وتكون متقاربة .

من الأبيزيموم ($Z = 39$) إلى الكادميوم ($Z = 48$). مرتبطة بعمله المستوي الفرعية ($Z = 37$) والسترونسبيوم ($Z = 38$) والترنونسبيوم ($Z = 39$) قبل بداية تعبئة المستوى الفرعي الداخلي. حيث تضافف الإلكترونات في الريبيديوم Rb قبل أن تأخذ المستوى الفرعية $4d$ ، أية الكترونات. ويتبع السترونسبيوم العناصر العشرة للأسرة المستويات الفرعية $5s$ قبل بداية تعبئة المستوى الفرعي الداخلي. حيث تضافف الإلكترونات في الريبيديوم Rb قبل أن تأخذ المستوى الفرعية $4d$ ، أية الكترونات.

وهي التوزيع الموارد بالجول الدوري ويتبيّن أن الكترونات الملاقة العلية في المستوى الرئيسي الرابع ، واحداً منهم في المستوى الغرعي D واثنين في المستوى الغرعي S.

.4d
وأنتلا إلى طاقات التشريد لعناصر الأسر A و B وعلى اوضاعها من الجدول الدوري فانه يمكننا تصوّر الطريقة التي تحمل بها الأكثرونات المستويات الغeruleية فيبال غم من الأوضاع النسبية لمستويات الطاقة الغeruleية وامكانيه تغيرها من مناطق مختفه بالجدول الدوري يمكن ملء المسوبيات الغeruleية تقريرا بنظام أداة الطاقة كالتالي :
1s , 2s , 2p , 3s , 3p , 4s,3d
4p,5S,5P,6S,4F,5d,6p,7S,5F,6p

وقد أطلق نظام تندرج مستويات الطاقة على ملء المستويات الفرعية بالاكترونات. وهناك انتشارات قليلة ولكنها يطبق في غالب الحالات ويطلق عليه مبدأ أوف باو المستويات الفرعية المختلفة لذرة الجالبيوم ($Z = 31$, Ga). لإيجاد توزيعاته الالكترونية

ويمكن كتابة التوزيع الإلكتروني المختصر للغاليوم بصفته محتواً على لب الأرجون [Ar] ممثلاً حتى $3P^6$ ، وحوله يتم ترتيب المستويات الفرعية بحيث يكون المستوى الرئيسي (4) ممثلاً للقسم الخارجي للسحابة الإلكترونية :

$$[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^1$$

و هناك حالات أكثر تعقداً مثل التناهيم ($Z = 73$) فكتب توزيعاته الأكثر وتبة كما
وهي التوزيع الموارد بالجول الدوري ويتبيّن أن الكترونات الملاقة عليها في
المستوى الرئيسي الرابع ، واحداً منهم في المستوى الغرعي D واثنين في المستوى
الغرعي S.

وسيقنه المختصرة بها قلب من الزينون Xe ويتم ترتيب المثلث مستويات الفرعية $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^3$ وتشمل الأعداد التالية عدد الأكترونات لكل مستوى طاقة رئيسي لتنزيله وهي كما يلي :

نخلص مما سبق كافية الحصول على توقيعات منتظمة والأقلار بوجود استثناءات المحددة بالتجربة هي $[Ar] 3d^4 4s^2$ بينما التوزيعات المتوقعة هي $[Ar] 3d^5 4s^1$ فتجد هنا أن التوزيعات التوزيعات المتوقعة من مبدأ أوف باو. مثل ذلك الكروم Cr وذلك حالات تختلف فيها التوزيعات الإلكترونية لذرة عن تلك بالتجربة مع بذلك حالي .

10 - الخواص الدورية للعناصر

مثال:

اكتُب التوزيعات الإلكترونيّة الكاملة والمتخصّصة لانزاري الصدير ($Z = 50$) والبيورانيوم ($Z = 92$). تأكّد من هذه التوزيعات بمقارنتها بالتوزيعات الواردة بالجدول.

الخواص الذريّة التالية: **البيورانيوم** ، لذلك ومن أجل فهم سلوك الكيميائي للعناصر سنعتمد إلى دراسة الألكترونيّة المترافقه للصدير هي :



أو



توزيعات البيرانيوم المتبقّة هي :



أو



ويلاحظ أن التوزيعات المتوفّعة للصدير تتافق مع التوزيعات الواردة بالجدول . أما

توزيعات البيرانيوم فلا تتفق لأن توزيعاته المتخصّصة المعروفة من التجربة هي :



1-10-5 الناقلة الكهربائية:

يمكن تصنيف العناصر الكيميائية ، تبعاً لخواصها الكهربائية إلى ثلاثة أقسام :

- 1- المعادن وهي جيدة النقل الكهربائي .
- 2- اللامعدان وتغيّر عازلة ويعود السبب في ذلك لكون قابلتها لنقل الكهرباء صغيرة لدرجة لا يمكن قياسها أو كشفها .

إن عدد كبير من الخواص الفيزيائية والكميّانية يتغيّر بشكل دوري يتغيّر العدد الذري ويعود السبب في ذلك كمّا سبق ولاحظنا إلى الصفة الدورية في التوزيع الإلكتروني للذرات ، لذلك ومن أجل فهم سلوك الكيميائي للعناصر سنعتمد إلى دراسة

الخواص الذريّة الثالثة :

وذلك لأهميتها الكبيرـة إثـاء دراسة دورـية الخـواص الكـيميـائـية كـما سـتـرىـ.

1- الناقـلة الكـهـربـائية

2- الحـجم الذـري الغـرامـي

3- نـصف القـطر الذـري

4- نـصف القـطر الشـارـدة

5- طـلاقـة الشـرـدـر

6- الـأـنـفـة الـإـلـكـتـرـوـنـيـة

7- الـكـهـربـاء سـلـيـة

8- الـكـهـربـاء جـلـيـة

اكـتب التـوزـيعـات الـإـلـكـتـرـوـنـيـة الـكـامـلـة وـالـمـتـخـصـصـة لـانـزـاريـ الصـدـير (Z = 50) وـالـبـيـورـانـيـوم (Z = 92) . تـأـكـدـ منـ هـذـهـ التـوزـيعـاتـ بـمـقـارـنـتهاـ بـالتـوزـيعـاتـ الـوارـدةـ

3- اشباه المعادن وهي ربيبة النقل الكهرباء .

تناسق الناقلية الكهربائية عادة بوحدات اوم $1 \cdot \text{سم}^{-1}$ وهي تتوافق بين 10^4 وما فوق للمعدان و 10^5 وما فوق من اجل الالمعادن . اما بالنسبة لعلاقة الناقلية الكهربائية بدرجة الحرارة فهي تتفاوت عند المعادن مع ازيد درجة الحرارة ، بينما تزداد عند اشباه المعادن مع ارتفاع درجة الحرارة وبعد السبب في ذلك الى حرارة الاكتئرانات وتأثيرها على المقاومة .

وفقاً لهذا التصنيف نلاحظ ان المعادن تشكل القسم اليسير من الجدول الدوري وتقتبسها عن الالمعادن التي تجده في القسم اليمين حزمة من العناصر تقع على خط قطري يطلق عليها اسم اشباه المعادن حيث تبدأ بالبور وتنتهي بالتيتانيوم الجزء المظلل في الجدول (5.2) الناقلية الكهربائية للعناصر (وحدات $10^4 \cdot \text{اوم}^{-1} \cdot \text{سم}^{-1}$)

ان هذا التصنيف ليس دقيقاً وسهلاً دوماً وذلك لأن عناصر المجموعات الرئيسية الرابعة والخامسة والسداسية تجده بالشكل مختلف متصلة به تمييز كل شكل منها بمناقلية كهربائية خاصة به على سبيل المثال : يعتبر القصدير المرادي شبيه معدن بينما القصدير الابيض معذنا .

والخلاصة هي أنه لا يمكن تصنيف العناصر الى معادن ولا اشباه معادن بينما انشغلتها الكهربائية دون الاشارة الى اشكالها المتضمنة .

2-10-5 الحجم الناري الغرامي

يعرف الحجم الناري الغرامي لعنصر ما بأنه الحجم الذي تشغله ذرة غرامية واحدة من هذا العنصر وهو في حالته الصلبة . وهو يساوي حاصل قسمة الوزن الناري على الكثافة ، ولذلك تكون تغيرات الحجم الناري معاكسة لتغيرات الكثافة .

	Li	Be	C	N	O	F
Na	23	Mg 25	Al 40	P	S	Cl
K	15.9	Ca 23	Ga 2.4		Se	Br
Rb	8.6	Sr 3.3	In 12	Se 10	Sb 2.8	I
Cs	5.6	Ba 1.7	Tl 7.1	Pb 5.2	Bi 1.0	At

	Sc	Ti 1.2	V 0.6	Cr 0.5	Mn 20	Fe 11.2	Co 16	Ni 16	Cu 65	Zn 18
Y	—	Zr 2.4	Nb —	Mo 23	Tc —	Ru 8.5	Rh 22	Pd 1	Ag 66	Cd 15
La	1.7	Hf 3.4	Ta 7.2	W 20	Fe —	Os 11	Ir 20	Pt 10	Au 49	Hg 4.4

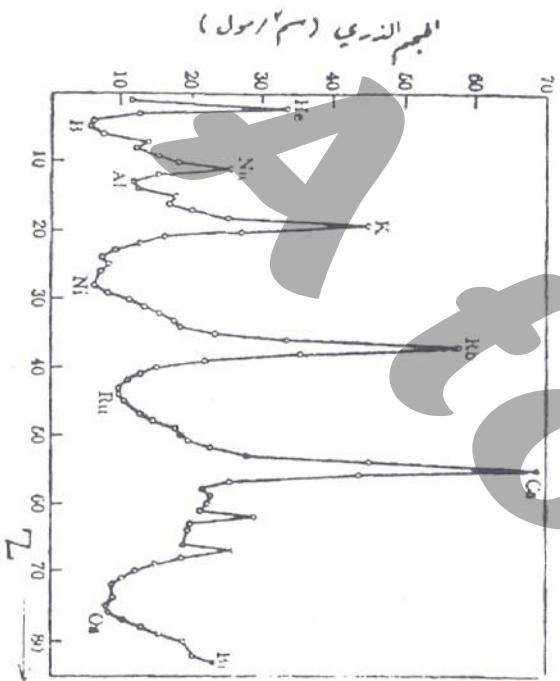
الجدول 5.2

3-10-5 نصف القطر الذري

فالكلافة غير كبيرة من أجل المعادن الفلورية، وتزداد بعد ذلك عند الانتقال الفقياً.

وبالنسبة لـ "ما نظرنا" ، أي أن قيمة المجموع الذري كبيرة جداً في المعادن الفلورية . بينما يكون المعاصر الواقعية في وسط الدور فيما صغرى للمجموع الذري ، وتتكرر هذه الصورة في كل دور ، بين المشكك (5.8) تغيرات الحجم الذري الغرامي مع العدد الذري .

وبما أن المكافأة تتعلق بكل من درجة الحرارة والتركيز للبلوري للعنصر. كما أن بعض العناصر تجذب إشكال مختلفة متأصلة . أي مختلفة الكثافة وبالتالي مختلفة الجرم الذري . بذلك نجد أن الدراسات الحديثة تهتم بدراسة نصف قطر النزري عوضاً عن الحجم الذري الغرامي.



5.8

3-10-5 نصف القطر الذري

يعرف نصف قطر ذرة ما "نظرياً" بأنه نصف قطر الكرة التي تقع نواة الذرة في مركزها والتي تحتوي داخلها معظم المكافأة الإلكترونية للذرّة 99% ولكن عملياً يستحيل تعين نصف القطر الذري بدقة لذرّة غير متحدة مع غيرها وذلك لعدم وجود حدود ثابتة لعامتها الإلكترونية في حين أن المسافلات الفاصلة بين أثوابية الذرات المربطة كيميائياً يمكن تعينها بدقة بطرق مختلفة أهمها في الوقت الحاضر طرق انحراف الأشعة السينية والطيف الحراري .

ولقد ثبت أن حدود العمامة الإلكترونية للذرّة وبالتالي نصف قطرها الذي داخل الجزيء أو البلورة يتوقف على مجموعة من العوامل المختلفة ذكر منها :

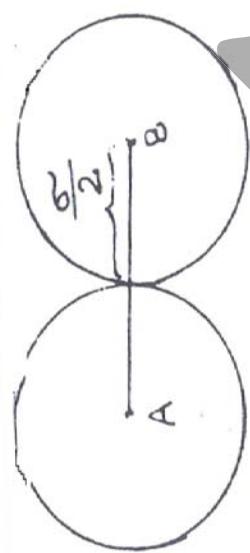
- طبيعة الروابط التي تشكلها الذرة مشتركة أو شاردة ونسبياً.

- نوعية الرابطة هل هي أحلاوية أم متعددة.

- الطريقة التي تتوضع وترتبط فيها الذرات في الجزيء أو البلورة.

لذلك فإن قيم أنسف الأقطار الذرية والمقارنة بينها تكون فقط ذات معنى عند إجراء التقيسات في ظروف متماثلة لأسباب الألفة الذرية . ملذاً يعرف نصف القطر الذري الفعال المشترك لعنصر ما بأنه نصف المسافة بين نواتي ذرتين متلاصتين من ذراته ترتبطان مع بعضهما برابطة أحادية مشتركة صرفة.

فإذا أفرضنا أن الذرات عبارة عن كرات وأن قطر النزرة يساوي . فإن نصف القطر الذري يعطي بالقيمة $\frac{5}{2}$ ويمكن تمثيل ذلك بالشكل 5.9



الشكل 5.9

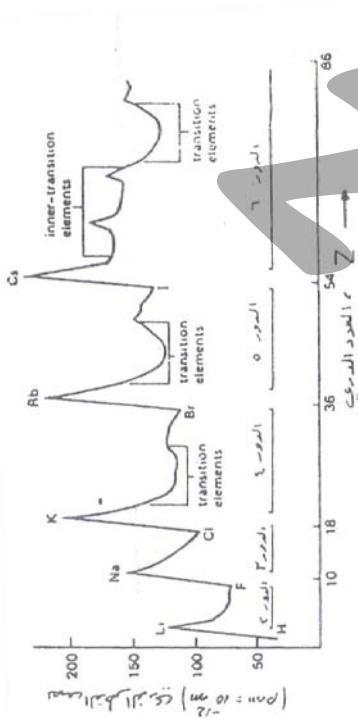
على سبيل المثال ، اذا كان البعد بين ذرتين الهيدروجين في جزيء الهيدروجين

Li_2 هو $0,74 \text{ \AA}^0$ فان نصف قطر ذرة الهيدروجين يساوي $0,37 \text{ \AA}^0 = \frac{0,74}{2}$. وهي

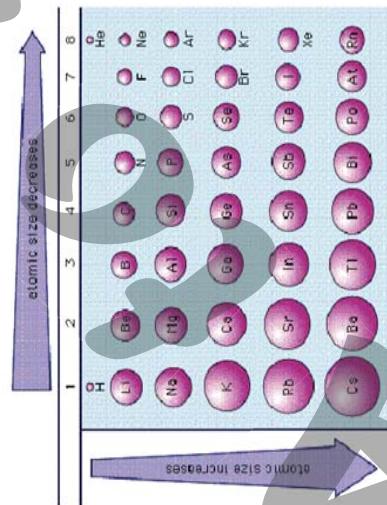
تبين أن البعد بين النواة هو $2,67 \text{ \AA}^0$ أي أن نصف قطر ذرة الليثيوم يكون مسلياً إلى

$$\frac{2,67}{2} = 1,34 \text{ \AA}^0$$

يبين الشكل (10.5) تغير أنصاف أقطار الذرات للعناصر بدلالة العدد الذري وذلك بوحدات البيك و متر $\text{Pm}=10^{-12} \text{ m}$ ($1 \text{ Pm}=10^{-12} \text{ m}$).



الشكل 5.9



الشكل (5.10) رسم يمثل تغير أنصاف أقطار الذرات للعناصر بدلالة العدد الذري

يظهر الشكل (5.10) أن نصف قطر الذري يتتناقص بصورة عامة من بيسار الجدول إلى يمينه في الأدوار ويزداد من الأعلى إلى الأسفل في الفصائل . وتنفسير أقطارها وتقديرها مع شحنة النواة وعدد الإلكترونات في كل طبقة كما في الجدول التالي:

وهكذا عندما تنتقل من يسار الدور إلى يمينه وبالرغم من هذا الحجب فإن الشحنة

الفعالة تزداد ، وتزداد معها القوة الجاذبية لإلكترونات الطبقية K وبالتالي لا يكترونات

الطبقة I ويصغر نصف القطر الذري .

يلاحظ من الجدول (3.5) أن عنصر النترون يشهد عن بقية عناصر الدور ويزداد

العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
شحذة اللواز	+3	+4	+5	+6	+ 7	+ 8	+9	+10
عدد الكترونات المبلقة)L(2	2	2	2	2	2	2	2
عدد الكترونات المبلقة)L ₁ (1	2	3	4	5	6	7	8
نصف القطر الذرى (A ⁰)	1.23	0.89	082	0.77	0.75	0.73	0.72	1.1

يلاحظ في هذا الجدول (٣.٥) أن لكل عنصر في الدور الكثروتين في الطبقة K وان

التناقض يضعف من قوّة جذب النّواة لِإلكترون السطّي.

العنصر	نصف القطر الذري A^0	شحنة النواة	التركيب الإلكتروني
Li	1.23	+3	[He]2S ¹
Na	1,57	+11	[Ne]3S ¹
K	2.03	+19	[Ar]4S ¹
Rb	2.16	+37	[Kr]5S ¹
Cs	2.35	+55	[Xe]6S ¹

الجدول 4.5

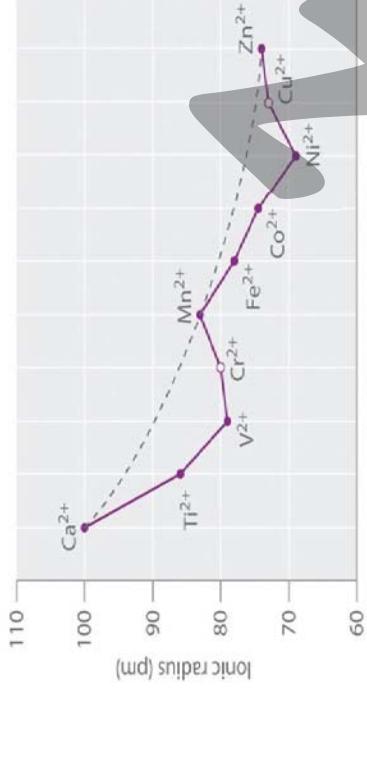
ويقال أن الكترون الطبقية L ممحوب عن النواة بإلكتروني الطبقية K للذين يحيطان جزءا من شحنة النواة تظاهر دراسة حادثة هذه أن الشحنة الفعالة للنواة (Z^*) في حذب الإلكتروني السطحي تكون أقرب إلى 1 منها إلى 3 أي كأن الإلكترونين في الملقنة K قد عدلا أو حجبوا سنتين موجتين من النواة.

4- 10-5 نصف قطر الشاردة

تتميز كل شاردة بنصف قطر يمكن قياسه كما هو الحال بالنسبة للذرات بواسطة الأشعة السينية وبين الجدول (4.5.5) أصناف الأقطار الشاردة لبعض العناصر :

أصناف الأقطار الشاردة لبعض العناصر (A^0)

		Li^+	Be^{2+}	B^{3+}	
N		0.60	0.31	0.20	{He}
1.71	O^{2-}	F^-	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
P	S^{2-}	Cl^-	K^+	Ca^{2+}	Ne
2.12	1.84	1.81	1.33	0.99	0.62
				Ca^{3+}	{Ar}
				In^{3+}	
				Kr	
				Te^{2-}	
				Cs^+	{Xe}
				Ba^{2+}	
				Te^{3+}	
				Cs^+	
				Ba^{3+}	
				Te^{4+}	
				Cs^{5+}	
				Ba^{6+}	
				Te^{7+}	
				Cs^{8+}	
				Ba^{9+}	
				Te^{10+}	
				Cs^{11+}	
				Ba^{12+}	
				Te^{13+}	
				Cs^{14+}	
				Ba^{15+}	
				Te^{16+}	
				Cs^{17+}	
				Ba^{18+}	
				Te^{19+}	
				Cs^{20+}	
				Ba^{21+}	
				Te^{22+}	
				Cs^{23+}	
				Ba^{24+}	
				Te^{25+}	
				Cs^{26+}	
				Ba^{27+}	
				Te^{28+}	
				Cs^{29+}	
				Ba^{30+}	
				Te^{31+}	
				Cs^{32+}	
				Ba^{33+}	
				Te^{34+}	
				Cs^{35+}	
				Ba^{36+}	
				Te^{37+}	
				Cs^{38+}	
				Ba^{39+}	
				Te^{40+}	
				Cs^{41+}	
				Ba^{42+}	
				Te^{43+}	
				Cs^{44+}	
				Ba^{45+}	
				Te^{46+}	
				Cs^{47+}	
				Ba^{48+}	
				Te^{49+}	
				Cs^{50+}	
				Ba^{51+}	
				Te^{52+}	
				Cs^{53+}	
				Ba^{54+}	
				Te^{55+}	
				Cs^{56+}	
				Ba^{57+}	
				Te^{58+}	
				Cs^{59+}	
				Ba^{60+}	
				Te^{61+}	
				Cs^{62+}	
				Ba^{63+}	
				Te^{64+}	
				Cs^{65+}	
				Ba^{66+}	
				Te^{67+}	
				Cs^{68+}	
				Ba^{69+}	
				Te^{70+}	
				Cs^{71+}	
				Ba^{72+}	
				Te^{73+}	
				Cs^{74+}	
				Ba^{75+}	
				Te^{76+}	
				Cs^{77+}	
				Ba^{78+}	
				Te^{79+}	
				Cs^{80+}	
				Ba^{81+}	
				Te^{82+}	
				Cs^{83+}	
				Ba^{84+}	
				Te^{85+}	
				Cs^{86+}	
				Ba^{87+}	
				Te^{88+}	
				Cs^{89+}	
				Ba^{90+}	
				Te^{91+}	
				Cs^{92+}	
				Ba^{93+}	
				Te^{94+}	
				Cs^{95+}	
				Ba^{96+}	
				Te^{97+}	
				Cs^{98+}	
				Ba^{99+}	
				Te^{100+}	
				Cs^{101+}	
				Ba^{102+}	
				Te^{103+}	
				Cs^{104+}	
				Ba^{105+}	
				Te^{106+}	
				Cs^{107+}	
				Ba^{108+}	
				Te^{109+}	
				Cs^{110+}	
				Ba^{111+}	
				Te^{112+}	
				Cs^{113+}	
				Ba^{114+}	
				Te^{115+}	
				Cs^{116+}	
				Ba^{117+}	
				Te^{118+}	
				Cs^{119+}	
				Ba^{120+}	
				Te^{121+}	
				Cs^{122+}	
				Ba^{123+}	
				Te^{124+}	
				Cs^{125+}	
				Ba^{126+}	
				Te^{127+}	
				Cs^{128+}	
				Ba^{129+}	
				Te^{130+}	
				Cs^{131+}	
				Ba^{132+}	
				Te^{133+}	
				Cs^{134+}	
				Ba^{135+}	
				Te^{136+}	
				Cs^{137+}	
				Ba^{138+}	
				Te^{139+}	
				Cs^{140+}	
				Ba^{141+}	
				Te^{142+}	
				Cs^{143+}	
				Ba^{144+}	
				Te^{145+}	
				Cs^{146+}	
				Ba^{147+}	
				Te^{148+}	
				Cs^{149+}	
				Ba^{150+}	
				Te^{151+}	
				Cs^{152+}	
				Ba^{153+}	
				Te^{154+}	
				Cs^{155+}	
				Ba^{156+}	
				Te^{157+}	
				Cs^{158+}	
				Ba^{159+}	
				Te^{160+}	
				Cs^{161+}	
				Ba^{162+}	
				Te^{163+}	
				Cs^{164+}	
				Ba^{165+}	
				Te^{166+}	
				Cs^{167+}	
				Ba^{168+}	
				Te^{169+}	
				Cs^{170+}	
				Ba^{171+}	
				Te^{172+}	
				Cs^{173+}	
				Ba^{174+}	
				Te^{175+}	
				Cs^{176+}	
				Ba^{177+}	
				Te^{178+}	
				Cs^{179+}	
				Ba^{180+}	
				Te^{181+}	
				Cs^{182+}	
				Ba^{183+}	
				Te^{184+}	
				Cs^{185+}	
				Ba^{186+}	
				Te^{187+}	
				Cs^{188+}	
				Ba^{189+}	
				Te^{190+}	
				Cs^{191+}	
				Ba^{192+}	
				Te^{193+}	
				Cs^{194+}	
				Ba^{195+}	
				Te^{196+}	
				Cs^{197+}	
				Ba^{198+}	
				Te^{199+}	
				Cs^{200+}	



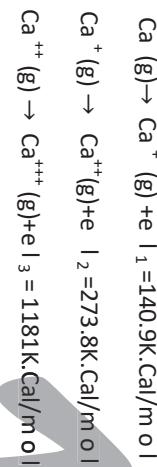
(11.5)

الشكل

(11.5)

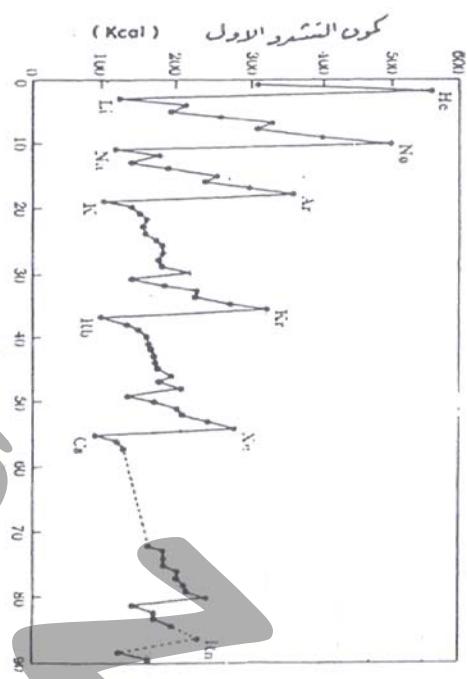
تعرف الطاقة اللازمة لنزع الاكترون الاول من الذرة بكمون التشرد الاول ويرمز اليه عادة ب (I₁). والازمة لنزع الاكترون الثاني (نزع الاكترون من الشاردة الموجية الناتجة عن التشرد الاول) . بكمون التشرد الثاني (I₂) . وهكذا.

مثال :



يمكن تعين كمون التشرد ب باستخدام الطيف الذري او الطيف الكثولي، ويعبر عنه بوحدات الطاقة مثل : كيلو حريرة / مول او الكترون فولت / ذرة ، او كيلو جول / مول مع العلم ان (كل الكترون فولت / ذرة يعادل 23006 كيلو حريرة / مول) يتضح من المثال السابق ان كمون التشرد الاول لأي عنصر اصغر من كمون التشرد الثاني وهذا يدوره اصغر من الثالث وهكذا اي ان :

السابك تزداد بزيادة شحنة الشاردة الموجية المأخوذة منها. ومن الجدير ان لا تتناسب انه عند الكلام عن كمون التشرد دون ذكر ترتيبه فإن المقصود هو كمون التشرد الاول . بينما الشكل (12.5) تغير كمونات الاولى للعناصر بدلالة العدد الذري وفيه تظهر بوضوح الصفة الدورية في الجدول الدوري.



الشكل (12.5) تغير كمونات التشرد يتغير العدد الذري

يلاحظ من هذا الشكل ، بصورة عامة ، ان كمون التشرد يزداد من اليسار الى

اليمن على طول دور اتفقي وحتى يصل الى قيمته عظمى في الغاز الخامل.

يلبي يتعصب تدريجياً في الفصيلة الواحدة بزيادة ارتباط الاكترونات السطحية بفعل قوى الجذب مما يتطلب طاقة اكبر لجزاء الاكترون والجouل التالي (6.5) بين كمونات التشرد الاولى لعناصر الدور الثالث .

والجول (7.5) يوضح هذا التغير في كمون التشرد لفصيلة المعادن الفلورية :

العنصر	Na	Mg	Cl	Si	P	S	Cl	Ar
1 ₁	118.5	167.3	138.0	187.9	259.0	238.9	300	363.4
1 ₂	1091	346.6	434.1	376.8	953.2	450	58.9	637.0
1 ₃	1652	1848	655.9	771.7	695.5	807	920.2	993.3

الجول (6.5) كمونات التشرد المعاصر الدور الثالث بوحدات كيلو جريدة /مول

العنصر	شحنة النواة	التركيب الإلكتروني	كمون التشرد الأول
Li	3	[He] 2S ¹	I ₁ 124.3
Na	11	[Ne] 3S ¹	118.5
K	19	[Ar] 4S ¹	100.1
Rb	37	[Kr] 5S ¹	96.3
Cs	55	[Xe]6S ¹	89.8

الجول (7.5) كمونات التشرد الأولى للمعصر الفلورية

المتغير يوم ممتلي ومدارات 3P في الفوسفور نصف مملوءة وبالتالي فإن كمون التشرد لكل منها يكون أعلى مما هو متوقع .

ولما نقصان كمون التشرد عند الانتقال من أعلى الفصيلة إلى أسفلها فيعود إلى ازدياد حجم النرة بزيادة عدد الطبقات الإلكترونية مما يؤدي إلى ازدياد حجب الإلكترون السطحي عن النواة وبالتالي يصبح انتزاعه أسهل .

واخيراً فإن كمون التشرد يمكن ان يغيفدنا في تحديد عدد الالكترونات التكافوية للعناصر ، وذلك عن طريق المقارنة بين كمونات التشرد المختلفة للعنصر الواحد . ففي المعادن الفلورية مثلاً "يكون كمون التشرد الثاني اكبر بكثير من كمون التشرد الأول وهذا يشير الى انه يمكن ازاله احد الالكترونات بسهولة اكثر من غيره ، اي ان ذرات هذه المعادن ذات الكترون تكافوري واحد او يقال وحيدة التكافور . وبنفس الطريقة يلاحظ ان المغذريوم ثثنائي التكافور والألمنيوم ثلاثي التكافور .

كذلك يمكن الاستفادة من كمون التشرد في تحديد الصفة المعدنية والمعننية للعنصر اعتماداً على تغيره الدوري وعلاقته بالتركيب الالكتروني كما سبق ورأينا .

6-10-5 الألفة الإلكترونية

إلى الزيادة الكبيرة في عدد البروتونات عند الانتقال من عنصر آخر ضمن المجموعة إلى الانتقالية . حيث أن هذه الزيادة أكبر مما هي عليه ضمن المجموعات الرئيسية.

تعتبر الألفة الإلكترونية من الخواص الهامة التي يستفاد منها تحديد الخواص الكيميائية للعناصر . وهي تقيس مقدار ذرة عنصر ما لضم الكترون واحد إلى سالبة .

وتعرف الألفة الإلكترونية بأنها الطاقة المترورة لدى اضمام الكترون واحد إلى ذرة غازية وهي في سويتها الطبيعية المشكّل شاردة ساللة غازية أيضًا وهي تقامس برودانات .



ويعبر عن هذا التعريف بال التالي :



مثال:



يلاحظ من التعريف السالفي أنه كلما ازدادت قيمة الألفة الإلكترونية سهل على الذرة ضم الإلكترون وأزدادت شدة ارتباطه بها، ولذا يمكن كتابة تعريف جديد للألفة الإلكترونية بالشكل التالي: بأنها الطاقة الدارمة لإزالة الكترون من شاردة تكافؤها (1) في المدور الغازي للحصول على ذرة معتمدة الشحنة في المدور الغازى أيضًا“ مثل:



الجدول (8.5) وظاهر بهذه الألفة الإلكترونية بعض النتائج برودانات

ان A^a تهبط في المجموعة الرئيسية مع زيادة الدور ولها بشكل عام سلوك مععكس في المجموعات الانتقالية أو قد لا تتغير كثيراً من عنصر إلى آخر . ويعود السبب

7-10-5 الكهر سلبية- الكهر جاية

كما تحدث حتى الآن عن اضافة أو نزع الكترون واحد وما هي قيمة الالفة الإلكترونية المعاقة لذلك ، ولكن السؤال يطرح نفسه الآن هو: ماذا يحدث لو أردنا أن نضم الكترون آخر إلى شاردة سالبة أحادية الشحنة وتشكيل شاردة ثالثية الشحنة السالبة؟

من المؤكد أن الإلكترون الثاني المضاف سوف يتغير مع الشاردة السالبة التي تشकلت من اضافة الإلكترون الأول . ويكون من الصعب تقديم الطاقة اللازمه لإتمام ادخال الإلكترون الثاني والغطلب على قوى التناقض كما في المثال التالي:



تبين من هذا المثل أن الشاردة O^2- ثابت من الشاردة (g) ويعود السبب في ذلك إلى بلوغها التركيب الإلكتروني الغاز الخام (Ne) . ولنفس السبب لا يمكن إضافة الكترون ثالث إلى الشاردة O^2- . وبشكل عام، وفي حالة الامكان لإضافة الكترون ثالث مع عدم تجاوز تركيب الغاز الخام المجاور، فإن اضافة الكترون ثالث يتطلب طاقة أكبر بكثير من الطاقة الالزمه لإضافة الإلكترون الثاني.

وأخيرا ، بمقارنة تغيرات الالفة الإلكترونية وكمون التشرد مع العدد الذري ، يتبين لنا أن المعدان تقبل الى ضم الإلكترونات الخارجيه أكثر من المعدان وأشيه المعدان.

كل عنصر يبذل لمربح الاكترونات أكثر من ميله لفقدها في تفاعله الكيبيديه يقال عنه (العنصر الكهر سلي). على عكس عنصر الذي يبذل لفقد الاكترونات حيث يطلق عليه اسم (العنصر الكهر جايه) أي أن الكهر جاية هي عكس الكهر سلبيه.

والكهر سلبيه هي مقاييس القوة التي تجذب بها ذرة ما الاكترونات لذلك فهي تتضمن كل من الالفة الاكترونيه وكمون التشرد . ولما كان ازيداد عدد الاكترونات السطحيه يزيد من كلبيها كما سبق وأن وجدنا أي قيمتها تتغير ان بشكل متناهيه ، لذلك نستنتج أن العناصر تزداد كهر سلبيتها بازيداد عدد الاكترونات السطحيه بشكل عام. بصورة عامة ، يمكن القول أن قدرة الذرات الصغيرة على جذب أكبر من قدرة الذرات الكبار ، وبالتالي فإن كهر سلبيه الأولى أكبر من الثانية ، ويكون من الواضح أيضاً أن كهر سلبيه الذرات ذات المدرات المعلومة تقرباً أكبر من كهر سلبيه الذرات التي تحتوي على عدد قليل من الاكترونات .

ولذلك فإن الكهرسلبية تزداد عند الانتقال في الجدول من اليسار إلى اليمين وتتنفس في العمود (المجموعه) من أعلى إلى أسفل وهذا على عكس الكهر جاية يتحقق أن تحمل العناصر الأشد كهر سلبيه الزاوية اليمنى والعليا من الجدول الدوري مثل الفوروكبور والأزووت والأوكسجين .

ويمكن كتابة علاقات الكهربائية بنصف القطر والعدد الذري ب بصورة تقريرية كما

الوسط الهندسي لطاقات الرابطة A_2 و B_2 يساوي :

$$(435.9 \cdot 158.4)^{1/2} \text{ KJ} = 262.8 \text{ KJ/m o l}$$

$$\varepsilon = \frac{z}{r} \quad \text{يلي :}$$

الفرق بين طاقة الوسط الهندسي وطاقة الرابطة بين A و B:

$$\Delta = D_{A-B} - (D_{A-A} \cdot D_{B-B})^{1/2}$$

لأن باعتبار أن الكهربائية غير ثابتة كما هو واضح مما سبق فإنه توجد عددة

طرق ذات طابع نوعي لحسابها يستعرض وبشكل موجز لا شئين منها :

1- الكهربائية وفق "الموليكين" : عرف موليكن الكهربائية بالعلاقة التالية :

$$\varepsilon = C(1 + E_A)$$

حيث : C: ثابت ، 1 - كمون الت shredd ، E_A الالفة الاكترونية .

يعرف الفرق (Δ) إلى طبيعية الذرات A و B وهذان طبيعية مشتركة وشديدة ، لكن طبيعة الرابطة في الجزيئات A_2 و B_2 فهي مشتركة فقط . تبعاً لنموذج بولينغ فإن الفرق لا ينبع بطيعة الرابطة الشديدة وبالتالي كهربائيات B_2 أدنى من A_2 .

$$\varepsilon_A - \varepsilon_B = [D_{A-B} - (D_{A-A} D_{B-B})^{1/2}]^{1/2}$$

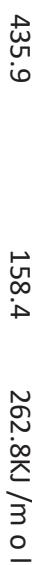
2- الكهربائية وفق بولينغ : عبر بولينغ عن دراسته الكهربائية العناصر كالتالي : اذ تكون المركب $A-B$ من اتحاد A_2 مع B_2 حسب المعادلة



فإن طاقة الرابطة بين A و B تتكون بشكل عام أكبر من الوسط الهندسي لطاقات الرابطة

بين $B-A$ و $A-B$

مثال :



طاقة الرابطة D

١١-٥ دورية الخواص الكيمياوية

قسم الكتب - لجنة المعاشر

الجهة، (٥٩) قبة الكعب سلسلة المفتاح

عكس الرابطة المشتركة التي تنساً بين ذرتين لهما نفس الكهر سلبية .

- والثانية، لأنها تكون بالدرجة العادلة من الحرارة والضغط الجوي غازية.
- الأول لأنها نادرة من حيث انتشارها
- بالغازات الداملة أو الدارمة لسبعين:

يمال الكترونين فقط يملأن الطبقة الرئيسية الأولى K ولقد سميت هذه العناصر الداملة

الرئيسية دواماً بثانية الكترونات على شكل $S^2 n P^6 n S$ ويشد عن تلك المهموم الذي

تتميز هذه العناصر بتركيب الكتروني متشابه، ففيها تختلي الطبقة الخارجية

الشاردي ، كمون تشرد ، اللغة الإلكترونية ، الکهربائية الخ وبما ان جميع الخواص ترتبط ارتباطا وثيقا بالتركيب الإلكتروني العناصر وتظهر دورته واضحة خلال الجدول الدوري . فلا بد ان ينبع عن اهميته التركيب الإلكتروني للعناصر على خواصها الكيميائية فتنظر دورية ملموسة تتفق في دراستها وتنذكرها .

يملك الكترونين فقط يملأ الطبقة الرئيسية الاولى K ولقد سميت الرئيسية دو ما يتمانية الكترونات على شكل n^2 ويشذ $n=1$ و $n=2$ تمثيل هذه العناصر بتركيب الكتروني متشابه ، ففيها تتمثيل $n=1$ كtronion و $n=2$ كدبلون.

- املاكها بـ- سر من حيث تسلطها على الثانية لأنها تكون بالدرجة العادي من الحرارة والضغط الجوي غازية .

اما عناصر المجموعة (IA) التي تلي مباشرة مجموعة الغازات الخاملة وهي:

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

فهي معادن فعالة كيميائياً تتمتع ببريق معدني مميز وهي تألفة للحرارة والكهرباء وتدعم مجموعة المعادن الفلورية ولها تركيب الكتروني مشابه لـ S_5 اي ان كل ذرة من ذرات المعادن الفلورية تحوي الكترونا واحد في صلبيتها الخارجية ، واما الاكترونات الداخلية فلها تركيب اقرب غاز خامل مثل :

Li: (He) 2S₁
Na : (Ne) 3S₁

Na . Mg . Al . Si . P . S . Cl . Ar

صفات المركب	العنصر	المهيدروكسيد او الحمض	المجموعه
اسعاد قوي	Na	Na OH	I A
اسالين ضعيف	Mg	Mg(OH) ₂	II A
متعدد النواص	Al	Al(OH) ₃	III B
حمض ضعيف	Si	H ₄ SiO ₄	IV B
محضر متوسط الافرة	P	H ₂ SO ₄	V B
محضر قوي	S	H ₃ PO ₄	VI B
محضر قوي جداً	Cl	HClO ₄	VII B
-	-	-	0

اما بالنسبة لعناصر المجموعة التي تسبق مباشرة مجموعة العناصر الخاملة والتي تسمى بهموجعة الالوجينات وهي: Cl . Br . F . I . وتصف تركيب أكثر وهي مماثلة لجميع الالوجينات خواص كيميائية مشابهة ، فهي تتفاعل مع الهايدروجين وتشكل مركبات مشابهة في صيغتها مثل: HF . HCl . HBr . HClO الخ . كذلك يمكن ان تذوب في الماء مشكلة محليل حمضية ، يمكن ان تتفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم وتعطي املاحا مشابهة مثل: F⁻ . NaCl . NaBr . NaI الخ .

اما بالنسبة للعناصر التي تقع بين المعدن الفلوبي والهالوجين الذي يليه في الدور الواحد فتظهر تدرج واضحًا في خواصها الكيميائية . فعند الانتقال من المعدن الفلوبي الى الهالوجين نلاحظ ان الخاصية المعدنية تضعف بينما الخاصية الا معدنية تظهر وتزداد ويرافق ذلك تدرج الخواص الاساسية والمحضية . ففي الوقت الذي تضعف فيه الخاصية الاساسية عن هذا الانتقال تجد ان الخاصية المحمضية تزداد في الاتجاه نفسه فمثلًا اذا اخذنا

من المناقشة السابقة نستنتج أن دورية الخواص الكيميائية للعناصر في الجدول الدوري هي التي ادت إلى وجود الغازات الخاملة (النادرة) في مجموعة واحدة ، ووجود المعادن القلوية في مجموعة ثانية والهالوجينات في مجموعة ثالثة وهكذا .

يمكنا تفسير التدرج في الخواص الكيميائية للعناصر أثناء الانتقال من مجموعة أخرى ضمن الجدول أو من عنصر إلى آخر في الدور الواحد اعتناداً على الخواص المورية، ومن بينها كمون التشرد، فزيادة كمون التشرد في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين يمكن ان تؤثر على احتفاظ العناصر الخاصة الإلإسافية وبروز الخاصية المحمضية أثناء الانتقال في الاتجاه نفسه، ففي بيسار الدور تؤخذ العناصر ذات كمونات التشرد المختفية، ولذلك فهي تمثل لفقد الكترون او أكثر أثناء تفاعلاتها الكيميائية مكونة شوارد موجبة، ولذلك تغير من المعادن وهي عناصر كهر جاذبية، وعند الانتقال إلى اليمين نلاحظ ان الميل لفقد الألكترونات يقل ويزداد كمون التشرد الذي يترافق بزيادة في الميل لتشكيل الروابط الشاردية التي يمكن ان تشكلها العناصر الموجودة في الفصي بيسار الجدول الدوري . يبلغ كمون التشرد قيته العظمى عند الغاز الخامل وتكون العناصر ذات كمونات التشرد المرتفعة ميالة إلى كسب الألكترونات (اي القهوة الألكترونية عالية) وتحول إلى شوارد سلبية وتنسمى بالعناصر الكهر سلبية وتمثل اللامعادن .

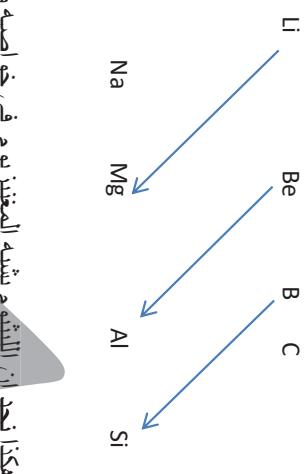
اما سبق يتضمن ان الخواص الكهر جاذبية والكهر سلبية تتغير بشكل تدريجي أيضاً في كل دور وأن العناصر الكهر جاذبية تقع على بيسار الجدول الدوري وتمثل المعادن ، بينما العناصر الكهر سلبية تقع على يمين الجدول وتمثل اللامعادن ، كما انا نجد أثناء الانتقال بعض العناصر التي تتصف بخواص المعادن واللامعادن وهي ما نطلق عليها اسم اشباه المعادن .

وهذا لا بد من التذكير بأن فعالية العناصر الكيميائية ترتبط ارتباطاً "وثيقاً" بخواصها الكهر جاذبية و الكهر سلبية ، فكلما ازدادت كهر جاذبية العنصر او كهر سلبية ازدادت فعاليته الكيميائية وازداد معها ثبات مركياته .

بال التالي يمكن ان تستفيد من الكهر جاذبية و الكهر سلبية بالإضافة الى كمون التشرد ايضاً" في دراسة التدرج في الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الواحدة أثناء الانتقال من اعلى إلى اسفل اي في الاتجاه الذي تتناقص فيه الكهر سلبية نفسه وبال التالي قان الصفة المعدنية تزداد وتقل الصفة الالمعدنية ، وهكذا نجد ان السبيرويوم في المجموعة (A) أكثر كهر جاذبية من الليثيوم Li ، وان اليود في المجموعة (VIB) أكثر كهر جاذبية من الكلور Cl وهذا يفسر لنا التبايه الضدعي للبيود مع المعادن .

اما سبق نستنتج ان أكثر المعادن فعالية تقع في القسم اليسير السفلي و أكثر الامعادن فعالية تقع في القسم اليمين العلوي من الجدول الدوري / وتبعد" لذلك يكون عنصر السبيروم والفلور هما الأكثر المعادن واللامعادن فعالية في الجدول الدوري على الترتيب .

واخيراً ان ازيد الكهر سلبية عند الانتقال من اليسار الى اليمين في الدور الواحد وتتناقصها عند الانتقال من اعلى إلى اسفل في المجموعة يؤدي الى ثبات تقويفي الكهر سلبية اذا انتقالنا بشكل قطري وخاصة بين عناصر الدور الثاني و الثالث وهذا يؤدي بدوره الى تشهيه بين خواص عنصر من مجموعة ما في الدور الثاني . وخواص العنصر الذي يليه في المجموعة الثالثة له الدور الثالث وتسنمى هذه الخاصية بالعلاقة القطرية او التبايه القطري كما يظهر من التمثال التالي :



وهكذا نجد أن الليثيوم يتباهي بالمعنوزيوم في خواصه وإن البيريليرم يتباهي بالإلدينيوم وكذلك البوير يتباهي بالسيلايكرون في بعض الخواص على الرغم من الفائدة التي قدمتها العلاقة النظرية إلا أنها تتغير إلى الدقة في الكثير من الحالات وبالتالي ينبغي علينا عدم المبالغة في الاعتماد عليها.

1-11-5 تكافورات عناصر المجموعات الرئيسية

تكافر عنصر ما يعرف بأنه يسلوبي عدد ذرات الهمدريجن الذي تحدد مع ذرة واحدة

من هذا العنصر ، ويتمكن استبدال الهمدريجن بباقي عنصر اخر احادي التكافر مثل الهموجينات او ثنائي التكافر مثل الاوكسجين وعندها يكون التكافر متساوياً لعدد ذرات الاوكسجين مع ذرتين مع العنصر. ولكن السؤال الذي يطرح نفسه الان هو : كيف يتغير التكافر في الاذار وفي المجموعات ؟

لإجابة على هذا السؤال نأخذ تكافر عناصر الدور الثالث بالنسبة للهمدريجين

والاوكسجين كما بالجدول (13-2) التالي :

يلاحظ من هذا الجدول ان التكافرات بالنسبة للهمدريجين هي على التوالي :

1.2.3.4.3.2.1.0

بينما بالنسبة للأوكسجين فهو :

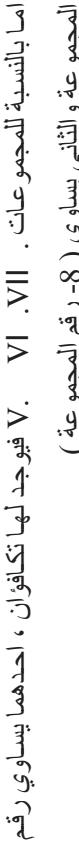
1.2.3.4.5.6.7.0

وان سلسلي التكافر هاتين موجودتان في جميع اذار المجموعات الرئيسية بعد الدور الاول ، لنسنتن من ذلك ان رقم المجموعات يتطلب تمام مسمى تكافر العنصر الاعظمي بالنسبة للأوكسجين (اذات تكافر احادي ، والمجموعات (الاذات تكافر ثنائية وهكذا حتى نصل الى المجموعة (0) التي ليس لها تكافر الا في شروط خاصة .

اما التكافر بالنسبة للهمدريجين فيتطابق ورقم المجموعة حتى المجموعة الرابعة ثم تتناقص وحدة من وحدات التكافر كلما تدققنا من مجموعات الى اخر تلتها حتى يصلح صفر " في المجموعة (0) .

$$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$$

وفي حالة فلوريد الألمنيوم AlF_3 تفقد كل ذرة ثلاثة إلكترونات و تترك (-) الشحنة



12-5 أرقام الأسدية

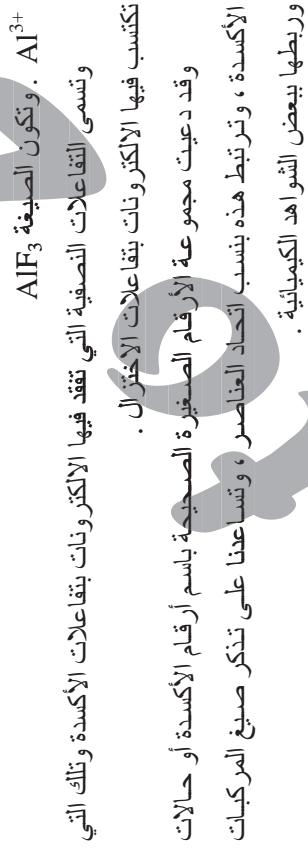
تعتبر أرقام المجموعة A أساساً الكتابة صبغة مركباتها الأيونية عند استخدام قاعدة الشناذية أو قاعدة الاثنين . فإذا افترضنا أن ذرة الفلز تفقد الإلكترونات لتشكل أيوناً ذا شحنة موجبة متساوية لرقم المجموعة لاقصاً منها 8 . حينئذ يمكننا كتابة صبغة المركب سالبة متساوية لرقم المجموعة مع عدد الشحنات السالبة .
حيث يتساوى عدد الشحنات الموجبة مع عدد الشحنات السالبة .
فإذا أخذنا مثيلين هما الكسبيديوم وفلوريد الأمونيوم فسنجد أنه بإمكاننا معرفة صيغتهما عند كتابة نصف التفاعل في كل حالة .



في المجموعة A تفقد كل ذرة واحداً و تكون الشحنة $1+$ في المجموعة VIA تكتسب كل ذرة الكترونين تكون الشحنة -2 ولكي يتم ذلك تحتاج الى أيوني Li^+ كل أيون من الأكسجين O^{2-} وبذلك تكون الصيغة Li_2O .



في المجموعة VII_A تكتسب كل ذرة واحد⁻² و تكون الشحنة $-1 = 8 - 7$



ويكون رقم الأكسدة للأيون في المركبات الأيونية متساوياً لشحنة الأيون . ففي مركبات أكسيد الليثيوم وفلوريد الألミニوم ، نجد أن أرقام الأكسدة في الليثيوم هي 1 ، 2 ، +3 - ، على الترتيب . وعندما تخصص أرقام الأكسدة في صيغة المركبات فإنها تكتب مباشرة فوق الرمز وبإشارة موجبة أو سالبة أمام الرقم . وعندما يكون هناك أكثر من ذرة واحدة في الصيغة يوضع رقم الأكسدة بين قوسين



وحيثما يتم كتابة الشحنة لأيون وليس لرقم أكسدة العنصر في المركب ، نجد أن

الرقم تتبعه إشارة موجبة أو سالبة مكتوبة أعلى بين المرمز . وأمثلة ذلك : O^{2-} ، N^{+} ، O^{2-} (يختفي عادة رقم 1 إذا كانت الشخنة + 1 أو -) .

$$+6+3(-z)\equiv 0$$

الجدول الدوري وارقام الاكتسدة 1 - 12-5

1 - يعتبر رقم الأكسدة الموجب الشائع لجميع العناصر (باستثناء عنصر المجموعة VIII و الفلور) هو رقم المجموعة .

٢ - يعتبر رقم الأسكندر الشائعي لجميع الألافاز هو رقم المجموعه مخصوصا منه .٨

Na	Mg	Cl_2	O_2	N_2
وغير متر للعناصر الأقل كهروسلبية في المركب بأقى قام أكسدة سالبة ، ويرمز للعناصر الأكثر كهروسلبية في المركب بأقى قام سالبة .	وأمثلة ذلك :			

و كذلك أعضاء العائلة B المجموعتين II و III فتكون أرقام أكسidenteا $+3$ ، على التوالي . و مع ذلك فالأنيق Hg في II يشكل أيضا مركبات برقم أكسدة $(1+)$. مثل

(2) يبدأ عند كتابة الصيغة يوضع العنصر ذي رقم الأكسدة الموجب أولاً .
 والحالة المنشادة لهذه الفاdue هي الشنادر NH_3 .
 ولابد هنا أن نفهم أن رقم الأكسدة لذرة ما في مركب تساهمي ، لإيتلاف شحنات
 كاملاً ، ومثال ذلك أرقام تأكسد HCl في HCl ، $\text{H} = +1$ ، $\text{Cl} = -1$. ولكن توجد هناك
 شحنة موجبة جزئية فقط على الهايدروجين وشحنة سالبة جزئية على الكلور ، مع عدم
 وجود أيونات . وتكون الرابطة بين H و Cl رابطة تساهمية وقطبية .

A جدول أرقام الأكسدة لعناصر العائلة

2 - 12-5 حساب أرقام الأكسدة

الأمثلة	الملاحظات الهمة	المجموعة	رقم الأكسدة الشائع
NaCl	يكون H و هو 1 - عندما ينحد بالإنزات	1+	1
CaO , MgCl ₂	-----	2+	II
BCl ₃ , AlCl ₃	-----	3+	III
SnF ₄ PCl ₂	يكون Pb و Sn عامة +2 ، +4 و تكونون C +2 ، +4	4+ ، 2+	IV
CO , CO ₂	أو 4 - لها أيضاً أرقام أكسدة أخرى		
NO ₂ , NH ₃	أرقام أكسدة كثيرة ، أخرى تظهر لكل من N +5 ، +3 ، 3-	5+	V
NO , N ₂ O	ذلك يمكن أن تكون N -2 ، -1 ، +1 ، +2 ، +4		
N ₂ H ₄			
H ₂ O , H ₂ O	وزنون كلها 1 - مع H أو O راتنج الماء ، وروجبيه مع O راتنج الماء ، الأكسدة الأخرى الأقل كهرسلبية	6+ ، 4+ ، 2-	VI
HClO ₃	ويكون F عادة دافنا -2 و في قوى الأكسدة	7+،5+،3+،1+،1-	VII
KrF ₂ , XeF ₄	يكون O عادة +6 و فقط مع مركبات F ، و تكون العناصر الأخرى +4 ، +2 ، +1 ، +0	8+،6+ ، 4+،2+	VIII

تعتبر حصيلة أرقام الأكسدة لكل عناصر المركب هي صفر ، عليه يمكننا حساب رقم الأكسدة لعنصر مجهول رقم اكسدته في أحد مردكائه على أساس معرفتنا الصيغة المركب وارقام الأكسدة لجميع العناصر الأخرى فيه . ويوضح المثالين التاليين هذه الطريقة :

المثال الأول ما هو رقم الأكسدة للريلينيوم في الكلوريد ذي الصيغة ReCl₅ ؟

الحل : حيث أن الكلور هو الأكثر كهرسلبية فاننا نرمز له برقم أكسدة سالبة ، وبسبب وجوده في المجموعة VII يكون هذا الرقم 1 - 7 - 8 = 7 - 8 ومن ثم نعتبر X رقماً لأكسدة الريلينيوم :

$$\text{ReCl}_5 \rightarrow X = 5$$

وتكون حالة الأكسدة للريلينيوم هي :

المثال الثاني

ما هو رقم أكسدة الكروم في ثاني كرومات البوتاسيوم K₂Cr₂O₇ ؟

شارة الفوسفات السالبة : PO_4^{3-}

الحل :

حيث أن البوتاسيوم يقع في المجموعة A₁ ، فإننا نرمز له برقم الأكسدة (+1) ، أما العنصرin الآخرين فيكونون الأكسجين أكثرهما كهروسلبية . وعليه فإننا نرمز له برقم أكسدته السالب .

ونظرًا إلى أن الأكسجين في المجموعة VI ، يكون رقم أكسدته

$$6-8 = -2$$

ونعتبر أن X تمثل رقم الأكسدة للكروم . ونوجد قيمة X على أساس أن حصيلة أرقام الأكسدة هي الصفر :

$$+ 2 + 2 - 14 = 0$$

$$\text{ومنه } X = + 6$$

ويكون رقم الأكسدة للكروم هو 6 Cr_2O_7

13-5 الأيونات متعددة التدرية

شائعة ويعرفها الطلبة عند بداية دراستهم الكيمياء ، سواه بصفتها أو يشخّناها .

ويرمز لرقم الأكسدة النهائي لهذه الأيونات بما يساري الشخّنة الكلائية على الأيون . ونورد

مثاليًّا لذلك : النشادر⁺ (NH_4^+) أو NH_4^{+1} ، والفسفات⁻⁴ (PO_4^{4-}) أو PO_4^{-3} .

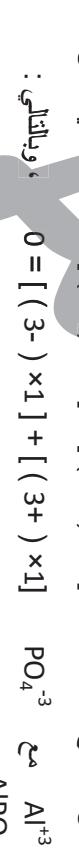
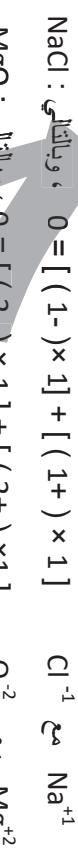
14-5 تعين الصيغ من أرقام الأكسدة

عند استخداماً لأرقام الأكسدة للتتبُّؤ بصيغة المركب يتم اختبار النسبة الأبيسط

للذرات أو الأيونات التي تبلغ حصيلة أرقام الأكسدة الموجبة والسالبة لها صفرًا .

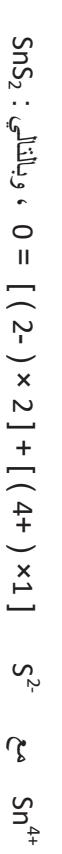
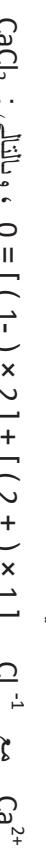
نسبة 1:1 تكون النسبة 1:1 عندما تساوي حالة الأكسدة لأحد العناصر (أو المكونات) مع حالة الأكسدة للعنصر الثاني (أو المكون الثاني) . وقد يشير لفخذ مكون إلى أيون بسيط مثل Na^+ أو O^{2-} أو Cl^- أو إلى ذرة مرتبطة بطريقة تساهيمية مثل H أو Cl في

HCl ، أو لأيون متعدد الذرات مثل NO_3^- أو SO_4^{2-} . ونذكر هنا بعض الأمثلة :



نسبة 1:2 تكون النسبة 1:2 عندما تكون حالة الأكسدة لإحدى المكونات ضعف الآخر

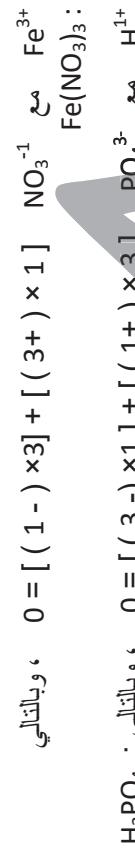
، وأمثلة لذلك نذكر ملائي :



15-5 التسمية المنهجية للمركبات



نسبة 1 : 3 تكون النسبة 1 : 3 عندما تكون حالة الأكسدة لمكون واحد ثلاثة أمثال الآخر وأمثلة لذلك ذكر :



نسبة 2 : 3 تكون النسبة 2 : 3 عندما تكون حالة الأكسدة لمكون واحد له رقم أكسدة 3 والآخر 2 وأمثلة لذلك ذكر :



نسبة أخرى :

أما النسب الأخرى مثل 1:4، 2:5، 3:7، 4:5، 5:2، 7:2 فهي ليست شائعة . ومثال ذلك بعض أكسيد الكلور : فرأى الأكسدة للكلور والأكسجين هما 7+ و 2- على التوالي . وعلى ضوء ذلك تكون الصيغة البسيطة هي Cl_2O_7 والنسبة الأبسط التي تختلف بها أرقام الأكسدة لتصبح صفراء هي : 0 = (2) + 7 = 9 .

لكل مادة اسم يفرقها عن بقية المواد الأخرى ، وفي الأيام الأولى للعلوم اخترخت الأسماء للأسماء مختلفة ، فقد عرف اسم الماء جيداً منذ القديم بهذا الاسم حتى قبل معرفته كمركب كيميائي ، واسم النوشادر لأنّه صنع من ملح الأمونيوم وهو ملح تم الحصول عليه أصلاً من روث الحيوان (الجمل) بالقرب من ضريح كبير آلهة أمون في مصر ، واسم زيت الزاج لأنّه قصر عن درجات حرارة عالية من معادن سميّت بالزاج في الأزمة القديمة . وينتظر علم الكيمياء أصبح من الضروري تطوير نظام التسمية لكي نعطي أسماء واضحة للمواد المختلفة التي تزيد دافعاً وتتضخم أعدادها .

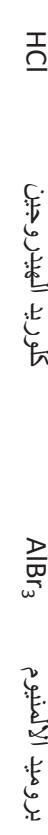
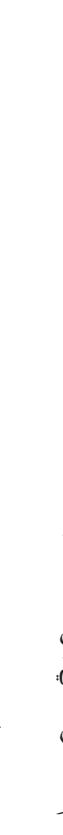
أما اليوم فالقسم الغالب للمواد المعروفة لها أسماء منهجية تبين ملحوظاتها من عناصر تدخل في تركيبها . فقد سمي الأزرق الزبي للزاج بغيرات الهيدروجين . وما زالت بعض المركبات محتفظة باسمها غير المنهجية أو العادلة . ومثال ذلك النوشادر والماء . وسنقدم تسمية منتظمة للمواد غير العضوية باعتبارها صفين للمركبات :

- المركبات الثنائية وتوابعها .
- المركبات الثلاثية المحتوية على الأكسجين كأحد العناصر الثلاثة .

16-5 المركبات الثنائية وتوابعها

يسمى المركب المكون من عنصرين فقط بالمركب الثنائي ، وتكتب عادة صيغة هذا المركب الثنائي برمز العنصر الأول كهرسلبية أولاً ، حيث يكتب رمز العنصر ذو رقم الأكسدة الموجب وبعد رمز العنصر ذو رقم التاكسد السالب . ويكون الاسم في

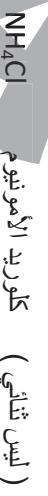
المركيبات الثالثية من اسم العنصر الأول وكلمة متنهية بالقطع - يد - متدنة من الحال في كثير من أكسيد التروجين وفي غيرها من المركيبات ، حيث تشير البلاذة إلى اسم العنصر الثاني . وأمثلة ذلك :



ويلاحظ من أن نظام التسمية للكبريتات الثالثية تتبعه بالقطع - يد - فإنه أصناف متعددة من المركيبات الثالثية تحوي الأكسجين وعناصر آخرين ، وبالنسبة للمركيبات الثالثية ، توضع العناصر وفق زراعة الكهرسليبية في كل من الصيغة والاسم . ليس صحيناً أن جميع الأسماء المتذهبة بهذا القطع تعني مركيبات ثالثية ، كما توجد هناك مركيبات متصلة تختوبي على ألوانات ساللة متعددة الذرات وتنتهي أسماؤها المجهزة بالقطع - يد - مثل الهيدروكسيد OH والسيانيد CN وأمثلة ذلك :

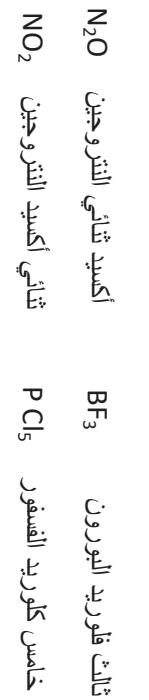


ويختلف أيضاً بأسماء الأيونات السالبة عندما توجد هذه الأيونات في مركبات أكثر تعقيداً مثل ذلك :



استخدام البدائل لتحديد النسب في المركبات تووضح دائماً النسب الاتحدية ، بالصيغة في الاسم الكيميائي ، بالرقم اليوناني يستخدم أسلوب تقديرى لتسمية أيونات الأكسى الشائعة (ات - ate) وفي حالة الكبريت يكتب رمز SO₄²⁻ لأيون الكبريتات .

للبدائل . وأمثلة ذلك :



يسمى الأيون السالب الذي يكون فيه رقم أكسدة العنصر الأصلى أقل بوحدتين (ذرة أكسجين واحدة) من أيون - ات ate - بليون - ite - وفي حالة الكبريت يكون SO₃²⁻ هو أيون الكبريتات .

ويجدر استخدام مثل هذه البدائل حالات المركب وذلك لتفادي الاتتساس ، كما هو الحال في كثير من أكسيد التروجين وفي غيرها من المركيبات ، حيث تشير البلاذة إلى كتابة الصيغة الصحيحة .

17.5 المركيبات الثالثية المحتوية على الأكسجين

يطلق لفظ المركب الثالثي على المركب المكون من ثلاثة عناصر ، وهذا أصناف متعددة من المركيبات الثالثية تحوي الأكسجين وعناصر آخرين ، وبالنسبة للمركيبات الثالثية ، توضع العناصر وفق زراعة الكهرسليبية في كل من الصيغة والاسم . ومرة أخرى يكون هذا الجزء الأول من الأسم هو اسم العنصر الأول . والجزء الثاني من الاسم يعتمد على اسم أيون - الأوكسبي ، وهو أيون يحتوى على أكسجين وعنصر واحد آخر .

فمثلاً - ات - يت توجد فصيلتان شائعتان للمركيبات تعتمد اسمائها على أسماء أيون - الأوكسبي ، وهما فصيلة - ات ate - وفصيلة - يت ite - ويتet - ويتetit الحصول على أسماء المركيبات لهاتين الفصيلتين كالتالي :

يحدد أساس اسم أيون الأوكسبي للعنصر الأصلي وهو عنصر غير الأكسجين . ومثل ذلك كبريت .

يسخدم أسلوب تقديرى لتسمية أيونات الأكسى الشائعة (ات - ate) وفي حالة الكبريت يكتب رقم SO₄²⁻ لأيون الكبريتات .

ونورد هنا بعض صيغ وأسماء بعض المركبات النموذجية في فصيلين – ات ate و بيت ite – وهي :

H_2SO_4	كربيات الصوديوم	Na_2SO_4
H_2SO_3	كربنيت الهيدروجين	Na_2SO_3
HNO_3	ترات البراتاسيوم	KNO_3
HNO_2	تريريت الهيدروجين	KNO_2
$HClO_3$	كلورات الصوديوم	$NaClO_3$
$HClO_2$	كلوريت الصوديوم	$NaClO_2$

لقد احتفظ بأسماء – ات ate و بيت ite – بالرغم من أن الأيونات وجدت متعددة بكتيريات متعددة النزية ومثال ذلك :



تشمية فضيلة فوق – ات هنالك بعض أيونات الأوكسي والثانية التي لا تقع في تصنيف – ات ate أو بيت ite – فإذا كان رقم الأكسدة للعنصر الأصلي في أيون الأوكسي على من أيون – ات – ate – عامة تكون هناك ذرة أكسجين واحدة أكثر) يسمى بـأيون فوق – ات VIIA و VO_3^- . ويكون هذا الاستخدام محدد لأيون الأوكسي لعناصر المجموعة فوق كlorات الليثيوم $LiClO_4$ و فوق كلورات الهيدروجين .

تشمية فضيلة هيبو (أو تحت) – بيت – إذا كان رقم الأكسدة للعنصر الأصلي في أيون الأوكسي أقل من أيون – بيت – عامة تكون هناك ذرة أكسجين أقل) يسمى الأيون بـأيون الهيبو (أو تحت) – بيت والمثال المألوف لهذا النوع من الأيونات السالبة هو المكون الشبيه لمزيلاً الألوان المنزلي (ClO) أيون الهيبوكلوريت . ومن أمثلة لأسماء مركباته : هيبوكلوريت الصوديوم $NaClO$ ، هيبوكلوريت الهيدروجين $HClO$.

لتكبنا في هذا الجزء عدد من صيغ المركبات الثالثية المحوية على الأكسجين ، وعندما تكون مثل هذه المركبات أيونية فإنه يمكننا استنتاج صيغ الأيونات المختلفة كما يلى :

يكون العنصر الأول في الرمز أيوناً موجباً ببساطة ، وينتهد العنصر الثاني بالأكسجين في أيون الأوكسي السالب . $NaClO_3$ تنتهي بـأيونين ClO_3^- و Na^+ . ClO_3^- و Na^+ و SO_3^{2-} واحد . $Na_2S O_3$ ي يوجد SO_3^{2-} وأيون Na^+ واحد . ولمركب $Na_2S O_3$ يوجد SO_3^{2-} وأيون Na^+ واحد . ولابد أن يكون المجموع الشامل للشحنة الموجبة والسلبية مساوياً للصفر . وهناك مثال آخر $Ca_3(PO_4)_2$ حيث تتوقع ثلاثة أيونات Ca^{2+} لموازنة الشحنة السالبة الموجبة ولابد أن تكون شحنة -3 على كل من أيوني PO_4^{3-} . PO_4^{3-} وأمثلة ذلك :

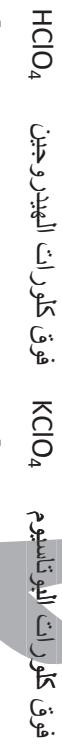
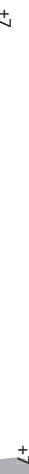
$HClO_4$ و BII_B وأمثلة ذلك :

18-5 أرقام الأكسدة وأسماء المركبات

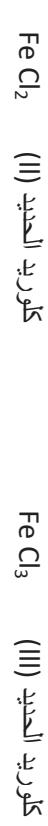
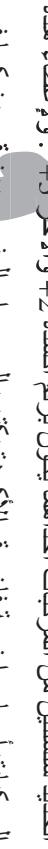
والنحاس حاليًّا أكسدة في المركبات هما +1 و +2 . وامثلة لذلك نذكر :



يكون الفرق عامة بين حالات الأكسدة للعنصر الأصلي في سلسلة من أيونات الأوكسي هو وحدتين . ويتمسّى هذا الفرق في ذرة أكسجين واحدة لكل صيغة ، كما هو موضح في سلسلة المركبات التالية :

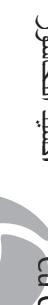


ومن الشائع اظهار العناصر التي لها حالات تأكسد أو أكثر بارقام رومانية . ويشكّل الحديد سلسليتين من المركبات أحدهما يكون برقم أكسدة +2 والآخر +3 . ولإعطاء هذه المركبات أسماء واضحة فإن رقم الأكسدة يكتب إلى جوار العنصر بين قوسين كما في الأمثلة التالية :



ونظراً إلى أن الحالة الشائعة للنحاس هي +2 ، فإنه من المعتمد عدم ذكر رقم الأكسدة في اسم مركبات النحاس (II) . فإذا لم تذكر حالة الأكسدة فيفترض ضمناً أن مركب النحاس (II) هو المعنى .

ولسوء حظ طلاب الكيمياء فإن طريقة التسمية التي شرحتها قد طورت بعد تسمية مركبات كثيرة شائعة بالإضافة مع أنظمة أخرى وأمثلة ذلك :



ج - الغازات الخامدة - د - العناصر الانتقالية الداخلية .

اسئلة وتمارين الفصل الخامس

1- لخص المعالات الأولى التي قامت لتصنيف العناصر .

2- اذكر عدداً من الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر التي تتغير بشكل دوري بتنغير العدد الذري .

3- ما المقصود بالدور والمجموعة بين كيف يتغير خواص العناصر ضمن المجموعة الواحدة والدور الواحد .

4- كيف يتغير نصف القطر الذري في الدور الواحد ، في المجموعة الواحدة ، ما هي اسباب هذه التغيرات ؟

5- انصاف اقطار الغازات الخامدة كبيرة بالمقارنة مع العناصر الموجودة معها في دور واحد ، فسر ذلك ؟

6- عرف واذكر صفات مع ذكر مثال لكل من :
أ - العناصر النموذجية - ب - العناصر الانتقالية

7- عرف الحجم الذري الغرامي ثم بين اي عنصر من الازواج الثالثية يكون حجمه اكبر ؟
 Pb . Sn . Br . Cl . Al . Cl . Mg . K . Na . Am . P

8- عرف كمون التشرد ثم بين اي عنصر من الازواج الثالثية كمون تشرده اعلى ؟
 S . Cl . Am . Ca . K . Ne . F

Li . Am . Rb . Cs . Ba . Zn . Cu . Br . Cl . Kr . Xe

9- بين كيف تتغير كمونات التشرد الاولى للعناصر في الجدول الدوري ؟
أين تقع العناصر التي تملك أكبر وأصغر فلقة الكترونية ؟ ما هي العلاقة بين كمونات التشرد والألفة الاكترونية وكهر سلبية العنصر ؟

10- ما هي التكافوزات العامة المميزة للمجموعات الرئيسية للعناصر في الجدول الدوري ؟

11- لماذا يكون كمون التشرد عند الاوكسجين اقل منه عند الازوت ؟

١٢-١ - ما هي العلاقة بين نصف القطر الذري وكمون التشتت ؟

ب - علل تناقض كمون التشدد الأول عند الانتقال من :

ـ هنالك فرق واضح في كمون التشرد الأول بين Na و K وبين Ca و Mg وإنما

پرچم میں مدد اعلیٰ بیسیں آیا۔

٥ — ما هي أهمية الإزيداد الكبير في كمون التشرد عند الكالسيوم وكمون التشرد

الخامس عد الاستيول وكمون التسرد (التاري) عند الصور يوم :

13- يتالف الدور الثالث من العناصر التالية :

فأي من هذه العناصر: Na . Mg . Al . Si . P . S . Cl . Ar

٦١-في الأزواج التالية أي منها يكون الأكبر؟

Ag^+	ρ^{\downarrow}	CU^{+2}
Γ	ρ^{\downarrow}	Zn^{+2}
Co^+	ρ^{\downarrow}	Fe^{+2}
Cl^-	ρ^{\downarrow}	S^{2-}
F^-	ρ^{\downarrow}	O^{2-}
		Ba^{+2}
		S^{2-}
		ρ^{\downarrow}
		S^{2-}

٥- اقفل العناصر فعالية
٦- عدد المعادن في هذا الدور.

١٤- تتألف الفصيلة الاولى من العناصر التالية:

Li . Na . K . Rb . Cs . Fr

فأي من هذه العناصر :

١- لـهـ اـكـثـرـ قـطـرـ دـرـيـ،ـ ٢- لـهـ اـعـلـىـ هـمـونـ تـسـرـدـ اوـلـ،ـ

٣-اول كھر سلیلیہ ، ٤-اکٹر فعالیہ ۔

15- ما هو المقصى لعنصر الشائبة :

P(15).K(19).Ca(20).Cr(24).Co(27).Cu(29).Se(34).

Zn(30) . Ag(47) . I(53)

وَسَعِيَ إِلَيْهِ مُحَمَّدٌ عَلَى إِنْرِيْكِيْتِ لِلْمُسْرِبِيْنَ - بِالْمُسْرِبِيْنَ -

د- بين عدد الأكتوريات القرائية في كل من العناصر والتحولات السابقة أي متى لها خواص بار مغناطيسية؟

جذور

Ag^+	Cu^{+2}	Ba^{+2}
Cu^{+2}	S^{2-}	Cs^-
Zn^{+2}	S^{2-}	O^{2-}
Fe^{+2}	Cl^-	Cr^{+3}
Co^{+2}	S^{2-}	Cr^{+2}

۸۷

10

239

240