



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة ١

المحاضرة : الخامس / نظري /

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

2026

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

22

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

## الفصل الخامس

### الجدول الدوري والخواص الدورية للعناصر

#### مقدمة:

كانت تصورات الفلاسفة القدماء عن الكون والطبيعة ميثاقيز ببقية مثالية ، عندما تصوروا ان العناصر الاربع ( التراب والماء والهواء والنار)تمتزج بنسب متفاوتة في وسط مادي اسموه الهولي في ينتج المواد المختلفة الموجودة في الطبيعة ولقد كانت لهذه النظرية الخاطئة التي تنبأها ارسطو ( 384-322 ق . م ) دور سلبي على تطور العلم لعصور عديدة . ففي تلك الحقبة الطويلة من التاريخ لم يكن الانسان قد اكتسب بعض الخبرات العلمية اللازمة والكافية لحض مثل هذه النظريات وثبتت بطلانها والانطلاق في البحث عن العناصر المتوفرة في الطبيعة ،ومن ثم صياغة تعريف صحيح وشامل لمفهوم العنصر بصفته بسيط شكل من اشكال المادة، لكن هذا لا يعني ايدا ان حضارات ما قبل القرن السابع عشر لم تساهم في اكتشاف ما تسميه العناصر في الوقت الحاضر ، فقد عرف الناس في القديم تسعة عناصر لعبت ادوارا حضارية مهمة، كما عرفوا طرق استخلاصها من خاماتها وان لم يدركوا ماهيتها بصفتها عناصر وهي الذهب (Au)الفضة (Ag) ،الرصاص (pb) ،النحاس (cu) ، القصدير (sn) ،الحديد (Fe) ،الكربون (c) ،الكبريت (S) ، الزئبق (Hg) ، ومن المعتقد ان دراسات الكيمائيين الاغريق ثم العرب ، قد ادت الى اكتشاف خمسة عناصر اخرى هي : الانتوان (Sb) ،الزرنخ (As) ، البرموت (Bi) ، الفوسفور (P) ، الزنك (Zn) وان لم يدركوا سرها بصفتها عناصر ايضاً .

وفي ضوء تراكم الأدلة والمعلومات في القرن السابع عشر عن وجود مواد بدائية ملموسة في الطبيعة ، وفي ضوء الشعور المتزايد آنذاك بضرورة اللجوء الى الطرق المخبرية التجريبية في تحديد اي مفهوم علمي ، والفصل في اي شأن علمي ايضاً ، فقد اهتم الكيمائيون المفهوم الميثاقيز بقى القديم للعنصر ، واستعانوا عنه بمفهوم جديد ، صاغه لأول مرة العالم الانكليزي روبرت بويل في عام 1661 حيث اطلق لفظة (عنصر ) على اسيط جسم مادي لا يقبل الانفصال أو التحلل الى اجسام اسيط منه ، وذلك مهما اختلفت محاللات الفصل الكيميائي.

ثم جاء العالم الفرنسي لافوازييه الذي يعتبر مؤسس القواعد الكمية في الكيمياء ، والذي لم يكف بتبني تعريف بويل للعنصر بل ارساه على قواعد كمية ايضاً ودعم ذلك بتجارب مخبرية حسابية دقيقة . هذا مع ان قائمة العناصر التي توفرت للافوازييه في عام 1789 لم تكن تضم اكثر من 23 عنصراً حسب تعريف العلم الحديث للعنصر .

و لكن دالتون حدد مفهوم العنصر بثقة اكبر ، اذ عرفه على انه مجموعة مكونة من نوع واحد فقط من الذرات ، وميز العناصر عن بعضها بكتل ذرية محددة ، اطلق عليها اسم الاوزان الذرية ، لكن هذا التمييز ، كما نعرف الان ، كانت تنقصه الدقة التامة لان لكل عنصر نظائر تختلف اوزانها الذرية بعضها عن بعض مثل  ${}^1_1\text{H}$  ،  ${}^2_1\text{H}$  ،  ${}^3_1\text{H}$  ، ولان كتلة نظير عنصر ما قد تتساوى مع كتلة النظير لعنصر اخر مثل  ${}^{36}_{16}\text{S}$  ،  ${}^{36}_{18}\text{Ar}$

مما يجدر ذكره هنا انه على الرغم من مساهمة دالتون الفعالة في توضيح مفهوم العنصر بدلالة وزنة الذري فان مفهوم الجزيء عنده لم يكن واضحاً ولذلك فان الاوزان الذرية التي حددها دالتون للعناصر كانت خاطئة ، ولم يتحدد سلم الاوزان الذرية بشكل صحيح الا بعد ان جاء أفوكادرو وأوضح مفهوم الجزيء .

## 1-5 الجدول الدوري:

بعد أن انتهى دالتون من وضع نظريته الذرية واكتشاف عدد من العناصر الجديدة، وصل عددها عام 1860 إلى أكثر من ستين عنصراً. وبينما كانت هذه العناصر تكشف، سواء أكان ذلك من قبل دالتون أو من قبل غيره بعده، وكانت خواصها الكيميائية والفيزيائية الكمية والكيفية تُرصد تدريجياً وتسجل، وقد دفع تراكم هذه المعلومات الكيميائية في تلك الفترة الطويلة إلى ضم العناصر ذات الخواص المتشابهة إلى فئات أو مجموعات لدراستها وإيجاد أية علاقات وأنظمة معينة بين العناصر في المجموعات المختلفة. وعلى الرغم من كون المحاولات الأولية لتصنيف غير كاملة وغير مناسبة الآن إلا أنها كانت مفيدة في تطوير التصنيف الدوري المعمول به حالياً، لذلك من الضروري إعطاء فكرة ولو مختصرة عن هذه المحاولات الأولية، وخاصة أن الكتاب مقر لطلاب الكيمياء 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 لكثير من الخواص الفيزيائية والكيميائية لجميع العناصر بصورة مبسطة كما سنرى لاحقاً.

## 2-5 المحاولات الأولية لتصنيف:

### 1- تقسيم العناصر إلى معادن ولا معادن

كانت أولى المحاولات هي تصنيف العناصر إلى قسمين اعتماداً على خواصها

الفيزيائية والكيميائية وهما:

المعادن

اللامعادن

فالأولى جيدة النقل للحرارة والكهرباء وتقبل السحب والطرق ولها بريق معدني، وتكون في الدرجة العادية من الحرارة صلبة وهي تتحد مع الأوكسجين وتشكل أكاسيد قلبية ولكنها تتفاعل مع الهيدروجين بصعوبة.

بينما الثانية رديئة النقل للحرارة والكهرباء وليس لها بريق معدني ولا تقبل السحب والطرق وتكون إما صلبة أو سائلة أو غازية ويمكنها الاتحاد مع الأوكسجين لتشكل أكاسيد حمضية ويمكنها التفاعل مع الهيدروجين مشكلة مركبات طيارة.

لكن هذا التصنيف لم يكن دقيقاً، فهناك عناصر صنف كمعادن وتتمتع بخواص لا معدنية وبالعكس كما أن هناك عناصر تعطي عدة أكاسيد تختلف في سلوكها مثل الكروم الذي يعطي الأكاسيد التالية  $CrO$ ،  $Cr_2O_3$ ،  $CrO_3$  فالأكسيد الأول يسلك سلوك الأساس والثاني منبذب والثالث حمضي، لكن وعلى الرغم من عدم دقة هذا التصنيف وكونه عاماً إلا أنه كان أساساً للتصنيفات الأخرى التي جاءت بعده.

### 2- ثلاثيات دوبراينر

عند استعراض محاولات الكيميائيين المتعددة لتصنيف العناصر نجد أن أول محاولة علمية جاءت على يد الكيميائي الألماني دوبراينر وذلك في عام 1829 الذي لاحظ

أنه يمكن ضم بعض العناصر في مجموعات أطلق عليها اسم (ثلاثيات دو برانير) يتألف كل منها من ثلاثة عناصر متشابهة في خواصها الكيميائية، وتكون أوزانها الذرية إما متقاربة ، كما في الحديد والكوبالت والنيكل (تشابه أفقي) أو يكون الوزن الذري للعنصر الثاني في الثلاثية مساوياً تقريباً الوسط الحسابي لوزني ذرتي العنصرين الآخرين ، كما في البروم (80) الذي يساوي وزنه الذري تقريباً الوسط الحسابي لذرتي الكلور ( 35 ) و اليود ( 127 ) الذي يساوي وزنه الذري والثلاثية Li(7)،Na(23)،K(29).

لكن الأوزان الذرية لعدد كبير من العناصر لم تكن معروفة في ذلك الوقت لذلك لم يستطع دو برانير تعميم محاولته هذه على جميع العناصر.

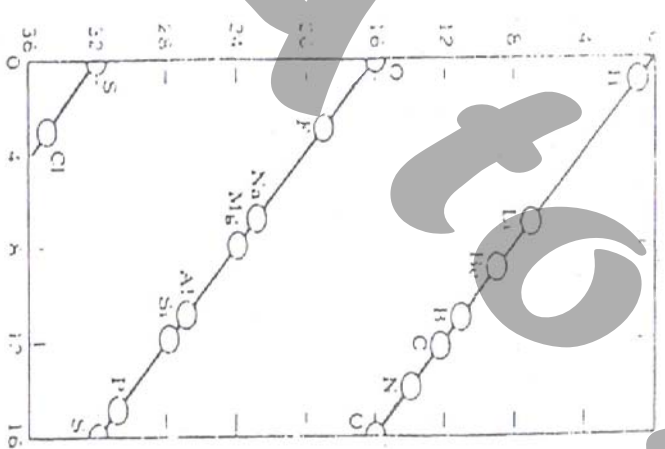
### 3- ملاحظة بتكوفر

عند الحديث عن دو برانير يتبادر الى الذهن ما أشار اليه الكيميائي بتكوفر وهو أن الفرق بين وزنين ذريين لعنصرين متتاليين في مجموعة من العناصر المتشابهة في خواصها الكيميائية يساوي مقداراً ثابتاً أو مضاعفات ذلك المقدار تقريباً . ففي المجموعة المؤلفة من O (16) و S (32)،Se(80)،Ti (128)،مثلا يكون الفرق بين العنصرين الأولين ( 16 )، أما الفرق بين أي عنصرين متتاليين آخرين فيكون (3x16).

### 4-اسطوانة شانكروتو

في معرض الكلام عن مكتشفي ظاهرة الدورية في صفات العناصر، نذكر أولاً محاولة العالم الفرنسي شانكروتو الذي جاء عام 1862 وبعد دراسة مستفيضة للعناصر المختلفة بأول ترتيب دوري بالمعنى المصطلح عليه اليوم ، وقد عرف هذا الترتيب منذ ذلك الوقت باسم اسطوانة شانكروتو. رتب شانكروتو العناصر المعروفة آنذاك وفقاً لزيادة أوزانها الذرية على منحنى لولبي مرسوم نحو الأعلى بزاوية  $15^0$  من قاعدة اسطوانية

قائمة قسم سطحها الجانبي الى 16قسما عمودياً متساوياً (باعتبار الوزن الذري للأوكسجين الذي كان يعتبر الوزن الذري العياري آنذاك يساوي 16). ثم افترض الجانب العمودي للأسطوانة محورا للأوزان الذرية على أن يمثل كل جزء منه وحدة وزن ذري . وبناء على ذلك فقد وجد شانكروتو أن كل مجموعة من العناصر المتشابهة الخواص تقع على خط عمودي معين وأن الفرق في الوزن الذري بين كل تقاطعين متتاليين للمنحنى مع هذا الخط يساوي 16. وبين الشكل (1.5) التالي المقطع العيني الجانبي من هذه الأسطوانة. وقد لخص شانكروتو هذه الظاهرة الدورية بقوله (إن خواص المواد خواص عديدة).



الشكل 1.5

## 5- ثمانيات نيولاندز

من المحاولات المهمة التي سبقت التصنيف الدوري الحديث للعناصر ثمانيات العالم الانكليزي نيولاندز الذي لاحظ في الفترة الواقعة ما بين 1864-1877 دون علم مسبق بما كان قد جاء به شاتكوتوا، أنه اذا تم ترتيب العناصر وفقاً لزيادة أوزانها الذرية فان كل عنصرين متتاليين في مجموعة من العناصر المتشابهة الخواص تفصلهما عن بعضهما سلسلة مكونة من ستة عناصر أخرى، وقد دعا نيولاندز هذه الظاهرة لقانون الثمانينات لأن كل عنصر يشبه العنصر الثامن الذي يليه كما هو الحال بين النغمات المتشابهة في السلم الموسيقي، ويمثل الترتيب التالي جزءاً من ترتيب العناصر في نظام نيولاندز على نحو معمل :

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 ان محاولة نيولاندز هذه قوبلت باعتراضات شديدة في الجمعية الكيميائية البريطانية وصلت الى حد الاستهزاء به، حتى ان اعضاء الجمعية سأل بيولاندز ساخرًا ما اذا كان قد فكر في ترتيب العناصر حسب تسلسلها الابجدي، لكن ما لبث ان ظهرت الاهمية المبدئية لهذا القانون فما كان من الجمعية المذكورة سوى ان عادت لتمنح نيولاندز جائزة في عام 1887 تقديراً منها لجهوده في هذا المجال.

## 6- تصنيف لوثر ماير

يعتبر الكيميائي الالماني لوثر ماير والذي صنف العناصر معتمداً على خواصها الفيزيائية أهم مكتشفي الظاهرة الذرية بعد العالم الروسي مندلييف ، ففي الفترة الواقعة بين عام 1868 و 1870 ودون علم مسبق بالأنظمة السابقة الذي سبق ذكرها ، وضع ماير أول تصنيف متطور للعناصر بعد ان لاحظ ان ترتيب العناصر تبعاً لزيادة اوزانها الذرية يؤدي الى تشابه دوري بينها من حيث خواصها الفيزيائية . ويبدو ان صورة الطبيعة الدورية للعناصر عندما وضعها لم تكن بمثل الوضوح الذي كانت به عند مندلييف .

## 6-تصنيف مندلييف

يعتبر مندلييف من اهم مكتشفي الظاهرة الدورية والذي صنف العناصر معتمداً بصورة أكبر على خواصها الكيميائية ، ففي الفترة الواقعة بين عام 1869و عام 1871وضع مندلييف ، دون علم مسبق بمحاولات من سبقه ، تصنيفاً عاماً للعناصر أكثر تطوراً وتقوفاً من سوابقه ، بعد ان لاحظ ان ترتيبها تبعاً لزيادة اوزانها الذرية يؤدي الى تشابه دوري بينها من حيث خواصها الكيميائية البارزة، وفيما يلي جدول مندلييف الدوري الذي وضعه عام 1871 الموضح بالشكل 2.5

Group I	Group II	Group III	Group IV	Group V	Group VI	Group VII	Group VIII
1 H=1							
2 Li=7 Na=23	Be=9 Mg=24	B=11 Al=27	Ca=40 Sr=88	N=14 P=31	O=16 S=32	F=19 Cl=35.5	
3 K=39	Ca=40	—	—	—	—	—	Fe=56, Co=59, Ni=58, Cu=63
4 (Ga=69)	Zn=65	—	—	As=75	Se=78	Br=80	
5 Rb=85	Sr=87	Y=88	Zr=90	Mo=96	—	—	Ru=101, Rh=101, Pd=106, Ag=108
6 (Hg=100)	Cd=112	In=113	Sa=118	Sb=122	Te=128	I=127	
7 Cs=133	Ba=137	Tl=104	Ce=140	—	—	—	
8							
9							
10							
11 (Au=197)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	Po=209		Or=193, Ir=197, Pt=195, Au=199
12							

الشكل 2.5

ويمكن تسجيل النقاط التالية على جدول مندلييف

- (1) - تشير الخطوط ( - - ) الى الفراغات التي خصصها مندلييف للعناصر التي يتنبأ بوجودها وخواصها .
- (2) - تشير النقط ( .... ) الى الفراغات التي خصصها مندلييف للعناصر التي يتنبأ بوجودها فقط دون ان يتنبأ بخواصها .
- (3) - تشير اشارة الاستقمام ( ؟ ) الى بعض الاوزان الذرية التي لم يكن مندلييف متأكد من صحتها .

(4) - ثبت ان (Di) لا يشكل عنصراً واحداً وإنما هو خليط من عنصرين هما النيوديميوم (Nd) والبرازيوم (Pr) .

لقد شكل جدول مندلييف الدوري بداية نهضة فكرية جذرية في الكيمياء واعتبر من ثم الأساس الحقيقي لأحدث ترتيب دوري للعناصر وتبرز هذه الحقيقة بجلاء في ضوء التقطتين التاليين اللتين تود ان تلفت النظر اليهما وذلك لأهميتهما البالغة وللتين حرص مندلييف نفسه على ابرازهما .

**الاولى :** ترك مندلييف كما هو واضح في جدول السابق فراغات مناسبة تعبيرا منه عن اعتقاده الجريء بوجود عناصر اخرى في الطبيعة غير تلك المعروفة في عصره والتي ستأخذ أمكتها المخصصة لها في تلك الفراغات حال اكتشافها. وقد اكسبته ثقته الكبيرة بنظامه الجراة على التنبؤ بخواص بعض العناصر وبعض مركباتها ، وقد تم بالفعل اكتشاف العديد من العناصر الجديدة فيما بعد ، وكان من ضمنها عناصر تبين ان خواصها مطابقة لخواص العناصر التي تنبأ بها مندلييف .

ونبين فيما يلي مقارنة بين خواص ايكال سيليكون التي توقعها مندلييف وخواص الجرمانيوم التي عيناها فينكر بصورة تجريبية :



الخواص	ايكا السيليكون منديليف 1871	الجرمانيوم فينكر 1886
الوزن الذري	72.3	72.6
الكثافة	5.5 غ/سم <sup>3</sup>	5.47 غ/سم <sup>3</sup>
اللون	رمادي	أبيض
درجة الانصهار	أكثر من 5800 سم	5958 سم
الأكسيد	EKO <sup>2</sup> كثافة 4.7 غ/سم <sup>3</sup> ومن الممكن تشكل EKO وينوب في الحموض والاسس والأكسيد العالي أكثر حمضية من الثاني	GeO <sup>2</sup> كثافة 7.4 غ/سم <sup>3</sup> ويوجد GeO. ينوب في الحموض والاسس GeO <sub>2</sub> ينوب في الماء مشكلاً "حمضاً" ضعيفاً
الكوريد	يشكل مثل القصدير EKC <sup>4</sup> سائل كثافة 9.1 سم <sup>3</sup>	GeCl <sup>4</sup> يشبه كثيراً SnCl <sup>4</sup> ، سائل مدخن عديم اللون كثافة 1.88 غ/سم <sup>3</sup>
الكبريتيد	EKS <sup>2</sup> أصفر، لا ينوب في الحموض الضعيفة	GeS <sup>4</sup> أبيض لا ينوب في الحموض الضعيفة
تأثير الحموض	يتفاعل ببطء مع HCl	لا يتفاعل مع HCl

الجدول 5.1

**الثانية :** واجه مند ليف على الأقل حالتين حادثتا خلا بمبدأ الترتيب الدوري للعناصر تبعاً لزيادة أوزانها الذرية، إذ أنه من الضروري تقديم الكوبالت على النيكل و التيلور يوم على اليود ، خلا بذلك بالترتيب التصاعدي الساري المفعول على العناصر الأخرى ، إذا أراد إبقاء هذه العناصر ضمن مجموعات العناصر المتشابهة الخواص والتي تنتمي إليها . وللخروج من هذا المأزق شك مندليف في صحة المقادير المتعارف عليها للأوزان الذرية لبعض هذه العناصر فافترض لها بدلاً من أوزانها الصحيحة أوزاناً ذرية خاطئة تتفق مع مبدأ الترتيب التصاعدي لهذه الأوزان. وظل هذا الخلل دون تفسير منطقي إلى أن اكتشف العدد الذري بمفهومه الفيزيائي وعند ذلك تبين أن العناصر تنظم في ترتيبها الدوري وفقاً لتزايد الأعداد الذرية وليس وفقاً لتزايد الأوزان الذرية ولقد صيغ القانون الدوري عندئذ على الشكل التالي :

/ إن خواص العناصر تتبع دوري لأعدادها الذرية /

### 3 \_ 5 جدول مندليف في صورته المعدلة

يتضمن الجدول الدوري حسب تصنيف مندليف جميع العناصر المعروفة وقتئذٍ" وعددها 104 عناصر. ويتألف من سبعة أوار الثلاثة الأولى منها قصيرة حيث يضم الدور الأول عنصرين بينما يضم كل من الدورين الثاني والثالث ثمانية عناصر ، أما الادوار الاربعة الباقية فهي طويلة ،ويحتوي الدوران الرابع والخامس على 18 عنصراً وأخيراً الدور السابع الذي يشبه الدور السادس ولكنه غير مكتمل وتكتب الادوار الطويلة على سلسلتين بحيث تقع العناصر المتشابهة في الخواص تحت بعضها. تظهر في اعمدة جدول مندليف تسع فصول تتألف كل منها من مجموعة العناصر التي تنسجم فيما بينها في الخواص . ويرمز اليها بالأرقام اليونانية من I إلى VIII و 0.

وقد نشأ عن ترتيب العناصر المتشابهة تحت بعضها البعض في اعمدة الجدول فصيلتان الأولى A رئيسية لتشابه خواص عناصرها بصورة واضحة والثانية B ثانوية لتشابه خواص عناصرها بدرجة أقل وضوحاً من الأولى. وبناء على ذلك تقسم فئات عناصر الأعمدة السبعة الأولى الى فصيلات رئيسية (IA، IIA، ...، VIIA) وفصيلات ثانوية (IB، ...، VIIB) تشبه فصيلة الغازات النادرة عناصر الفصيلة الثانوية في العمود الثامن ، كما ان تكافؤها صفراً وذلك وضع العمود 0 في فصيلة مستقلة ، اما عناصر الفصيلة الثانوية في هذا العمود ، فقد سميت بالفصيلة VIII، وتتألف من ثلاثة اعمدة تضم فصيلات الحديد والكوبالت والنيكل ، وقد وضعت بحيث تلي الفصيلة VII/B وقد افرز مكان خاص في الجدول لرمزي اللانثانيدات والاكينيدات والتي يبلغ عدد عناصر كل منها 14 عنصراً وفيما يلي يبين جدول مندليف الحديث والذي ظل شائع الاستعمال حتى عام 1950. الشكل 5.3

نلاحظ ان العناصر قد رتب في هذا الجدول حسب تزايد شحنة نواة الذرة (العدد الذري)وتبعاً لبيعتها الالكترونية على سبعة اوار كما يلي :

**الدور الاول :** يبدأ بالهيدروجين  $1S^1$  وينتهي بالهليوم  $1S^2$  وبما ان الطبقة الالكترونية الاولى (K) لا تحتوي سوى المدار S، والذي لا يتسع لأكثر من إلكترونين ، لذلك فان الدور لا يضم سوى هذين العنصرين

**الدور الثاني :** العنصر التالي هو الليثيوم (Li Z=3) الذي تتوزع الالكترونات في ذرته كما يلي  $1S^2 2S^1$  اي ان الكترونا يتوضع على الطبقة الثانية وبما ان عدد الالكترونات الاعظمي التي يمكن ان تتوضع على هذه الطبقة هو 8 الكترونيات ، ان تتألف البنية الالكترونية Z من 3 الى 10 من طيقتين الكترونيين (K،L)ويتألف الدور الثاني من ثمانية عناصر.

**الدور الثالث :** العنصر التالي حسب شحنة النواة هو الصوديوم (Z=11) وبنية ذرته الالكترونيية كما يلي  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$ .

وعندما تبدأ الطبقة الثانية (M) في الجدول الدوري يجب ان يتوضع  $11.3^2 = 18$  الكترونا على هذه الطبقة ، ولكن اذا اخذنا بعين الاعتبار قاعدة الثمانية الالكترونيية الخاصة بالطبقة الخارجية وبما ان الطبقة الثالثة في الدور الثالث خارجية فان هذا الدور يتألف من ثمانية عناصر اعدادها الذرية 1-18 وينتهي بالأرغون الذي نكتب ببنية بالشكل التالي :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$ .

**الدور الرابع :** و ثاني في أوله ذرة البوتاسيوم (Z=19) التي تحتوي على أربعة طبقات الكترونية K, L, M, N وتكون بنيتها الالكترونيية كما يلي :

$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^1$  وقد أعطينا في الفصل السابق التسلسل الحقيقي لطاقت المدارات d الممكنة، لهذا ملء المدار ذي الطاقة الأكثر انخفاضاً 4S في الطبقة الرابعة وبلي ذلك امتلاء المدارات d بدءاً من ذرة السكندنيوم (Z=21) الى أن يوضع عليها 10 إلكترونات  $3d^{10}$  ومن هنا ينتج انه عند بناء الطبقة الالكترونية في الذرات التي أعدادها الذرية من 21 الى 30 يتأخر بناء الطبقة الخارجية على حساب اكمال المدارات d المتجاورة مع الطبقة الخارجة، وكقاعدة : يبقى في الطبقة الخارجية إلكترونان وعند الكروم والنحاس فقط الكترون واحد.

تحتوي ذرة الكروم (Z=24) الكترونا واحداً زيادة عما تحتوي عليه ذرة الفناديوم (Z=23) وبما أن الالكترونات التكافؤية للذرة الأخيرة هي  $4S^2 3d^3$  فمن البديهي أن تكون الالكترونات التكافؤية في ذرة الكروم  $4S^2 3d^4$  غير أن الحقيقة تظهر أن الالكترونات ذرة الكروم تأخذ الشكل  $4S^1 3d^5$  والسبب في هذا هو انتقال الكترون واحد من المدار 4S في الطبقة الخارجية بفعل ناشر للحرارة في المدار في الطبقة الخارجية بفعل ناشر للحرارة إلى المدار  $3d$  للطبقة المجاورة حيث يؤمن استقرار أكبر



للذرة ، وتسمى هذه الظاهرة بظاهرة ( سقوط الاكترونات ) وتطبق أيضا هذه الظاهرة على النحاس .

تدعى العناصر (30-21 Z) التي يتم في ذراتها امتلاء المدارات 3d الملاصق للطبقة الخارجية بالعناصر الانتقالية واعتبارا من العنصر (31 Z) يبدأ ملء المدارات 4P للطبقة الرابعة ، وينتهي الدور الرابع بذرة الكريبتون التي تحتوي طبققتها الخارجية على 8 الكترونات ( $4s^2 4p^6$ ) وهكذا يبدأ الدور الرابع بذرة البوتاسيوم ( $4s^1$ ) وينتهي بذرة الكريبتون ( $4s^2 4p^6$ ) ويتألف من 18 عنصرا .

الذرة	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X
1	H	He								
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni		
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Hu Ru Pd		
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os Ir Pt		
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs		

الشكل 5.3

**الدور الخامس :** ويبدأ بذرة الروبيديوم ( $Z=37$ ) ومن الواضح أن الاكترون الأخير يجب أن يوضع في المدار 5S للطبقة الخامسة (1) ثم يكمل الكترون آخر هذا المدار في ذرة السترانسيوم وتجري عملية امتلاء المدارات 4P بعد ذلك كما هي الحال في الدور الرابع، فتبدأ بذرة الايتريوم ( $Z=39$ ) وتنتهي بذرة الكاديوم  $Z=48$  ويجري بذلك اكمال المدارات 4d للطبقة الرابعة وبعد ذلك وبدءا" من ذرة الاندينيوم ( $Z=54$ ) يكتمل ملء المدارات 5P للطبقة الخامسة.

يشبه هذا الدور في بنيته الدور الرابع ، اذ يحتوي على 18 عنصرا، فهو يبدأ بالذرة التي تحتوي في طبققتها الخارجية الكترون واحدًا وتنتهي بالذرة التي تحتوي 8 الكترونات في نفس الطبقة وهي الكز ينون ، كما أن العناصر  $Z=39-48$  تسمى بالعناصر الانتقالية أيضا ، وهكذا تكتمل في الدور الخامس الطبقات الأولى والثانية والثالثة وأما الطبقة الرابعة N فهي ليست مشبعة حتى النهاية ، لان اشباعها يتطلب  $2.4^2 = 32$  الكترونًا وكذلك لم يكتمل بناء الطبقة الخامسة التي لا تحوي الآن الا على 8 الكترونات ( $5s^2 5p^6$ )

**الدور السادس :** ويبدأ بذرة السيزيوم ( $Z=55$ ) فيتوضع 54 الكترون" في هذه الذرة كما في ذرة الكز ينون بينما يحتل الاكترون الخامس والخمسون المدار 6S للطبقة P ويكتمل امتلاء هذا المدار في ذرة الباريوم بالكترون اخر . ويبدأ في ذرة اللانتانيوم ( $Z=57$ ) ملء المدار 5d للطبقة الخامسة وهذا يكون العنصر الثالث من الدور السادس. ويأتي بعد اللانتانيوم مجموعة العناصر ( $Z=85-71$ ) لتماما المدارات 4f بأربع عشرة الكترونات" وليتشكل ما يسمى بزمرة اللانتانييدات تصيح الطبقات الاكترونية الاولى والثانية والثالث والرابعة ممتلئة تماما "بالاكترونات في الذرة الهافنيوم ( $Z=72$ ) وتبدأ المدارات 5d للطبقة الخامسة بالامتلاء بالاكترون الثاني حيث ينتهي هذا بالامتلاء عند

الزئبق ( $Z=80$ ) ويجري ملء المدار 6p للطبقة السادسة بدءاً من العنصر ( $Z=81$ ) ولتُكمل في ذرة الرادون ( $Z=86$ ) (وحيث ينتهي الدور السادس والذي يضم 32 عنصراً).

**الدور السابع :** هذا الدور غير مكتمل ، ويتألف من سبعة عشر عنصراً وهو يشبه في

بنيته الدور السادس ويبدأ بعنصر الفرنسيوم ( $Z=87$ ) ويمتلئ في ذرة الراديوم ( $Z=88$ ) الذي يحتوي على إلكترون واحد في المدار ( $7s^1$ ) من الطبقة السابعة  $Q$ . ويمتلئ في ذرة الراديوم ( $Z=88$ ) بالإلكترون آخر ( $7s^2$ ).

ويبدأ امتلاء المدارات 6d في الطبقة السادسة بالإلكترون واحد في ذرة العنصر ( $Z=89$ ) بعد ذلك يجري ملء المدارات 5f للطبقة الخامسة وذلك بدءاً من العنصر ( $Z=90$ ) بـ 14 إلكترون وتسمى العناصر الأربع عشرة التالية بالعناصر (5f) والاكثيديات لأنها تأتي بعد عنصر الاكتينيوم .

#### 4-5 فصول العناصر المتشابهة

تشكل اعدة الجدول الدوري فصول تضم مجموعات متشابهة من العناصر نجعلها

فيما يلي :

**العناصر S :** وتتألف من فصليتين رئيسيتين هما فصيلة العناصر القلوية (1A) والعناصر القلوية الترابية (IIA) .

**العناصر d :** وتضم عشرة فصول ثانوية هي على الترتيب فصول السكندريوم (IIIB) والتيتانيوم (IVB) والغاديوم (VB) والكروم (VIB) والمنغنيز (VIIB) والحديد (VIIIB) والكوبالت (VIIID) والنيكل (VIII) والنحاس (IB) والتوتياء (IIB) بالعناصر الانتقالية .

**العناصر f :** وتسمى بالعناصر الداخلية والانتقالية وهي تؤلف زميرتين من العناصر تضم كل منها اربعة عشر عنصر تأتي الزمر الاولى بعد عنصر اللانثانيوم . وتسمى باللانثانيادات. اما الثانية فتأتي بعد عنصر الاكتينيوم وتسمى بالاكثيديات .

**العناصر Sp :** وتسمى بالعناصر النموذجية وتشمل خمسة فصول رئيسية هي على الترتيب فصول البور (IIIA) والكربون (IVA) والازوت (AV) والاكسجين (VIA) ، والهالوجينات ( VII A ) بالإضافة الى فصيلة الغازات النادرة (O).

#### 5-5 تصنيف مندليف المعدل في ضوء التركيب الذري

وضع مندليف نظامه الدوري معتمداً بشكل مباشر على مجموعة كبيرة من النتائج والحقائق التجريبية المتعلقة بخواص العناصر دون ان يستعين بأي اسس نظرية راسخة متوفرة في عهده تسهل له الطريق لتحقيق مهمته الصعبة . والواقع ان التصنيف الدوري بسبب ذلك كله ، بقي خاضعاً حتى بعد اكتشاف العدد الذري بفترة طويلة ، الى محولات عديدة من التعديل والتطوير من قبل العديد من العلماء والى ان تبين وبشكل قاطع ان خواص العناصر تعتمد بصورة مباشرة على عدد الإلكترونات ، وطريقة توزيعها المميزة في ذرة كل عنصر ، عندئذ تحدد الاساس النظري المطلوب للتصنيف الدوري وتبين ان افضل ترتيب دوري يمكن التوصل اليه هو ذلك الذي يتم بصورة مباشرة على طريق التسلسل التدرجي للتوزيع الإلكتروني في الذرة بمعنى أن هناك علاقة واضحة بين موقع العنصر في الجدول الدوري وبين تركيبه الإلكتروني، وهكذا فان اي ترتيب دوري لا يعكس هذه العلاقة أو هذا التسلسل يعتبر إما ناقصاً أو مرفوضاً .

وإذا معنا النظر في تصنيف مندليف المعدل، وفي ضوء هذه النتيجة نجد أن هذا التصنيف لا يعكس هذه الصورة في الواقع وهكذا فلا بد من البحث عن شكل جديد يفي 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 الفريدفريزر، والتي وضعها عام 1905، دون ادنى معرفة منه بطريقة تسلسل التوزيع الإلكتروني، الذي لم يكن معروفا آنذاك، ولكن هذه المحاولة لم تتبلور ولم تأخذ شكلها النهائي، في هذا التسلسل إلا عام 1924، على يد الفيزيائي الروسي روملنوف. ويشار إلى هذه المحاولة بالمقارنة مع تصنيف مندليف المعدل المعروف بالترتيب القصير عادة باسم الترتيب الدوري الطويل .

ويعرف أيضا " باسم الجدول الدوري الحديث، وبعد فصل زمريتي اللانثانيدات والأكتيونيدات 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

ولاشك ان دراسة الجدول الدوري الحديث ( الطويل ) يتطلب النظر في التوزيع الالكتروني ، لكن وقبل القيام بذلك ، نود ان نلفت النظر الى اللغطين التاليين :

1- انه يمكن اشتقاق الجدول الدوري الحديث بطريقة او اتوماتيكية من تصنيف مندليف المعدل بتخزينه الادوار القصيرة للعناصر في اماكن معينة من تصنيف مند ليف ، ثم ابعاد الاجزاء عن بعضها لتكوين فراغات مناسبة توضع فيها جميع العناصر التابعة لكل دورة طويلة في مستوى واحد من الجدول ، بذلك فان هذه العملية تحول كل دورة طويلة لتنظم في صف واحد ، بدلا من ان تنتظم في صفين كما هو الحال في تصنيف مندليف .

2 - تنتوع غالبية الاشكال الهندسية الاخرى المقترحة للترتيب الدوري بين اشكال ذات بعدين : دائرية - حلزونية - مثلثية ..... الخ واشكال ذات ثلاث ابعاد : كروية ، لولبية ، هرمية ، مخروطية... الخ والحق يقال ان معظم هذه الاشكال اما معقدة او عديمة الجدوى . وعلى الرغم من ان بعض الاشكال ذات البعدين تعكس صورة التوزيع الالكتروني انعكاساً صحيحاً ويسهل تذكرها او رسمها ، الا انها تعجز عن منافسة الجدول الحديث وذلك لبساطته المتناهية وفوائده اخرى متعددة .

## 6-5 الجدول الدوري الحديث والتوزيع الالكتروني في الذرة

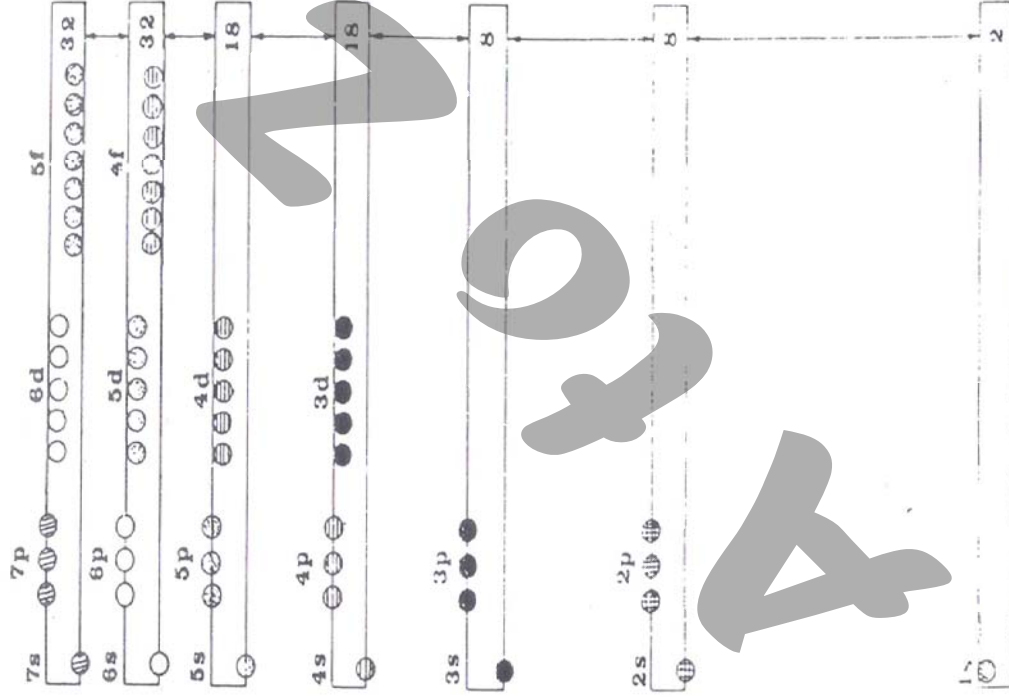
بما ان خواص العناصر تعتمد بصورة مباشرة كما سبق وذكرنا على عدد الالكترونات وطريقة توزيعها في الذرات ، فان خاصتها الورية في صفات العناصر لا بد وان تكون انعكاسا لصفة دورية في طريقة التوزيع الالكتروني وكيف يمكن الكشف عنها وللإجابة عن هذا السؤال لا بد من التذكير بان التوزيع الالكتروني يعتمد بصورة مباشرة على تسلسل انواع المدارات من حيث مستوى الطاقة. وهذا يعني ان صفة الورية في

التوزيع الالكتروني لابد وان تكون نتيجة تكرر من نوع معين يقترن بترتيب انواع المدارات ضمن هذا التسلسل في سلم الطاقة ثم نبحث عن الورية المطلوبة ، وعلى وجه التقريب يتفق ترتيب مدارات الذرة عديدة الالكترونات مع الشكل العام المشار إليه في البنية الذرية. بعد تدبر الحالات الاستثنائية التي تتطلب مثلاً " وضع الكترون واحد في 5d قبل البدء بملء 4f و الكترون واحد في 6d قبل البدء بملء 5f (فعل فارق الطاقة الضئيل بين هذين المستويين في كلتا الحالتين ) . نلاحظ ان التوزيع الالكتروني بوجه عام يتسلسل من حيث مستوى الطاقة حسب الترتيب التالي :

$$1s^2 < 2s^2 < 2p^6 < 3s^2 < 3p^6 < 4s^2 < 3d^{10} < 4p^6 < 5s^2 < 4d^{10} < 5p^6 < 6s^2 < 4f^{14} < 5d^{10} < 6p^6 < 7s^2 < 5f^{14} < 6d^{10} < 7p^6$$

ونلاحظ أيضاً ان الالكترونات تنتظم في توزيعها في مجموعات متقاربة من حيث مستوى الطاقة تعرف باسم الادوار الإلكترونية ويظهر من الشكل انه توجد سبع ادوار الكترونية فقط وهي :

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6$$



الشكل 5.5

الشكل (5.5) يبين تسلسل مستويات الطاقة في الذرات متعددة الإلكترونات كما يلاحظ ان الفرق في الطاقة بين الدورات الالكترونية اكبر بكثير منه ضمن الدورة الالكترونية الواحدة . و اذا دققنا النظر في تركيب الدورات الالكترونية ،فأنا نجد ان كل دورة تتكرر فيها انواع المدارات الموجودة في الدورة التي تسبقها برمتها . وتبرز فيها بين الحين والاخر مدارات جديدة لا تلبث ان تتكرر في الدورة التي تليها ،و تتجمع الالكترونات في هذه المدارات بزيادة العدد الذري ، حسب ساعات هذه المدارات .

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

1- تخصص لكل دورة الكترونية خانة مرتبة أفقياً مساوية لعدد العناصر الناتجة في كل دورة اي عدد الالكترونات في كل دورة . وهذا يعني ان يخصص خانتين للدورة الالكترونية الاولى وثمان خانات لكل من الدورتين الثانية والثالثة وثمانية عشرة خانة لكل من الدورتين الرابعة والخامسة واثنين وثلاثون خانة لكل من الدورتين السادسة والسابعة اقصى اليمين.

2- توضع الخانة الاولى من كل دورة في اقصى اليسار والخانة الاخيرة في الخانات الناتجة عن مدارات  $s, p, d$  منطقة معينة ضمن الترتيب ، وتمثل الخانات الناتجة عن مدارات  $f$  منطقة منفصلة خارج الترتيب .







الدوري لأول مرة ، فإن الجزء العلوي يذكرنا بشكل خاص بمحاولتي مندلييف و لوثر ماير . كما ان قانون الثمانية لنيو لاندر لا ينطبق الا على هذا الجزء فقط.

1	H	He	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mv	No	Lw	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
---	---	----	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	-----	-----	-----	-----	-----	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

الشكل 5.6

1-المحافظة على الطول الاصلي للجدول ، وذلك بإبقاء زمرتي اللانثانيدات والاكثينيدات في مكانها الطبيعي من الجدول كما يلي

2-او تقصير طول الجدول الى ادنى حد ممكن وذلك بفصل عناصر منطقة d علاوة على

فصل عناصر منطقة S و P ، للحصول على الشكل المجزأ التالي :

وكما هو واضح ، فإن الشكل المجزأ للجدول الدوري الحديث يتألف من ثلاثة اجزاء هي :

1-الجزء العلوي : ويشمل على عناصر S و P اي العناصر النموذجية ، التي تتسلسل فيها الصفات الكيميائية والفيزيائية في اوضح وابرز ما يمكن ، وتبرز فيها ظاهرة الدورية بأجلى صورها بالنسبة الى بقية العناصر .

2-الجزء الاوسط : ويشتمل على عناصر منطقة d اي العناصر الانتقالية ، التي تكون فيها ظاهرة الدورية اقل بروزا " ووضوحا " ، وتشابه فيها العناصر اكثر مما هي عليه الحال بين العناصر النموذجية .

3-الجزء السفلي : ويشتمل على عناصر منطقة f ، اي العناصر الانتقالية الداخلية ، التي تكاد تنعدم فيها ظاهرة الدورية لما فيها من تقارب وتشابه كبيرين في الصفات بين هذه العناصر من جهة وبين عنصريري اللانثانيوم والاكثينيوم من جهة اخرى.

ومن البديهي ان يكون الجزء العلوي قد شكل الاساس الذي بنيت عليه كل المحاولات الدورية السابقة ، اذا انه يشتمل كما قلنا على العناصر التي تظهر فيها الصفات الدورية على اشدها وهكذا يمكننا القول :

ان الشكل المجزأ للجدول الدوري ليس في الواقع سوى عودة الى الجذور . فإذا غضضنا الطرف عن عناصر الغازات الخاملة والتي لم تكن معروفة يوم وضع الجدول

## 8-5 المستويات الفرعية للطاقة

في محاولة لتفسير انقسام المجموعات الى قسمين A و B والى الاختلاف في أطوال الوراث افترض وجود مستويات فرعية للطاقة كجزء من المستويات الرئيسية لها. ولقد ساهمت الدراسات الطيفية في ما نعلمه الآن عن مستويات الطاقة المختلفة وأطلق على المستويات الفرعية أسماء مختلفة تتفق ومظهر أو موقع خطوط الطيف المختلفة للذرات المتارة مثل الحادة وال رئيسية والمنشجرة والأساسية. وسوف يقتصر الحديث الآن على مستويات الطاقة الفرعية وهي على التوالي s, p, d, f.

وتوجد المستويات الفرعية في كل مستوى رئيسي للطاقة، فجد مثلا أن المستوى الفرعي (s) يتواجد قريبا من النواة بينما المستوى الفرعي (p) يكون أبعد من النواة وأقرب الى المستويات الفرعية الأخرى وهي (d) وهكذا بالنسبة للمستوى (f). ويستطيع كل مستوى فرعي احتواء عدد معين من الإلكترونات، ويزداد هذا العدد بالبعد عن النواة ويصل عدد الإلكترونات فيه الى حد معين لا يستطيع أن يتعداه فجد أن s يستطيع احتواء (2) إلكترون بينما p يستطيع احتواء (6) إلكترون، و d (10) إلكترون، و f (14) إلكترون.

وينقسم كل مستوى فرعي (باستثناء المستوى s) الى مستويات تحتل أماكن مختلفة من الفراغ المحيط بالنواة وتسمى المدارات. ويحتوي كل مدار من هذه المدارات على (2) إلكترون كحد أقصى له. ولذلك نجد أن مدار (s) يحتوي على مدار واحد ويحتوي على (2) إلكترون أما المستوى الفرعي (p) فيتكون من ثلاثة مدارات تسمى مدارات p بينما المستوى الفرعي (d) يحتوي على (5) مدارات تسمى مدارات d وأخيرا يحتوي المستوى (f) على (7) مدارات تسمى مدارات f. ولا بد من الإشارة

Energy levels and sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						
7s, 7p, 7d							7					

Sublevels

Periods	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1s	1											
2s, 2p		2										
3s, 3p			3									
4s, 4p				4								
5s, 5p					5							
6s, 6p						6						

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

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

1- لمستوى الطاقة الرئيسي القريب من النواة (  $n = 1$  ) يوجد مستوى فرعي واحد وهو  $1s$  .

2 - لمستوى الطاقة الرئيسي التالي (  $n = 2$  ) فإنه يوجد (2) مستوى طاقة فرعي وهما  $2p$  ،  $2s$  وحين يمتلئ هذه المستوى بالحد الأقصى من الإلكترونات ( وعددها ثمانية ) فإن  $2s$  يحتوى على (2) إلكترون بينما يحتوي  $2p$  على ( 6 ) إلكترونات.

3 - أما المستوى الرئيسي التالي إلى الخارج من النواة وهو الثالث (  $n = 3$  ) فيحتوي على ثلاثة مستويات هي  $3s$  ،  $3p$  ،  $3d$  . وحين يمتلئ هذا المستوى تماماً بالإلكترونات فإنه يحتوي على ( 18 ) إلكترونات تنقسم إلى ما يلي على المستويات المختلفة :  $3s$  وبها ( 2 ) إلكترون ثم  $3p$  وبها ( 6 ) إلكترونات ،  $3d$  وبها ( 10 ) إلكترونات .

4 - وإذا انتقلنا إلى المستوى الرئيسي الرابع للطاقة (  $n = 4$  ) فنجد أن هناك ( 4 ) مستويات طاقة فرعية هي ،  $4s$  ،  $4d$  ،  $4f$  ، ويستطيع هذا المستوى أن يحتوي في حده الأقصى على ( 32 ) إلكترون فنجد أن  $4s$  يحتوي على ( 2 ) إلكترون ،  $4p$  على ( 6 ) إلكترونات ،  $4d$  على ( 10 ) إلكترونات ،  $4f$  على ( 14 ) إلكترونات .

بتلخيص لما سبق نلاحظ أن عدد الإلكترونات اللازمة لملء مستوى رئيسي للطاقة هو  $2n^2$  فمثلاً إذا كانت  $n=3$  كان الرقم الأقصى للإلكترونات هو  $2 \times 3^2$  أو 18 إلكترونات .

## 9-5 نظام ملء مستويات الطاقة الفرعية

ساهمت قياسات طاقة التشتت على إمكانية توزيع الإلكترونات في ذرات العناصر المختلفة، ومكنت هذه الدراسات وغيرها من معرفة الطاقات النسبية للإلكترونات في المستويات الرئيسية والفرعية لطاقة الذرات . ففي داخل المستوى الرئيسي للطاقة 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 الذري .

وهكذا توضع الصيغة الإلكترونية للذرات . في جدول يظهر المستويات الفرعية التي يوجد بها إلكترونات وعدد الإلكترونات في كل منها . وفيما يلي التوزيعات الإلكترونية للعناصر 18 الأولى في الجدول الآتي :

## 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

ونلاحظ أن عنصر الأرجون له ( 18 ) إلكترونات يحتوي المستوى الفرعي P على ( 6 ) إلكترونات. ويمكننا استقراء التوزيعات الإلكترونية للعناصر بين التاليين بعد الأرجون وهما البوتاسيوم والكالسيوم فنفترض أن الإلكترونات التالية ستحتل المستوى الفرعي 3d لكن التشابه الفيزيائي والكيميائي بين البوتاسيوم والعناصر بين Li, Na حدد موقع البوتاسيوم في المجموعة  $1_A$ .

ويعني ذلك أن ذرة البوتاسيوم لها إلكترون واحد فقط في مستوى الطاقة الرئيسي والخارجي وأن هذا الإلكترون لابد وأن يكون في مستوى الطاقة الرئيسي ( 4 ) ليبدأ دورة جديدة . ولذلك حدد الإلكترون الخارجي للبوتاسيوم للمستوى الفرعي 4s بدلاً من المستوى الفرعي 3d .

كذلك حدد أيضاً الإلكترونين الخارجيين لذرة الكالسيوم للمستوى الفرعي 4s. ونورد فيما يلي الصيغ الإلكترونية للبوتاسيوم والكالسيوم :



ويلاحظ أن التوزيعات الإلكترونية المختصرة والموجودة إلى اليمين أن [ Ar ] تشير إلى لب الأرجون و إن كل المستويات الفرعية  $3p^6$  مليئة .

ويعقب الكالسيوم في الدورة (4) Ca (  $Z = 20$  ) عشرة عناصر للمجموعة تبدأ بالعنصر سكانيوم Sc (  $Z = 21$  ) ، وتنتهي عند الزنك Zn (  $Z = 30$  ) ونكرر القول بأن هذه العناصر لها تقريبا نفس طاقات التشتت الأولى ويعقب امتلاء المستوى الفرعي 4s بذرات Ca دخول الإلكترونات الجديدة إلى المستوى الفرعي 3d في العناصر العشرة السابقة للمجموعة  $4p$  . ويظل عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي الخارجي 4s دون تغير وذلك بإضافة إلكترونات 3d تدريجياً واحداً تلو الآخر وعندما يتشرد واحد من هذه العناصر العشرة فإنه يفقد إلكترونات المستوى الفرعي 4s ولهذا السبب تتشابه طاقات التشتت الأولى للعناصر العشرة وتكون متقاربة.

وهناك مثال آخر في الدورة 5 يأخذ الإلكترونات الى مستوى طاقة فرعي خارجي قبل بداية تعبئة المستوى الفرعي الداخلي . حيث تضاف الالكترونات في الـ  $5s$  قبل أن تأخذ (  $Z = 37$  ) والسترونسيوم (  $Z = 38$  )  $Sr$  للمستوى الفرعي  $5s$  قبل أن تأخذ المستويات الفرعية  $4d$  ,  $4f$  أية إلكترونات . ويتبع السترونسيوم العناصر العشرة للأسرة B من الايتريوم (  $Z = 39$  ) الى الكاديوم (  $Z = 48$  ) مرتبط بملء المستوى الفرعي  $4d$  .

واستنادا الى طاقات التشرذ لعناصر الأسر A و B وعلى اوضاعها من الجدول الدوري فإنه يمكننا تصور الطريقة التي تحتل بها الالكترونات المستويات الفرعية . فبالرغم من الأوضاع النسبية لمستويات الطاقة الفرعية وامكانية تغيرها من مناطق مختلفة بالجدول الدوري يمكن ملء المستويات الفرعية تقريبا بنظام أداة الطاقة كالتالي :



وقد أطلق نظام تدرج مستويات الطاقة على ملء المستويات الفرعية بالالكترونات. وهناك استثناءات قليلة ولكنه يطبق في غالب الحالات ويطلق عليه مبدأ أوف باو **Aufbau** في تحديد اعدادات الالكترونات . ويمكن استخدام نظام **أوف باو** في المستويات الفرعية المختلفة لذرة الجاليوم (  $Z = 31$  ) Ga . لإيجاد توزيعاته الالكترونونية التالية :

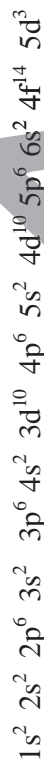


ويمكن كتابة التوزيع الالكتروني المختصر للغاليوم بوصفه محتوياً على لب الأرجون [ Ar ] ممثلاً حتى  $3p^6$  ، وحوله يتم ترتيب المستويات الفرعية ، بحيث يكون المستوى الرئيسي ( 4 ) ممثلاً للقسم الخارجي للسحابة الالكترونية :

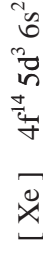


وهي التوزيع الوارد بالجدول الدوري وتبين أن الالكترونات الطاقة العليا في المستوى الرئيسي الرابع ، وواحدا منهم في المستوى الفرعي p واثنين في المستوى الفرعي S.

وهناك حالات أكثر تعقيدا مثل التنتاليوم (  $Z = 73$  ) فنكتب توزيعاته الالكترونونية كما يلي :



وصيغته المختصرة بها قلب من الزينون Xe ويتم ترتيب الثلاث مستويات الفرعية الخارجية كما يلي:



وعندما تشرذ ذرة التنتاليوم تقعد الالكترونات الأولى من المستوى الفرعي  $6s$  ثم  $5d$  وتشمل الأعداد التالية عدد الالكترونات لكل مستوى طاقة رئيسي لتنتاليوم وهي كما يلي :



وهناك حالات تختلف فيها التوزيعات الالكترونية لذرة عينت بالتجربة مع التوزيعات المتوقعة من مبدأ أوف باو. مثال ذلك الكروم Cr فنجد هنا أن التوزيعات المحددة بالتجربة هي  $4s^1 3d^5$  (Ar) بينما التوزيعات المتوقعة هي  $4s^2 3d^4$  [Ar]

نخلص مما سبق كيفية الحصول على توقعات منتظمة والافرار بوجود استثناءات لهذه القاعدة .

## 10 - 5 الخواص الدورية للعناصر

إن عدد كبير من الخواص الفيزيائية والكيميائية يتغير بشكل دوري بتغير العدد الذري ويعود السبب في ذلك كما سبق ولاحظنا الى الصفة الدورية في التوزيع الإلكتروني للذرات ، لذلك ومن اجل فهم السلوك الكيميائي للعناصر سنعتمد الى دراسة الخواص الذرية التالية :

- 1- الناقلة الكهربائية
- 2- الحجم الذري العرامي
- 3- نصف القطر الذري
- 4- نصف القطر المشرد
- 5- طاقة التشرد
- 6- الافة الالكترونية
- 7- الكهر سلبية
- 8- الكهر جابية

وذلك لأهميتها الكبيرة أثناء دراسة دورية الخواص الكيميائية كما سترى.

### 5-10-1 الناقلة الكهربائية :

يمكن تصنيف العناصر الكيميائية ، تبعاً لخواصها الكهر بائية الى ثلاثة اقسام :

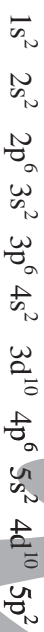
- 1- المعادن وهي جيدة النقل الكهر باني .
- 2- اللامعادن وتعتبر عازلة ويعود السبب في ذلك لكون قابليتها لنقل الكهرباء صغيرة لدرجة لا يمكن قياسها او كشفها .

مثال :

اكتب التوزيعات الالكترونية الكاملة والمختصرة لذرتي القصدير (  $Z = 50$  ) واليورانيوم (  $Z = 92$  ) . تأكد من هذه التوزيعات بمقارنتها بالتوزيعات الواردة بالجدول .

الحل :

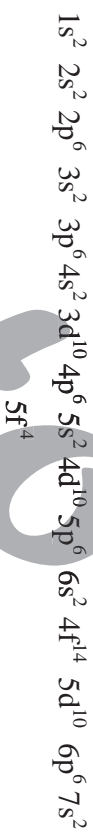
التوزيعات الالكترونية المتوقعة للقصدير هي :



أو



توزيعات اليورانيوم المتوقعة هي :



أو



وبلاحظ أن التوزيعات المتوقعة للقصدير تتفق مع التوزيعات الواردة بالجدول . أما

توزيعات اليورانيوم فلا تتفق لأن توزيعاته المختصرة المعروفة من التجربة هي :





3- أشباه المعادن وهي رديئة النقل للكهرباء .

تقاس الناقلية الكهربائية عادة بوحدات أوم<sup>-1</sup> . سم<sup>-1</sup> وهي تتراوح بين 10<sup>4</sup> وما فوق للمعادن و 10<sup>5</sup> وما فوق من أجل اللامعادن. أما بالنسبة لمعلاقة الناقلية الكهربائية بدرجة الحرارة فهي تتناقص عند المعادن مع ازدياد درجة الحرارة ، بينما تزداد عند أشباه المعادن مع ارتفاع درجة الحرارة ويعود السبب في ذلك إلى حركة الإلكترونات وتأثيرها على المقاومة.

وفقاً لهذا التصنيف نلاحظ أن المعادن تشكل القسم الأيسر من الجدول الدوري وتصلها عن اللامعادن التي توجد في القسم الأيمن حزمة من العناصر تقع على خط قطري يطلق عليها اسم أشباه المعادن حيث تبدأ بالبور وتنتهي بالتاليوم الجزء المظلل في الجدول ( 5.2 ) الناقلية الكهربائية للعناصر ( بوحدات 10<sup>-4</sup> أوم . سم<sup>-1</sup> )

إن هذا التصنيف ليس دقيقاً وسهلاً دوماً وذلك لأن عناصر المجموعات الرئيسية الرابعة والخامسة والسادسة توجد بأشكال مختلفة متأصلة ، يتميز كل شكل منها بناقلية كهربائية خاصة به على سبيل المثال : يعتبر القصدير الرمادي شبيه معدن بينما القصير الأبيض معدن.

والخلاصة هي أنه لا يمكن تصنيف العناصر إلى معادن ولا معادن وأشباه معادن تبعاً لنافيتها الكهربائية دون الإشارة إلى أشكالها المتأصلة .

Li	Be	C	N	O	F
11.8	18				
Na	Mg	Al	P	S	Cl
23	25	40			
K	Ca	Ga		Se	Br
15.9	23	2.4			
Rb	Sr	In	Sa	Sb	I
8.6	3.3	12	10	2.8	
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po
5.6	1.7	7.1	5.2	1.0	At

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

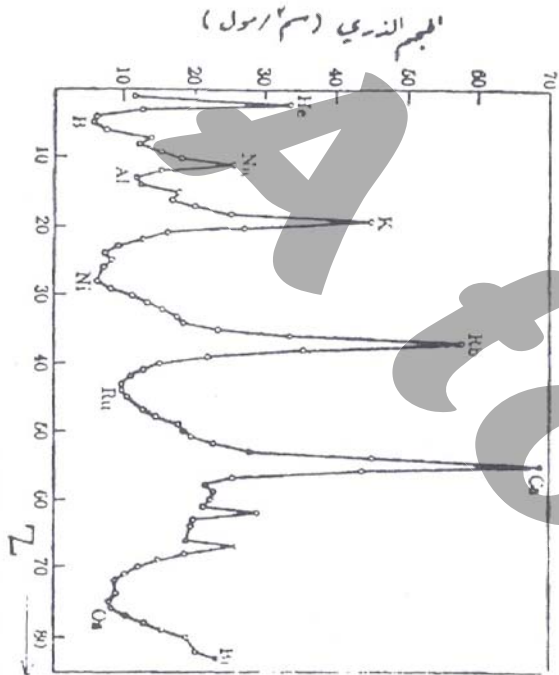
الجدول 5.2

## 2-10-5 الحجم الذري الغرامي

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

فالكثافة غير كبيرة من أجل المعادن القلوية، وتزداد بعد ذلك عند الانتقال أفقياً ، وتبلغ حداً عظيماً ثم تنقص الى قيمة صغيرة جداً في الهالوجينات ، أي ان قيمة الحجم الذرية كبيرة جداً في المعادن القلوية . بينما يكون للعناصر الواقعة في وسط الدور قيمة صغيرة للحجوم الذرية ، وتكرر هذه الصورة في كل دور ، يبين الشكل (5.8) تغيرات الحجم الذري الغرامي مع العدد الذري .

وبما ان الكثافة تتعلق بكل من درجة الحرارة والتركيب البلوري للعنصر . كما ان بعض العناصر تحدي اشكال مختلفة متأصلة . أي مختلفة الكثافة وبالتالي مختلفة الحجم الذري ، لذلك نجد ان الدراسات الحديثة تهتم بدراسة نصف القطر الذري عوضاً عن الحجم الذري الغرامي.



الشكل 5.8

### 3-10-5 نصف القطر الذري

يعرف نصف قطر ذرة ما نظرياً "ما نظرياً بأنه نصف قطر الكرة التي تقع نواة الذرة في مركزها والتي تحتوي داخلها معظم الكثافة الالكترونية للذرة 99% ولكن عملياً يستحيل تعيين نصف القطر الذري بدقة لذرة غير متحدة مع غيرها وذلك لعدم وجود حدود ثابتة لعمامتها الالكترونية في حين ان المسافات الفاصلة بين أنوية الذرات المرتبطة كيميائياً "يمكن تعيينها بدقة بطرق مختلفة أهمها في الوقت الحاضر طرق انعراج الأشعة السينية والطيف الجزيئية .

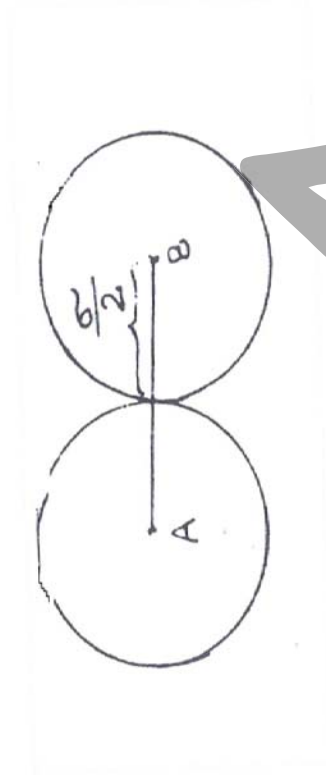
ولقد تبين أن حدود الغمامة الإلكترونية للذرة وبالتالي نصف قطرها الذي داخل

الجزيء أو البلورة يتوقف على مجموعة من العوامل المختلفة نذكر منها :

- طبيعة الروابط التي تشكلها الذرة مشتركة أو شاردة ونسبها.
- نوعية الرابطة هل هي أحادية أم متعددة.
- الطريقة التي تتوضع وترتبط فيها الذرات في الجزيء أو البلورة.

لذلك فان قيم أنصاف الأقطار الذرية والمقارنة بينها تكون فقط ذات معنى عند اجراء القياسات في ظروف متماثلة للأسباب الأتفة الذكر ، لذا يعرف نصف القطر الذري الفعال المشترك لعنصر ما بأنه نصف المسافة بين نوآتي ذرتين متماثلتين من ذراته ترتبطان مع بعضهما برابطة أحادية مشتركة صرفة .

فإذا فرضنا أن الذرات عبارة عن كرات وان قطر الذرة يسوي . فان نصف القطر الذري يعطي بالقيمة  $\frac{r}{2}$  ويمكن تمثيل ذلك بالشكل 5.9



الشكل 5.9

على سبيل المثال ، إذا كان البعد بين ذواتي الهيدروجين في جزيء الهيدروجين

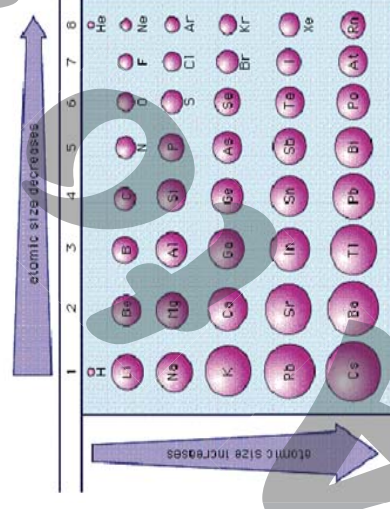
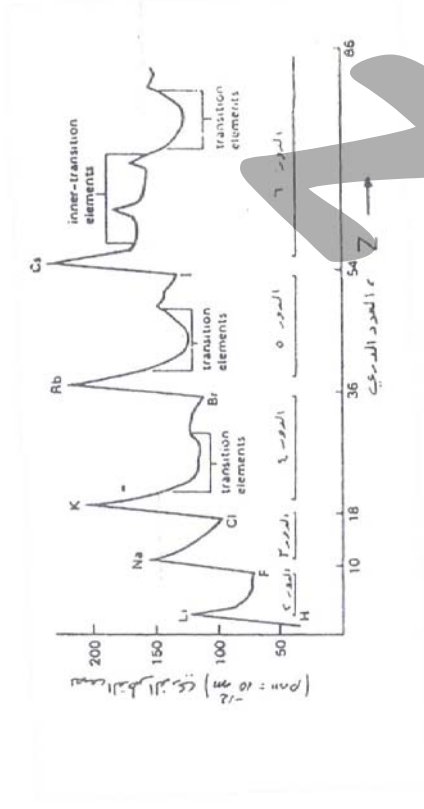
هو  $0,74 \text{ A}^0$  فإن نصف قطر ذرة الهيدروجين يساوي  $0,37 \text{ A}^0$  وفي  $\text{Li}_2$

تبين أن البعد بين التواتين هو  $2,67 \text{ A}^0$  أي أن نصف قطر ذرة الليثيوم يكون مساويا الى

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

يبين الشكل (10.5) تغير أنصاف أقطار الذرات للعناصر بدلالة العدد الذري وذلك

بوحدة البيك ومتر  $\text{Pm}$  حيث  $(1 \text{ Pm} = 10^{-12} \text{ m})$ .



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

يظهر الشكل (5.10) أن نصف القطر الذري يتناقص بصورة عامة من يسار

الجدول الى يمينه في الأدوار ويزداد من الأعلى الى الأسفل في الفصائل .

ولتفسير أقطارها ونقارنها مع شحنة النواة وعدد الالكترونات في كل طبقة كما في

الجدول التالي:

العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
شحنة النواة	+3	+4	+5	+6	+7	+8	+9	+10
عدد الكروانات	2	2	2	2	2	2	2	2
الطبقة K								
عدد الكروانات	1	2	3	4	5	6	7	8
الطبقة L								
نصف القطر	1,23	0,89	082	0,77	0,75	0,73	0,72	1,1
الذري ( $A^0$ )								

الجدول 3.5

يلاحظ في هذا الجدول (3.5) أن لكل عنصر في الدور الكروين في الطبقة K وان عدد الإلكترونات يزداد من اليسار الى اليمين ولكن الزيادة تكون في نفس الطبقة L، وعند الانتقال من يسار الدور الى يمينه تزداد شحنة النواة من الى يمينه تزداد شحنة النواة من +3 الى +10 ويزداد جديها إلكترون في الطبقة K ويصغر بالتالي نصف قطر هذه الطبقة. أما الطبقة L فتحتوي من أجل عنصر الليثيوم Li إلكترون واحدًا يتجانب مع النواة ويتنافر مع الغمامة الإلكترونية المتولدة من الكروني الطبقة الداخلية K وهذا التنافر يضعف من قوة جذب النواة للإلكترون السطحي.

ويقال أن الكرون الطبقة L محجوب عن النواة بالكروني الطبقة K اللذين يحجبان جزءا من شحنة النواة تظهر دراسة حادثة هذه أن الشحنة الفعالة للنواة ( $Z^*$ ) في جذب الإلكترون السطحي تكون أقرب الى 1 منها الى منها الى 3 أي كأن الإلكترونين في الطبقة K قد عدلا أو حجباً شحنتين موجبتين من النواة.

وهكذا عندما تنتقل من يسار الدور الى يمينه وبالرغم من هذا الحجب فإن الشحنة الفعالة تزداد ، وتزداد معها القوة الجانبية لإلكترونات الطبقة K وبالتالي لإلكترونات الطبقة L ويصغر نصف القطر الذري .

يلاحظ من الجدول ( 3.5 ) أن عنصر النيون يشذ عن بقية عناصر اللور ويزداد فيه نصف القطر ، يفسر ذلك على اعتبار النيون مثله مثل بقية الغازات النادرة يتألف من ذرات مستقلة غير مرتبطة إلا بواسطة قوى فاندر اوس الضعيفة فالبعد بينها بالتأكيد اكبر، أما بالنسبة للفصائل، فإن الانتقال من أعلى الى أسفل سيزيد من عدد الطبقات الإلكترونية ، وكلما كانت الطبقات الإلكترونية أكبر كلما كان نصف قطر الذرة أكبر، لكن أثناء هذا الانتقال يتأثر نصف القطر الذري بعاملين متعاكسي التأثير، الأول يؤدي الى زيادة نصف القطر الذري نتيجة اضافة طبقة الكترونية جديدة في الذرة بينما يؤدي الثاني الى تقلص نصف القطر الذري نتيجة زيادة شحنة النواة.

ولدي مقارنة أنصاف الأقطار الذرية لعناصر الفصيلة الأولى الواردة في الجدول (4.5) يلاحظ أن نصف القطر الذري يزداد عند الانتقال من أعلى الفصيلة الى أسفلها مما يدل على أن العامل الأول هو الذي يغلب.

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

الجدول 4.5

#### 4-10-5 نصف قطر الشاردة

تتميز كل شاردة بنصف قطر يمكن قياسه كما هو الحال بالنسبة للذرات بواسطة الاشعة السينية وبين الجدول (5.5) انصاف الاقطار الشاردة لبعض العناصر :

انصاف الاقطار الشاردة لبعض العناصر ( $A^0$ )

		$Li^+$	$Be^{2+}$	$B^{3+}$	{He}
		0.60	0.31	0.20	
$N^{3-}$	$O^{2-}$	$Na^+$	$Mg^{2+}$	$Al^{3+}$	{Ne}
1.71	1.40	0.95	0.56	0.50	
$P^{3-}$	$S^{2-}$	$K^+$	$Ca^{2+}$	$Ca^{3+}$	{Ar}
2.12	1.84	1.33	0.99	0.62	
	$Se^{2-}$	$Rb^+$	$Sr^{2+}$	$In^{3+}$	{Kr}
	1.98	1.48	1.13	0.81	
	$Te^{2-}$	$Cs^+$	$Ba^{2+}$	$Te^{3+}$	{Xe}
	2.21	2.16	1.35	0.95	

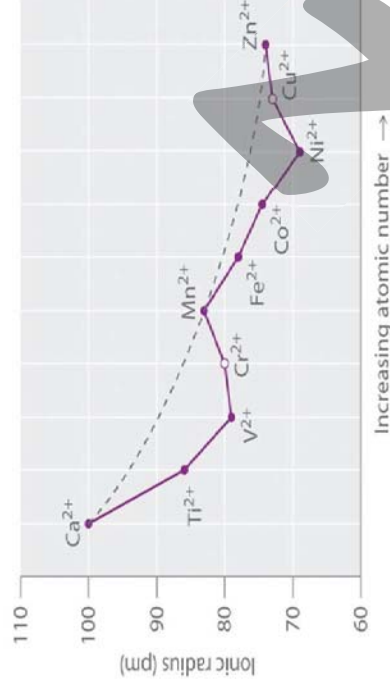
الجدول 5.5

يظهر من الجدول ان نصف القطر الشاردة في فصيلة ما يزداد بازدياد العدد الذري وهذا يتفق تماما "مع اضافة طبقة الكترونية جديدة عند الانتقال من عنصر الى اخر وذلك من اعلى الفصيلة الى اسفلها.

كما نجد تغير نصف القطر الشاردي مع زيادة العدد الذري لمجموعة من الشوارد المتمثلة الشحنة ، ويظهر الشكل (11.5) تغير نصف القطر الشاردي مع تغير العدد الذري لمجموعة من الشوارد المتمثلة في الشحنة الكهربية.



والتي لجميعها الشحنة الكهربية نفسها.



الشكل (11.5)

وتكون الشاردة الموجبة دائما اصغر من الذرة الناتجة عنها وذلك بسبب زيادة الشحنة الفعالة على النقيض من ذلك تكون الشاردة السالبة دائما اكبر من الذرة الناتجة عنها وذلك لصغر الشحنة الفعالة، مثال:

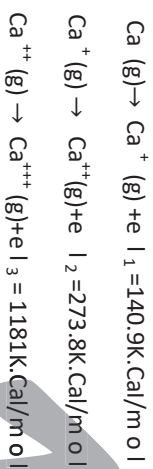


#### 5-10-5 طاقة التشرد (كمون التشرد)

تسمى الطاقة الدنيا اللازمة لنزع الكترون من ذرة غازية معتدلة ، وهي في طاقتها الدنيا ، لتشكيل شاردة غازية موجبة بطاقة التشرد او كمون التشرد ( $I$ ) ويكون الاكترون المنزوع عادة من الطبقة السطحية ، أي الموجود في أعلى سوية من الطاقة.

تعرف الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأول من الذرة بكمون التشرّد الأول ويرمز اليه عادة ب (1<sub>1</sub>). واللازمة لنزع الإلكترون الثاني ( نزع الكترون من الشاردة الموجبة الناتجة عن التشرّد الأول ) . بكمون التشرّد الثاني (2<sub>1</sub>). وهكذا.

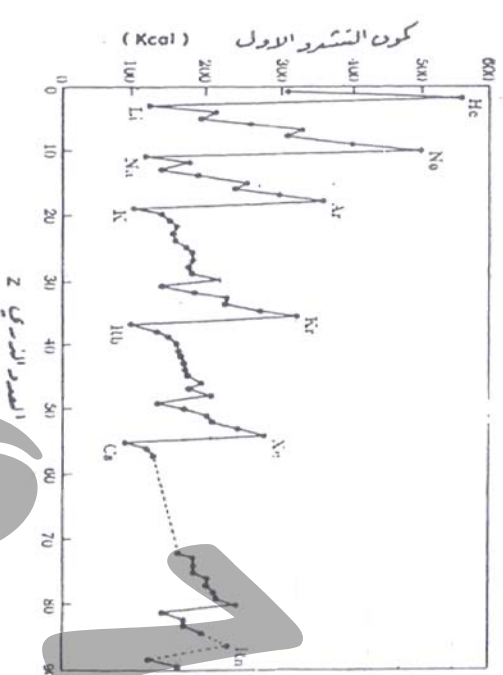
مثال :



يمكن تعيين كمون التشرّد باستخدام الطيف الذري او الطيف الكتلي، 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 التشرّد الاول لأي عنصر اصغر من كمون التشرّد الثاني وهذا بدوره اصغر من الثالث وهكذا اي ان :

$$I_1 < I_2 < I_3 \dots\dots\dots$$

السالب تزداد بازدياد شحنة الشاردة الموجبة المأخوذة منها. ومن الجدير ان لا تنسى انه عند الكلاّم عن كمون التشرّد دون ذكر ترتيبه فان المقصود هو كمون التشرّد الاول .يبين الشكل ( 12.5 ) تغيير كمونات الاولى للعناصر بدلالة العدد الذري وفيه تظهر بوضوح الصفة الدورية في الجدول الدوري.



الشكل (12.5) تغير كمونات التشرّد بتغير العدد الذري

يلاحظ من هذا الشكل ، بصورة عامة ، ان كمون التشرّد يزداد من اليسار الى اليمين على طول دور افقي وحتى يصل الى قيمته عظمى في الغاز الخامل.

بينما ينقص تدريجاً في الفصيلة الواحدة بازدياد ارتباط الإلكترونات السطحية بفعل قوى الجذب مما يتطلب طاقة اكبر لإزاحة الإلكترون والجول التالي (6.5) يبين كمونات التشرّد الاولى لعناصر الدور الثالث .



والجدول (7.5) يوضح هذا التغير في كمون التشرّد لفصيلة المعادن القلوية :

العنصر	شحنة النواة	التركيب الإلكتروني	كمون التشرّد $I_1$ الأول
Li	3	[He] $2S^1$	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

الجدول (7.5) كمونات التشرّد الأولى للعناصر القلوية

واخيراً فإن كمون التشرّد يمكن ان يفيدنا في تحديد عدد الالكترونات التكافؤية للعناصر ، وذلك عن طريق المقارنة بين كمونات التشرّد المختلفة للعنصر الواحد. ففي المعادن القلوية مثلاً " يكون كمون التشرّد الثاني اكبر بكثير من كمون التشرّد الاول وهذا يشير الى انه يمكن ازالة احد الالكترونات بسهولة اكثر من غيره ، اي ان ذرات هذه المعادن ذات الكترونات تكافؤي واحد او يقال وحيدة التكافؤ . بنفس الطريقة يلاحظ ان المغنيزيوم ثنائي التكافؤ والألومنيوم ثلاثي التكافؤ .

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

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

الجدول (6.5) كمونات التشرّد لعناصر الدور الثالث بوحدات كيلو هريوة /مول

نلاحظ من الجدول ان كمون التشرّد يزداد تدريجياً " على طول الدور ويتبد كل من عنصر ي المغنيزيوم والفوسفور ، لكن اذا تذكرنا القاعدة التي تقول بان المدارات المملوءة تتميز بثبات واستقرار اكبر. سهل علينا تفسير هذا الشذوذ ، حيث يكون المدار 3s من المغنيزيوم ممتلئ ومدارات 3P في الفوسفور نصف مملوءة وبالتالي فان كمون التشرّد لكل منهما يكون اعلى مما هو متوقع .

واما نقصان كمون التشرّد عند الانتقال من اعلى الفصيلة الى اسفلها فيعود الى ازدياد حجم الذرة بازدياد عدد الطبقات الالكترونية مما يؤدي الى ازدياد حجب الالكترونات السطحي عن النواة وبالتالي يصبح انتزاعه اسهل .

## 6-10-5 الالة الالكترونية

تعتبر الالة الالكترونية من الخواص الهامة التي يستفاد منها تحديد الخواص الكيميائية للعناصر. وهي تقيس ميل ذرة عنصر ما لضم الكترول و اكثر وتشكيل شوارد سالبة.

وتعرف الالة الالكترونية بأنها الطاقة المتحررة لدى انضمام الكترول واحد الى ذرة غازية وهي في سويتها الطبيعية لتشك شكل شاردة سالبة غازية ابصا" وهي تقاس بوحدات  $K.J/mol$ .  $K.Cal/mol$  ويرمز لها بالرمز  $(E_A)$ .

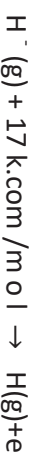
ويعبر عن هذا التعريف بالتفاعل التالي:



مثال:



يلاحظ من التعريف السابق أنه كلما ازدادت قيمة الالة الالكترونية سهل على الذرة ضم الكترول وازدادت شدة ارتباطه بها، ولذا يمكن كتابة تعريف جديد للالة الالكترونية بالشكل التالي: بأنها الطاقة اللازمة لإزالة الكترول من شاردة تكافؤها (-1) في الطور الغازي للحصول على ذرة معتلة الشحنة في الطور الغازي أيضا" مثال:



ان  $E_A$  تهبط في المجموعة الرئيسية مع زيادة الدور ولها يشكل عام سلوك معاكس في المجموعات الانتقالية أو قد لا تتغير كثيرا من عنصر الى آخر. ويعود السبب

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

أما الالة الالكترونية فترداد في الدور الواحد من اليسار الى اليمين بسبب زيادة البروتونات وثبات عدد الطبقات الالكترونية وتكون أعظم ما يمكن في الهالوجينات التي تبلغ تركيب الغازات العاملة نتيجة انضمام الكترول اليها.

ولما كان قياس الالة الالكترونية بطرق مباشرة ودقيقة يعترضه الكثير من الصعوبات فإننا نلاحظ أن عدد العناصر التي تعرف الفتها الالكترونية بدقة قليل جدا، ويظهر ذلك جليا بالجدول (8.5) التالي:

:KJ/mol																	
H	-72	He	+54														
Li	-57	Be	+56	B	-15	C	-121	N	+31	O	-142	F	-333	Ne	+99		
Na	-21	Mg	+67	Al	-26	Si	-135	P	-60	S	-200	Cl	-348				
				Ga	(-18)	Ge	(-120)	As	(-60)	Se	(-170)	Br	-324				
				In	-20										I	-295	

الجدول (8.5) ويظهر فيه الالة الالكترونية لبعض العناصر بوحدات KJ/mol

## 7-10-5 الكهر سلبية الكهر جابية

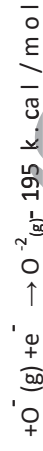
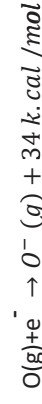
كل عنصر يميل لربح الإلكترونات أكثر من ميله لفقدائها في تفاعلاته الكيميائية يقال عنه (العنصر الكهر سلبى). على عكس العنصر الذي يميل لفقد الإلكترونات حيث يطلق عليه اسم (العنصر الكهر جابى) أي أن الكهر جابية هي عكس الكهر سلبية.

والكهر سلبية هي مقياس للقوة التي تجذب بها ذرة ما الإلكترونات لذلك فهي تتضمن كل من الألفة الإلكترونية وكمون التشرد . ولما كان ازدياد عدد الإلكترونات السطحية يزيد من كليهما كما سبق وأن وجدنا أي قيمتهما تتغيران بشكل متشابه ، لذلك نستنتج أن العناصر تزداد كهر سلبيتها بازدياد عدد الإلكترونات السطحية بشكل عام. بصورة عامة ، يمكن القول أن قدرة الذرات الصغيرة على جذب أكبر من قدرة الذرات الكبيرة ، وبالتالي فإن كهر سلبية الأولى أكثر من الثانية ، ويكون من الواضح أيضا أن كهر سلبية الذرات ذات المدرجات المملوءة تقريبا أكبر من كهر سلبية الذرات التي تحتوي على عدد قليل من الإلكترونات .

ولذلك فإن الكهر سلبية تزداد عند الانتقال في الجدول من اليسار الى اليمين وتنقص في العمود (المجموعة) من أعلى الى أسفل وهكذا على عكس الكهر جابية يتوقع أن تحتل العناصر الأشد كهر سلبية الزاوية اليمنى والعليا من الجدول الدوري مثل الفلور والكلور والاوزوت والاكسجين .

كما نتحدث حتى الآن عن اضافة أو نزع الكترون واحد وما هي قيمة الافة الإلكترونية الموافقة لذلك ، ولكن السؤال يطرح نفسه الآن هو: ماذا يحدث لو أردنا أن نضم الكترونا آخر الى شاردة سالبة أحادية الشحنة وتشكيل شاردة ثنائية الشحنة السالبة؟.

من المؤكد أن الإلكترون الثاني المضاف سوف يتنافر مع الشاردة السالبة التي تشكلت من اضافة الإلكترون الأول . ويكون من الصعب تقديم الطاقة اللازمة لإتمام ادخال الإلكترون الثاني والتغلب على قوى التنافر كما في المثال التالي:



نتبين من هذا المثال أن الشاردة  $O^{2-}(g)$  أثبت من الشاردة  $O^-(g)$  ويعود السبب في ذلك الى بلوغها التركيب الإلكتروني للغاز الخام (Ne). ولنفس السبب لا يمكن اضافة الكترون ثالث الى الشاردة  $O^{2-}$  . وبشكل عام، وفي حالة الامكان لإضافة الكترون ثالث مع عدم تجاوز تركيب الغاز الخامل المجاور، فإن اضافة الكترون ثالث يتطلب طاقة أكبر بكثير من الطاقة اللازمة لإضافة الإلكترون الثاني.

وأخيرا ، بمقارنة تغيرات الافة الإلكترونية وكمون التشرد مع العدد الذري ، يتبين لنا أن اللامعادن تميل الى ضم الإلكترونات الخارجية أكثر من المعادن وأشباه المعادن .

ويمكن كتابة علاقات الكهر سلبية بنصف القطر والعدد الذري بصورة تقريبية كما

يلي :

$$\epsilon \cong \frac{Z}{r}$$

لكن باعتبار ان الكهر سلبية غير ثابتة كما هو واضح مما سبق فانه توجد عدة

طرق ذات طابع نوعي لحسابها ستعرض وبشكل موجز لا اثنين منهما :

1-الكهر سلبية وفقا لموليكن : عرف موليكن الكهر سلبية بالعلاقة التالية :

$$\epsilon = C(I + E_A)$$

حيث : C : ثابت ، 1 -كمون التشرد ،  $E_A$  الالة الالكترونية .

2-الكهر سلبية وفقا لبرلينغ : عبر بالولينغ عن دراسته الكهر

سلبية العناصر كالتالي : اذا تكون المركب A-B من اتحاد  $A_2$  مع  $B_2$  حسب المعادلة

:



فإن طاقة الرابطة بين A و B تتكون بشكل عام اكبر من الوسط الهندسي لطاقت الرابطة

بين A-A و B-B

مثال :

A - A	B - B	A - B
H - H	F - F	H - F
435.9	158.4	262.8KJ /mol
طاقة الرابطة D		

الوسط الهندسي لطاقت الرابطة  $A_2$  و  $B_2$  يساوي :

$$(435.9.158.4)^{1/2} KJ=262.8KJ/mol$$

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

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

بالتعويض نجد :

$$\Delta = 562-262.8=299.8 KJ/mol$$

يعود الفرق ( $\Delta$ ) الى طبيعة الذرات A و B وهذا ذات طبيعة مشتركة

وتشردية ، لكن طبيعة الرابطة في الجزيئات  $A_2$  و  $B_2$  فهي مشتركة فقط . تبعا لنموذج

بالولينغ فان الفرق  $\Delta$  يتعلق بطبيعة الرابطة التشردية وبالتالي كهر سليات  $E_A$  ،  $E_B$  اي :

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

اتخذ بالولينغ القيمة (4) لاكثر العناصر كهر سلبية وهو الفلور وحسب كهر سلبية

عناصر الجدول الدوري وفقا لسلم بالولينغ وباستخدام القيم الحديثة لطاقة الروابط .

11-5 دورية الخواص الكيميائية

ترتبط الخواص الكيميائية لعنصر ما بخواصه الأخرى مثل: نصف قطره الذري الشاردي ، كمون تشرده، اللغة الإلكترونية ،الكهر سلبية. الكهر جابية .....الخ وبما ان جميع الخواص ترتبط ارتباطا وثيقا بالتركيب الالكتروني للعناصر وتظهر دورته واضحة خلال الجدول الدوري . فلا بد ان ينعكس أهميته التركيب الالكتروني للعناصر على خواصها الكيميائية فتظهر دورية ملموسة تقيد في دراستها وتذكرها .

وتظهر دورية معينة في الجدول الدوري وتقع جميعها في عمود واحد يطلق عليها اسم العناصر الخاملة وتعرف بالمجموعة رقم (0) وهم :

ويشذ عن ذلك مجموع من العناصر التي لا تبدي اي ميل للتفاعل مع اي عنصر اخر من المعروف ان القسم الاكظم من العناصر يميل الى التفاعل مع عناصر اخرى،



يملك الكثر ونين فقط يملأن الطبقة الرئيسية الاولى K ونقد سميت هذه العناصر الخاملة الرئيسية دوما بثمانية الكثر ونات على شكل  $s^2 p^6$  ويشذ عن ذلك الهليوم الذي تتميز هذه العناصر بتركيب الكثروني متشابه ، ففيها تمثل الطبقة الخارجية

- والثاني لأنها تكون بالدرجة العادية من الحرارة والضغط الجوي غازية.
- الأول لأنها نادرة من حيث انتشارها

قيم الكزنسلبية للعناصر

[illegible]

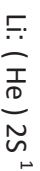
الجدول ( 9.5 ) قيم الكهرسلبية للعناصر

ويظهر الجدول (9.5) قيم الكهر سلبية للعناصر وسنرى في الفصل القادم أثناء دراستنا للروابط الكيميائية أهمية سلبية في تحديد نوع الرابط بين ذرتين . وسنبين على سبيل المثال ان الرابطة الشاردية تحدث بين عناصر مختلفة جدا في الكهر سلبية على عكس الرابطة المشتركة التي تتسبأ بين ذرتين لهما نفس الكهر سلبية .

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



فهي معادن فعالة كيميائيا تتمتع ببريق معدني مميز وهي ناقلة للحرارة والكهرباء وتدعى مجموعة المعادن القلوية ولها تركيب الالكتروني مشابه  $ns^1$  اي ان كل ذرة من ذرات المعادن القلوية تحوي الكترونا واحد في طبقتها الخارجية ، واما الالكترونات الداخلية فلها تركيب اقرب غار حامل مثال :



تتمتع مجموعة المعادن القلوية بخواص كيميائية متشابهة فهي تتفاعل مع الماء بشدة محررة الهيدرجين ومشكلة محاليل اساسية مثل  $\text{NaOH}$  ،  $\text{KOH}$  ، واذا عدلت هذه المحاليل الاساسية بحمض اعطيت املاحا متشابهة في طبيعتها الكيميائية مثل  $\text{KCl}$  ،  $\text{NaCl}$  وفي درجة انحلالها في المذيبات وفي ناقليتها الكهربائية ... الخ هذا التشابه يدل على انها ذات تكافؤ متماثل وهو الواحد .

اما بالنسبة لعناصر المجموعة التي تسبق مباشرة مجموعة الغازات الخاملة والتي تسمى بمجموعة الهالوجينات وهي :  $\text{I}, \text{Br}, \text{F}, \text{Cl}$  وتُصنف بتركيب الالكتروني مماثل من الشكل  $ns^2 np^5$  مثل :



لجميع الهالوجينات خواص كيميائية متشابهة ، فهي تتفاعل مع الهيدرجين وتشكل مركبات متشابهة في صيغتها مثل :  $\text{HF}, \text{HCl}, \text{HBr} \dots$  الخ .

كذلك يمكن ان تنوب في الماء مشكلة محاليل حمضية ، يمكن ان تتفاعل مع هيدروكسيد (ماءات) الصوديوم وتعطي املاحا متشابهة مثل :  $\text{NaF}, \text{NaCl}, \text{NaBr} \dots$  الخ .

اما بالنسبة للعناصر التي تقع بين المعدن القلوي والهالوجين الذي يليه في الدور الواحد فقطظهر تدرجا واضحا في خواصها الكيميائية . فعند الانتقال من المعدن القلوي الى الهالوجين نلاحظ ان الخاصة المعدنية تضعف بينما الخاصة الالمعدنية تظهر وتزداد ويرافق ذلك تدرج الخواص الاساسية والحمضية . ففي الوقت الذي تضعف فيه الخاصة الاساسية عند هذا الانتقال نجد ان الخاصة الحمضية تزداد في الاتجاه نفسه فمثلا اذا اخذنا عناصر الدور الثالث :



نجد ان  $\text{Na}, \text{Mg}, \text{Al}$  تمثل المعادن وان  $\text{P}, \text{S}, \text{Cl}$  تمثل اللا معادن اما بالنسبة السيليكون  $\text{Si}$  فهو شبه معدن اي ان صفاته وسط بين المعادن والامعادن . واذا كان هذا يمثل تدرج الصفة المعدنية لعناصر الدور الواحد اثناء الانتقال من اليسار الى اليمين فان مثل هذا التدرج يلاحظ أيضا في الخواص الاساسية والحمضية كما سبق وشرنا ، ويبدو ذلك جليا في الجدول (10.5) :

صفات المركب	الهيدروكسيد او الحمض	العنصر	المجموعة
اساس قوي	$\text{NaOH}$	$\text{Na}$	IA
اساس ضعيف	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Mg}$	IIA
متعدد الخواص	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Al}$	IIIB
حمض ضعيف	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	$\text{Si}$	IVB
حمض متوسط القوة	$\text{H}_2\text{SO}_2$	$\text{P}$	VB
حمض قوي	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{S}$	VIB
حمض قوي جدا	$\text{HClO}_4$	$\text{Cl}$	VII B
-	-	$\text{Ar}$	0

الجدول 10.5



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

يمكننا تفسير التدرج في الخواص الكيميائية للعناصر أثناء الانتقال من مجموعة الى أخرى ضمن الجدول أو من عنصر الى آخر في الدور الواحد اعتمادا على الخواص الدورية، ومن بينها كمون التشرد، فزيادة كمون التشرد في الدور الواحد من اليسار الى اليمين يمكن ان تفسر لنا اختفاء الخاصة الاساسية وبروز الخاصة الحمضية أثناء الانتقال في الاتجاه نفسه، ففي يسار الدور توجد العناصر ذات كمونات التشرد المنخفضة، ولذلك فهي تميل لفقد الكترون او أكثر أثناء تفاعلاتها الكيميائية مكونة شوارد موجبة، ولذلك تعتبر من المعادن وهي عناصر كهر جانبية، وعند الانتقال الى اليمين نلاحظ ان المبل لفقد الالكترونات يقل ويزداد كمون التشرد الذي يترافق بزيادة في الميل لتشكيل الروابط الشاردية التي يمكن ان تشكلها العناصر الموجودة في أقصى يسار الجدول الدوري .

يبلغ كمون التشرد قيمته العظمى عند الغاز الخامل وتكون العناصر ذات كمونات التشرد المرتفعة ميالة الى كسب الالكترونات ( ايقتها الالكترونات عالية) والتحول الى شوارد سالبة وتسمى بالعناصر الكهر سلبية وتمثل اللامعادن .

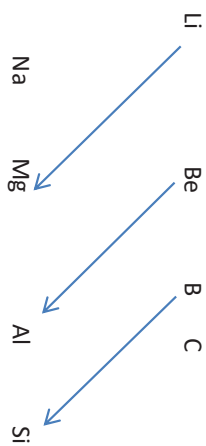
مما سبق يتضح ان الخواص الكهر جانبية والكهر سلبية تتغير بشكل تدريجي ايضا في كل دور وأن العناصر الكهر جانبية تقع على يسار الجدول الدوري وتمثل المعادن، بينما العناصر الكهر سلبية تقع الى يمين الجدول وتمثل اللامعادن، كما اننا نجد أثناء الانتقال بعض العناصر التي تنصف بخواص المعادن واللامعادن وهي ما نطلق عليها اسم أشباه المعادن .

وهنا لابد من التذكير بان فعالية العناصر الكيميائية ترتبط ارتباطا وثيقا" بخواصها الكهر جانبية و الكهر سلبية، فكلما ازدادت كهر جانبية العنصر او كهر سلبية ازادت فعاليته الكيميائية وازداد معها ثبات مركباته .

بالتالي يمكن ان تستفيد من الكهر جانبية و الكهر سلبية بالإضافة الى كمون التشرد ايضا" في دراسة التدرج في الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الواحدة أثناء الانتقال من اعلى الى اسفل اي في الاتجاه الذي تتناقص فيه الكهر سلبية نفسه وبالتالي فان الصفة المعدنية تزداد وتقل الصفة اللامعدنية، وهكذا نجد ان السيزيوم في المجموعة ( A) أكثر كهر جانبية من الليثيوم Li، وان البود في المجموعة (VII B) أكثر كهر جانبية من الكلور Cl وهذا يفسر لنا التشابه الضعيف لليود مع المعادن .

مما سبق نستنتج ان أكثر المعادن فعالية تقع في القسم الايسر السفلي واكثر اللامعادن فعالية تقع في القسم الايمن العلوي من الجدول الدور / وتبعاً لذلك يكون عنصر السيزيوم والفلور هما أكثر المعادن واللامعادن فعالية في الجدول الدوري على الترتيب .

واخيراً ان ازدياد الكهر سلبية عند الانتقال من اليسار الى اليمين في الدور الواحد وتناقصها عند الانتقال من اعلى الى اسفل في المجموعة يؤدي الى ثبات تقريبي للكهر سلبية اذا انتقلنا بشكل قطري وخاصة بين عناصر الدور الثاني و الثالث وهذا يؤدي بدوره الى تشابه بين خواص عنصر من مجموعة ما في الدور الثاني، وخواص العنصر الذي يليه في المجموعة التالية له الدور الثالث وتسمى هذه الخاصة بالعلاقة القطرية او التشابه القطري كما يظهر من التمثيل التالي :



وهكذا نجد أن الليثيوم يشبه المغنيزيوم في خواصه وإن البيريليوم يشبه الألمنيوم وكذلك البور يشبه السيليكون في بعض الخواص على الرغم من الفائدة التي قدمتها العلاقة النظرية إلا أنها نفتقر الى الدقة في الكثير من الحالات وبالتالي ينبغي علينا عدم المبالغة في الاعتماد عليها .

### 5-11-1 تكافؤات عناصر المجموعات الرئيسية

تكافؤ عنصر ما يعرف بأنه يساوي عدد ذرات الهيدروجين التي تحدد مع ذرة واحدة من هذا العنصر ، ويمكن استبدال الهيدروجين بجاي عنصر آخر احادي التكافؤ مثل الهالوجينات او ثنائي التكافؤ مثل الاوكسجين وعندما يكون التكافؤ مساويا لعدد ذرات الاوكسجين مع ذرتين مع العنصر. ولكن السؤال الذي يطرح نفسه الآن هو :

كيف يتغير التكافؤ في الاوار وفي المجموعات ؟

للإجابة على هذا السؤال نأخذ تكافؤ عناصر الدور الثالث بالنسبة للهيدروجين والاكسجين كما بالجدول (2-13) التالي :

المجموعة	I	II	III	IV	V	VI	VII	0
الدور الثالث	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
الهيدريد	NaH	MgH <sub>2</sub>	(AlH <sub>3</sub> ) <sub>n</sub>	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	-
التكافؤ مع الهيدروجين	1	2	3	4	3	2	1	0
الأكسيد (على تكافؤ)	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	(P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ) <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	-
التكافؤ مع الاكسجين	1	2	3	4	5	6	7	-

الجدول (2-13)

يلاحظ من هذا الجدول ان التكافؤات بالنسبة للهيدروجين هي على التوالي :

1 . 2 . 3 . 4 . 3 . 2 . 1 . 0

بينما بالنسبة للأوكسجين فهي :

1 . 2 . 3 . 4 . 5 . 6 . 7 . 0

وان سلسلتي التكافؤ هاتين موجودتان في جميع ادوار المجموعات الرئيسية بعد الدور الاول ، نستنتج من ذلك ان رقم المجموعة يتطابق تمام مع تكافؤ العنصر الا عظمي بالنسبة للأوكسجين ( I ذات تكافؤ احادي ، والمجموعة (II) ذات تكافؤ ثنائي وهكذا حتى نصل الى المجموعة (0) التي ليس لها تكافؤ الا في شروط خاصة .

اما التكافؤ بالنسبة للهيدروجين فيتطابق و رقم المجموعة حتى المجموعة الرابعة ثم تتناقص وحدة من وحدات التكافؤ كلما انتقلنا من مجموعة الى اخرى تليها حتى يصبح صفر "0" في المجموعة (0) .

أي إن المجموعات 0، IV، III، I، II، I يكون تكافؤها هو رقم المجموعة نفسه .  
 أما بالنسبة للمجموعات . VII، VI، V فيوجد لها تكافؤان ، أحدهما يساوي رقم المجموعة والثاني يساوي ( 8 - رقم المجموعة )

## 12-5 أرقام الأكسدة

تعتبر أرقام المجموعة A أساساً لكتابة صيغ مركباتها الأيونية عند استخدام قاعدة الثمانية أو قاعدة الاثنين . فإذا افترضنا أن ذرة الفلز تفقد الإلكترونات لتشكل أيونا ذا شحنة موجبة مساوية لرقم مجموعته ، وإن اللافلز يكتسب الإلكترونات لتشكل أيونا ذا شحنة سالبة مساوية لرقم المجموعة ناقصاً منها 8 . حينئذ يمكننا كتابة صيغة المركب بحيث يتساوى عدد الشحنات الموجبة مع عدد الشحنات السالبة .

فإذا أخذنا مثالين هما أكسيد الليثيوم وفلوريد الألمنيوم فسنجد أنه بإمكاننا معرفة صيغتهما عند كتابة نصفى التفاعل في كل حالة .



تكتب لأكسيد الليثيوم

في المجموعة I<sub>A</sub> تفقد كل ذرة واحد e<sup>-</sup> وتكون الشحنة +1



في المجموعة VIA تكتسب كل ذرة إلكترونين تكون الشحنة 2 - = 8 - 6

والشرط أن يكون مجموع الشحنات الموجبة مساوياً لمجموع الشحنات السالبة.

ولكي يتم ذلك نحتاج إلى أيوني Li<sup>+</sup> لكل أيون من الأكسجين O<sup>2-</sup> وبذلك تكون الصيغة



وفي حالة فلوريد الألمنيوم

في المجموعة III<sub>A</sub> تفقد كل ذرة ثلاثة إلكترونات وتكون الشحنة 3+



في المجموعة VII<sub>A</sub> تكتسب كل ذرة واحد e<sup>-</sup> وتكون الشحنة 1 - = 8 - 7

لكي تتساوى الشحنات الموجبة والسالبة فإننا نحتاج إلى ثلاثة أيونات F<sup>-</sup> لكل أيون



و تكون الصيغة AI<sup>3+</sup>

وتسمى التفاعلات النصفية التي تفقد فيها الإلكترونات بتفاعلات الأكسدة وتلك التي تكتسب فيها الإلكترونات بتفاعلات الاختزال .

وقد دعيّت مجموعة الأرقام الصغيرة الصحيحة باسم أرقام الأكسدة أو حالات

الأكسدة ، وترتبط هذه بنسب اتحاد العناصر ، وتساعدنا على تذكر صيغ المركبات

ويربطها ببعض الشواهد الكيميائية .

ويكون رقم الأكسدة لأيون في المركبات الأيونية مساو لشحنة الأيون . ففي

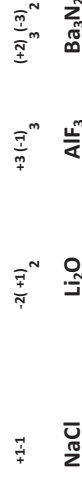
مركبات أكسيد الليثيوم وفلوريد الألمنيوم ، نجد أن أرقام الأكسدة لليثيوم والأكسجين

والألمنيوم هي 1 ، 2 - ، 3 + ، 1 - على الترتيب . وعندما تخصص أرقام الأكسدة في

صيغ 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

ويكتب عدد الذرات أسفل يمين القوسين . والأمثلة التالية توضح ذلك :



وحيثما يتحتم كتابة الشحنة لأيون وليس لرقم أكسدة العنصر في المركب ، نجد أن الرقم تتبعه إشارة موجبة أو سالبة مكتوبة أعلى يمين الرمز . وأمثلة ذلك :  $F^-$  ,  $Al^{3+}$  ,  $O^{2-}$  ,  $Li^+$  ( يحذف عادة رقم 1 إذا كانت الشحنة +1 أو -1 ) .

ويعتمد تعيين أرقام الأكسدة في المركبات التساهمية وفي المركبات الأيونية ذات الروابط التساهمية ، في أيون أو أكثر ، على قواعد تعتمد على كهروسلبية العناصر التي تتكون منها المركبات . وهناك ثلاثة قواعد تلخصها فيما يلي :

( 1 ) رقم الأكسدة لعنصر غير متحد يساوي الصفر

0	0	0	0	0
Na	Mg	H <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>
				N <sub>2</sub>
+1-1	-2 (+1) <sub>2</sub>	-3 (+1) <sub>3</sub>	+6 (-2) <sub>3</sub>	
HCl	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub>	

وأمثلة ذلك :

ويرمز للعناصر الأكثر كهروسلبية في المركب بأرقام أكسدة سالبة ، ويرمز للعناصر الأقل كهروسلبية بأرقام موجبة .

( 2 ) يبدأ عند كتابة الصيغة بوضع العنصر ذي رقم الأكسدة الموجب أو لا .

والحالة الشاذة لهذه القاعدة هي NH<sub>3</sub> .

ولابد هنا أن نفهم أن رقم الأكسدة لآرة ما في مركب تساهمي ، لا يتطلب شحنات كاملة ، ومثال ذلك أرقام ناكس H , Cl في HCl وهي +1 , -1 . ولكن توجد هناك شحنة موجبة جزئية فقط على الهيدروجين وشحنة سالبة جزئية على الكلور ، مع عدم وجود أيونات . وتكون الرابطة بين H و Cl رابطة تساهمية وقطبية .

( 3 ) يتساوى مجموع أرقام الأكسدة السالبة وأرقام الأكسدة الموجبة في صيغة

المركب بحيث يكون مجموع الأرقام صفرا . ومثال ذلك المركب SO<sub>3</sub> :

$$+6 + 3 (-2) = 0$$

## 5-12 الجول الدوري وأرقام الأكسدة

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

2 - يعتبر رقم الأكسدة الشائع لجميع اللافلزات هو رقم المجموعة مخصصا منه 8.

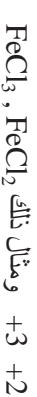
ومثال ذلك الأكسجين في H<sub>2</sub>O وله رقم أكسدة 2 - 8 = 6 .

أما عناصر العائلة B في المجموعة I ، فأرقام أكسدتها 1 , 2 , 3 . وفي الظروف العادية نجد أن أرقام الأكسدة هي ( 2 + ) للنحاس Cu<sup>+2</sup> للفضة ( 1 + ) Ag<sup>+</sup> و ( 3 + ) للذهب Au<sup>3+</sup> .

وكذلك أعضاء العائلة B للمجموعتين II و III فتكون أرقام أكسدتها 2 , 3 . على التوالي . ومع ذلك فالزئبق Hg في IIB يشكل أيضا مركبات برقم أكسدة ( 1 + ) . مثال في ذلك Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> .

ولعناصر المجموعات IIB الى VIIIB أرقام أكسدة موجبة تبلغ حدها الأقصى

وتساوي رقم المجموعة . وللقسم الغالب منها حالات أكسدة موجبة ومتغيرة ، فنجد أن Mn في المجموعة VIIIB له حالات الأكسدة التالية : 2 , 3 , 4 , 5 , 6 , 7 . وهناك عنصران من العناصر التسعة في المجموعة VIIIB بحالة أكسدة تبلغ ( 8 + ) . كما أن الفلزات المهمة : الحديد Fe والكوبالت Co لهما حالات أكسدة شائعة هما



## جدول أرقام الأكسدة لعناصر العائلة A

الأمثلة	الملاحظات الهامة	رقم الأكسدة الشائع	المجموعة
NaCl	يكون H وهو 1 - عندما يتحد بالفلزات	1+	I
CaO , MgCl <sub>2</sub>	-----	2+	II
BCl <sub>3</sub> , AlCl <sub>3</sub>	-----	3+	III
SnF <sub>4</sub> , PbCl <sub>2</sub> CO , CO <sub>2</sub>	يكون Sn و Pb +2 , +4 وتكون C عامة +4 أو -4 ولها أيضا أرقام أكسدة أخرى	4+ , 2+	IV
NO <sub>2</sub> , NH <sub>3</sub> NO , N <sub>2</sub> O N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	أرقام أكسدة كثيرة أخرى تظهر لكل من P و N تلك يمكن أن تكون N +2 , +1 , -1 , -2	5+ , 3+ , 3- 4+ , 2+	V
H <sub>2</sub> O , H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	تكون كلها 1 - مع H أو الفلزات وموجبة مع O والعناصر الأخرى الأكثر كهروسلبية ويكون F عادة 1 -	6+ , 4+ , 2-	VI
HClO <sub>3</sub>	يكون O عادة 2- وأما 1- و 2- في فوق الأكاسيد وموجبة فقط مع مركبات F . وتكون العناصر الأخرى عادة 2- أو 3- أو 4+	7+ , 5+ , 3+ , 1+ , 1-	VII
KrF <sub>2</sub> , XeF <sub>4</sub>	لا توجد مركبات معروفة للعناصر Ne و He و Ar و يتحد Kr فقط مع F ويشكل فقط 2+ ويرتبط Xe أساساً مع F و O.	8+ , 6+ , 4+ , 2+	VIII

## 2- 12-5 حساب أرقام الأكسدة

تعتبر حصيللة أرقام الأكسدة لكل عناصر المركب هي صفر ، وعليه يمكننا حساب رقم الأكسدة لعنصر مجهول رقم أكسدته في احد مركباته على أساس معرفتنا لصيغة المركب وأرقام الأكسدة لجميع العناصر الأخرى فيه. ويوضح المثالين التاليين هذه الطريقة :

### المثال الأول

ما هو رقم الأكسدة للرينيوم في الكلوريد ذي الصيغة  $\text{ReCl}_5$  ؟

الحل :

حيث أن الكلور هو الأكثر كهروسلبية فأننا نرمز له برقم أكسدة سالبة ، وبسبب وجوده في المجموعة VII يكون هذا الرقم  $1 - 8 = -7$  ومن ثم نعتبر X رقما للأكسدة الرينيوم :

$$\text{ReCl}_5 \quad x + 5(-1) = 0 \rightarrow x = 5$$

وتكون حالة الأكسدة للرينيوم هي :  $X = +5$

### المثال الثاني

ما هو رقم أكسدة الكروم في ثاني كرومات البوتاسيوم  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ؟

الحل :

حيث أن البوتاسيوم يقع في المجموعة  $1_A$  ، فإننا نرسم له برقم الأكسدة (+1) ، أما العنصرين الآخرين فيكون الأكسجين أكثرهما كهروسلبية . وعليه فإننا نرسم له برقم أكسده السالب .

ونظرا الى أن الأكسجين في المجموعة VI ، يكون رقم أكسده

$$6-8 = -2$$

ونعتبر أن x تمثل رقم الأكسدة للكروم . ونوجد قيمة x على أساس أن حصيلية أرقام الأكسدة هي الصفر :

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

$$x = +6$$

ومنه

ويكون رقم الأكسدة للكروم هو +6 في  $K_2Cr_2O_7$

### 13-5 الأيونات متعددة الذرية

شائعة ويعرفها الطلبة عند بداية دراستهم للكيمياء ، سواء بصيغتها أو بشحنها .

ويرمز لرقم الأكسدة النهائي لهذه الأيونات بما يساوي الشحنة الكلية على الأيون . ونورد مثالين لذلك : النشادر  $(NH_3)^+$  أو  $NH_4^+$  ، والفوسفات  $(PO_4)^{3-}$  أو  $PO_4^{4-}$  .

وقد يكون من المحتمل في بعض الحالات معرفة أرقام الأكسدة للعناصر في الأيونات متعددة الذرات . وفي مثل هذه الأحوال تكون مجموع أرقام الأكسدة المفردة مسلويا لشحنة الأيون كما هو مبين في المثالين التاليين :

شاردة الفوسفات السالبة :  $(PO_4)^{3-}$

إذا  $-3 = (-2) + 4 + x$  ومنه  $x = +5$  أي رقم أكسدة الفسفور +5

وكتلك الشاردة الموجبة :  $(NH_4)^+$

إذا  $+1 = (+1) + 4 + x$  ومنه  $x = -3$  أي رقم أكسدة الأزوت -3

### 14-5 تعيين الصيغ من أرقام الأكسدة

عند استخدامنا لأرقام الأكسدة للتنبؤ بصيغة المركب يتم اختيار النسبة الأبسط

للذرات أو الأيونات التي تبلغ حصيلية أرقام الأكسدة الموجبة والسالبة لها صفرا .

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 لفظ مكون الى أيون بسيط مثل  $Na^+$  أو  $O^{2-}$  أو  $Cl^-$  أو الى ذرة مرتبطة بطريقة تساهمية مثل H أو Cl في  $HCl$  ، أو لأيون متعدد الذرات مثل  $NO_3^-$  أو  $SO_4^{2-}$  . ونذكر هنا بعض الأمثلة :

$Na^{+1}$  مع  $Cl^{-1}$   $NaCl$  ، وبالتالي  $0 = [(-1) \times 1] + [(+1) \times 1]$

$Mg^{+2}$  مع  $O^{2-}$   $MgO$  ، وبالتالي  $0 = [(2-) \times 1] + [(2+) \times 1]$

$Al^{+3}$  مع  $PO_4^{3-}$   $AlPO_4$  ، وبالتالي  $0 = [(3-) \times 1] + [(3+) \times 1]$  ، وبالتالي :

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

، وأمثلة لذلك نذكر مايلي :

$Ca^{2+}$  مع  $Cl^{-1}$   $CaCl_2$  ، وبالتالي  $0 = [(2+) \times 1] + [(-1) \times 2]$  ، وبالتالي

$Sn^{4+}$  مع  $S^{2-}$   $SnS_2$  ، وبالتالي  $0 = [(4+) \times 1] + [(2-) \times 2]$  ، وبالتالي



## 15-5 التسمية المنهجية للمركبات

لكل مادة اسم يفرقها عن بقية المواد الأخرى ، وفي الأيام الأولى للعلوم اختيرت الأسماء لأسماء مختلفة ، فقد عرف اسم الماء جيداً منذ القدم بهذا الاسم حتى قبل معرفته كمركب كيميائي ، واسم النشادر لأنه صنع من ملح الأمونيأك وهو ملح تم الحصول عليه أصلاً من روث الحيوان ( الجمل ) بالقرب من ضريح كبير آلهة أمون في مصر ، واسم زيت الزاج لأنه قطر عند درجات حرارة عالية من معادن سميت بالزاج في الأزمنة القديمة . ويتطور علم الكيمياء أصبح من الضروري تطوير نظام التسمية لكي نعطي أسماء واضحة للمواد المختلفة التي تزيد دائماً وتتضخم أعدادها .

أما اليوم فالقسم الغالب للمواد المعروفة لها أسماء منهجية تبين ما فيها من عناصر تدخل في تركيبها . فقد سمي الآن الزيت النقي للزاج بكبريتات الهيدروجين . وما زالت بعض المركبات محتفظة بأسمائها غير المنهجية أو العادية . ومثال ذلك النشادر والماء . وسندعم تسمية منظمة للمواد غير العضوية باعتبارها صفيين للمركبات :

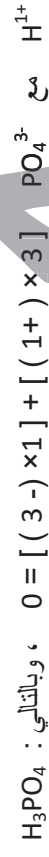
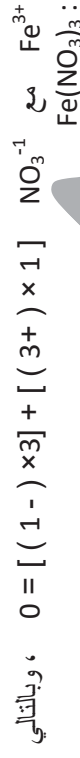
- المركبات الثنائية وتوابعها .
- المركبات الثلاثية المحتوية على الأكسجين كأحد العناصر الثلاثة .

## 16-5 المركبات الثنائية وتوابعها

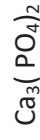
يسمى المركب المكون من عنصرين فقط بالمركب **الثنائي** ، وتكتب عادة صيغة هذا المركب الثنائي برمز العنصر الأقل كهربية أولاً ، حيث يكتب رمز العنصر ذو رقم الأكسدة الموجب وبعده رمز العنصر ذو رقم التأكسد السالب . ويتكون الاسم في



وأمثلة لذلك نذكر :



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



نسب أخرى :

أما النسب الأخرى مثل 4:1 , 5:2 , 7:2 فهي ليست شائعة . ومثال ذلك بعض أكاسيد الكلور : فأرقام الأكسدة للكلور والأكسجين هما +7 و -2 على التوالي . وعلى ضوء ذلك تكون الصيغة البسيطة هي  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  والنسبة الأبسط التي تصاف بها أرقام الأكسدة لتصبح صفراً هي :  $0 = 7(-2) + 2(+7)$  .

المركبات الثنائية من اسم العنصر الأول وكلمة منتهية بالمقطع - ide - مشتقة من اسم العنصر الثاني . وأمثلة ذلك :

HCl	كلوريد الهيدروجين	AlBr <sub>3</sub>	بروميد الألمنيوم
H <sub>2</sub> S	كبريتيد الهيدروجين	Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	نتريد المغنيزيوم
K <sub>2</sub> O	أكسيد البوتاسيوم	LiH	هيدريد الليثيوم

وبالرغم من أن نظام التسمية لكل المركبات الثنائية تنتهي بالمقطع - ide - فإنه ليس صحيحاً أن جميع الأسماء المنتهية بهذا المقطع تعني مركبات ثنائية ، كما توجد هناك مركبات متصلة تحتوي على أيونات سالبة متعددة الذرات وتنتهي أسمائها المهجئة بالمقطع - ide - مثل الهيدروكسيد OH<sup>-</sup> والسيانيد CN<sup>-</sup> وأمثلة ذلك :

Ca (OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد الكالسيوم	( ليس ثنائي )
NaCN	سيانيد الصوديوم	( ليس ثنائي )
NH <sub>4</sub> Cl	كلوريد الأمونيوم	( ليس ثنائي )

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

### استخدام البيانات لتحديد النسب في المركبات

توضح دائماً النسب الاتحادية ، بالصيغ في الاسم الكيميائي ، بالرغم اليوناني للبيانات . وأمثلة ذلك :

N <sub>2</sub> O	أكسيد ثنائي النتروجين	BF <sub>3</sub>	ثالث فلوريد البورون
NO <sub>2</sub>	ثنائي أكسيد النتروجين	PCl <sub>5</sub>	خمس كلوريد الفسفور

ويحدد استخدام مثل هذه البيانات حالات المركب وذلك لتفادي الالتباس ، كما هو الحال في كثير من أكاسيد النتروجين وفي غيرها من المركبات ، حيث تشير البادئة الى كتابة الصيغة الصحيحة .

## 17.5 المركبات الثلاثية المحتوية على الأكسجين

يطلق لفظ المركب الثلاثي على المركب المكون من ثلاثة عناصر ، وهنالك أصناف متعددة من المركبات الثلاثية تحوي الأكسجين وعناصرين آخرين ، وبالنسبة للمركبات الثنائية ، توضع العناصر وفق زيادة الكهرسلبية في كل من الصيغة والاسم . ومرة أخرى يكون هنا الجزء الأول من الاسم هو اسم العنصر الأول . والجزء الثاني من الاسم يعتمد على اسم أيون - الأوكسي ، وهو أيون يحتوي على أكسجين وعنصر واحد آخر .

فصائل - أت - يت توجد فصيلتان شائعتان للمركبات تعتمد اسمائها على أسماء أيون - الأوكسي ، وهما فصيلة - ات ate - وفصيلة - يت ite - ويتم الحصول على أسماء المركبات لهاتين الفصيلتين كالآتي :

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

يستخدم أسلوب تقديري لتسمية أيونات الأكسي الشائعة ( ات - ate - ) وفي حالة الكبريت يكتب رمز SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> لأيون الكبريتات .

يسمى الأيون السالب الذي يكون فيه رقم أكسدة العنصر الأصلي أقل بوحدين ( ذرة أكسجين واحدة ) من أيون - ات ate - بأيون - ite - وفي حالة الكبريت يكون SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> هو أيون الكبريتيت .

ونورد هنا بعض صيغ وأسماء لبعض المركبات النموذجية في فصلين - ات ate  
- و ite - وهي :

H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	كبريتات الصوديوم	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	كبريتات الهيدروجين
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	كبريتيت الصوديوم	Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	كبريتيت الهيدروجين
HNO <sub>3</sub>	نترات البوتاسيوم	KNO <sub>3</sub>	نترات الهيدروجين
HNO <sub>2</sub>	نتريت البوتاسيوم	KNO <sub>2</sub>	نتريت الهيدروجين
HClO <sub>3</sub>	كلورات الصوديوم	NaClO <sub>3</sub>	كلورات الهيدروجين
HClO <sub>2</sub>	كلوريت الصوديوم	NaClO <sub>2</sub>	كلوريت الهيدروجين

لقد احتفظ بأسماء - ات ate - و ite - بالرغم من أن الأنيونات وجدت متحدة  
بكاتيونات متعددة الذرية ومثال ذلك :



تسمية فصيلة فوق - ات هناك بعض أيونات الأوكسي والتي لا تقع في تصنيف -  
ate أو ite - فإذا كان رقم الأكسدة للعنصر الأصلي في أيون الأوكسي أعلى من  
أيون - ات ate - ( علامة تكون هناك ذرة أكسجين واحدة أكثر ) يسمى بأيون فوق - ات  
per - ate . ويكون هذا الاستخدام محدد لأيون الأوكسي لعناصر المجموعة VII<sub>A</sub> و  
BII<sub>B</sub> وأمثلة ذلك :



تسمية فصيلة هيبو (أو تحت) - يت - إذا كان رقم الأكسدة للعنصر الأصلي في  
أيون الأوكسي أقل من أيون - يت ite - ( علامة تكون هناك ذرة أكسجين أقل ) يسمى  
الأيون بأيون الهيبو (أو تحت) - يت والمثال المألوف لهذا النوع من الأيونات السالبة  
هو المكون النشط لمزيل الألوان المنزلي (ClO<sup>-</sup>) أيون الهيبوكلوريت .

ومن أمثلة لأسماء مركباته : هيبوكلوريت الصوديوم NaClO ، وهيبوكلوريت  
الهيدروجين HClO .

لقد كتبنا في هذا الجزء عدد من صيغ المركبات الثلاثة المحتوية على الأكسجين ،  
وعندما تكون مثل هذه المركبات أيونية فإنه يمكننا استنتاج صيغ الأيونات المحتملة كما  
يلي :

يكون العنصر الأول في الرمز أيونا موجبا بسيطا ، ويتحد العنصر الثاني  
بالأكسجين في أيون الأوكسي السالب .

وينطبق هذا المخطط على NaClO<sub>3</sub> نتبأ بوجود الأيونين Na<sup>+</sup> و ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> .  
وللمركب Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> يوجد أيوني Na<sup>+</sup> وأيون SO<sub>3</sub><sup>-2</sup> واحد .

ولا بد أن يكون المجموع الشامل للشحنات الموجبة والسالبة مساويا للصفر . وهناك  
مثال آخر هو Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> حيث تتوقع ثلاثة أيونات Ca<sup>2+</sup> لموازنة الشحنات الستة  
الموجبة ولا بد أن تكون شحنة 3- على كل من أيوني PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> .

## 18-5 أرقام الأكسدة وأسماء المركبات

يكون الفرق عاملة بين حالات الأكسدة للعنصر الأصلي في سلسلة من أبونات الأوكسي هو وحدتين. ويتمشى هذا الفرق مع الفرق في ذرة أكسجين واحدة لكل صيغة، كما هو موضح في سلسلة المركبات التالية :

<sup>+7</sup>	<sup>+7</sup>
فوق كلورات البوتاسيوم $\text{KClO}_4$	فوق كلورات الهيدروجين $\text{HClO}_4$
<sup>+5</sup>	<sup>+5</sup>
كلورات البوتاسيوم $\text{KClO}_3$	كلورات الهيدروجين $\text{HClO}_3$
<sup>+3</sup>	<sup>+3</sup>
كلوريت البوتاسيوم $\text{KClO}_2$	كلوريت الهيدروجين $\text{HClO}_2$
<sup>+1</sup>	<sup>+1</sup>
هيبوكلوريت البوتاسيوم $\text{KClO}$	هيبوكلوريت الهيدروجين $\text{HClO}$

ومن الشائع اظهار العناصر التي لها حالئا ناكسد أو أكثر بأرقام رومانية . ويشكل الحديد سلسلتين من المركبات أحدهما يكون برقم أكسدة +2 والآخر +3 . ولإعطاء هذه المركبات أسماء واضحة فإن رقم الأكسدة يكتب الى جوار العنصر بين قوسين كما في الأمثلة التالية :

كلوريد الحديد (III) $\text{FeCl}_3$	كلوريد الحديد (II) $\text{FeCl}_2$
كبريتات الحديد (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	كبريتات الحديد (II) $\text{FeSO}_4$

وللنحاس حالتي أكسدة في المركبات هما +1 و +2 . وأمثلة لذلك نذكر :

أكسيد النحاس ( II)  $\text{CuO}$       أكسيد النحاس ( I)  $\text{Cu}_2\text{O}$

ونظرا الى ان الحالة الشائعة للنحاس هي +2 ، فانه من المعتاد عدم ذكر رقم الأكسدة في اسم مركبات النحاس (II) . فإذا لم تذكر حالة الأكسدة فيترض ضمنا أن مركب النحاس (II) هو المعني .

ولسوء حظ طالب الكيمياء فإن طريقة التسمية التي شرحناها قد طورت بعد تسمية مركبات كثيرة شائعة بالاتفاق مع أنظمة أخرى وأمثلة ذلك :

كلوريد الحديدك $\text{FeCl}_3$	كلوريد الحديدوز $\text{FeCl}_2$
أكسيد النحاسك $\text{CuO}$	أكسيد النحاسوز $\text{Cu}_2\text{O}$

## اسئلة وتمارين الفصل الخامس

1- لخص المحاولات الاولى التي قامت لتصنيف العناصر.

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

3- ما المقصود بالدور وبالمجموعة 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 الخاملة كبيرة بالمقارن مع العناصر الموجودة معها في دور واحد ، فسر ذلك ؟

6- عرف واذكر صفات مع ذكر مثال لكل من :

أ- العناصر النموذجية - ب - العناصر الانتقالية

ج - الغازات الخاملة - د - العناصر الانتقالية الداخلية .

7- عرف الحجم الذري الغرامي ثم بين اي عنصر من الازواج التالية يكون حجمه اكبر ؟



8- عرف كمون التشرد ثم بين اي عنصر من الازواج التالية كمون تشرده اعلى ؟



9- بين كيف تتغير كمونات التشرد الاولى للعناصر في الجدول الدوري ؟

ابن تقع العناصر التي تملك أكبر واصغر الفة الكترونية ؟ ما هي العلاقة بين كمونات التشرد والافقة الاكترونية وكهر سلبية العاصر ؟

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

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

12- أ - ما هي العلاقة بين نصف القطر الذري وكمون التشرد ؟

ب - علل تناقص كمون التشرد الاول عند الانتقال من :

1-Be إلى 2-B، 3-Mg إلى 4-Al، 3-N إلى 4-P إلى S

ج- هنالك فرق واضح في كمون التشرد الاول بين Na وK وبين Mg وCa لماذا لم

يلاحظ مثل هذا الفرق بين Al وCa ؟

د- لماذا يكون كمون التشرد الاول ثابتا تقريبا في العناصر الانتقالية ؟

ه - ما هي أهمية الانزياح الكبير في كمون التشرد الثالث عند الكالسيوم وكمون التشرد

الخامس عند السليكون وكمون التشرد الثاني عند الصوديوم ؟

13 يتألف الدور الثالث من العناصر التالية :

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

1- له اكبر نصف قطر ذري

2- له اعلى كمون تشرد اول

3- اكثر معدن فعال ،

4- اكثر لا معدن فعال

5- اقل العناصر فعالية

6- عدد المعادن في هذا الدور .

14- تتألف الفصيلة الاولى من العناصر التالية:

Fr . Cs . Rb . K . Na . Li

فأي من هذه العناصر :

1- له اكبر قطر ذري ، 2- له اعلى كمون تشرد اول ،

3- اقل كهر سلبية ، 4- اكثر فعالية .

15- ما هو التركيب الالكتروني المفصل للعناصر التالية :

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

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

ب - اوضح بالاعتماد على التركيب الالكتروني الساقطة موقع كل عنصر في الجدول

الدوري والمجموعة التي ينتمي اليها .

ج - كيف يصبح التركيب الالكتروني للشوارد التالية :

$Ca^{+2}$  .  $Cr^{+2}$  .  $I^{-}$  .  $Cu^{+2}$  .  $K^{+}$  .  $Zn^{+2}$

د- بين عدد الالكترونات الفريدة في كل من العناصر والشوارد السابقة اي منهما له

خواص بار مغناطيسية؟

16- في الازواج التالية اي منهما يكون الاكبر؟

$Ag^{+}$  أم  $Cu^{+2}$

$S^{2-}$  أم S

$Ba^{+2}$  أم  $Cr^{+2}$

$I$  أم  $Zn$

$Cs^{+}$  أم  $Cs$

$Cr^{+3}$  أم  $Cr^{+2}$

$Co^{+}$  أم  $Fe$

$Cr$  أم  $S^{2-}$

$F^{-}$  أم  $IO^{2-}$