البـــاب الثانـــي

التركيب الذري للمادة والجدول الدوري للعناصر

(Atomic Structure & Periodic Table of Elements)

1.2. مقدمـــــــــة .

2.2. تـــركـــيب المـــادة .

3.2. حـــالـــة المـــادة .

4.2. تركـــيب الـــذرة .

5.2. نـــواة الـــــذرة.

6.2. الكتـــرونـــات .

7.2. الإعـــداد الكميـــة .

8.2. النظـــائر .

1.8.2 متوســـط عـــدد الكتلـــة .

2.8.2 الوفـــرة الطبيعيـــة .

3.8.2 الوفـــرة الجزئيـــة .

9.2. الاغلفـــة الذريـــة .

10.2. الجـــدول الـــدوري للعناصـــر .

11.2. نبـــذة تاريخيـــة عـــن تطـــور الجـــدول الـــدوري .

12.2. الفلـــزات واللافلـــزات .

13.2. مقارنـــة بيـــن خواص الفلـــزات واللافلـــزات .

14.2. السبائـــــك واللدائـــن .

15.2. تماريـــــــــن .

obeikandl.com

1.2 مقدمـــــة

من المعروف إن المادة تتكون من عنصر واحد أو مـن عـدة عناصـر مجتمعة على هيئة خليـط أو محلـول أو مركب كيميائي ، أو قـد تكـون مزيج من الأشكال المذكورة . لذلك يمكن القول بأن المادة تتكون من عدد كبير من الذرات أو الجزيئات أو كليهما معا ، مرتبطة مع بعضها بطريقة ما وتشغل أماكن محددة في الفراغ طبقا لنظام خاص لتكون الهيكل الداخلي للمادة . وقـد توجد المادة بحالة غازية أو سائلة أو صلبة ، وفي هذا الباب سـنقوم بعـرض تلك الحقائق .

ولتوضيح العلاقة الوثيقة بين بنية المادة الداخليـة وخواصها الكيـميائية والفيزيائيـة سنبدأ في هذا الباب بـوصف تركيـب الـذرة ، وخـاصة تركيبها الإلكتروني لما له من علاقة بخواص المواد . بالإضافة إلى الجـدول الدوري للعناصر حيث نلقي الضوء على بعـض الخـواص المختلفـة لتلـك العناصر . وأخيرا بعد أن يطّلع القارئ على هذا الباب سيكون بإمكانه التنبـؤ ببعض خواص العناصر المختلفة .

2.2 تركـيب المـادة (The Material's Structure)

لقد تبين من الباب الأول أن هناك العديد من المواد التي يمكن التعرف إليها من مظهرها أو باستخدام بعض حواس الإنسان الخمسة مثل الشم ، أو اللمـس أو حتى التذوق وذلك بالاعتماد على الخبرة السابقة في مثل تلك المجـالات ، فمثـلا نجد أن السكر والملح هي ذات مظهر واحد من حيث الشـكل وحجـم الحبيبات ، إلاّ أنه يمكننا التعرف عليهما بالتذوق .

كذلك يمكننا التعرف إلى بعض الغازات كغاز الميثان والسوائل كالبنزين من رائحتهما وعن طريق استخدام حاسة الشم ، و يمكن أيضا التعرف على المادة الصلبة من لونها وملمسها حيث أنها تكون صلدة بعض الشيء ، فمثلا إذا لاحظنا قضيب من الصلب أثناء تشغيله على ماكينة خراطة ، لوجدنا أن مظهره لن يتغير عند إزالة طبقة رقيقة من سطحه ، الأمر الذي يجعلنا نقرر أن هذه القطعة من الصلب منتظمة التركيب في كل جزء منها .

ورغم كل ما ذكر سابقا ، إلاّ أننا لا نستطيع الاعتماد كليا على هذه الخواص في التعرف إلى المادة ، لأن حواسنا هي ذات قدرة محدودة لا تستطيع أن تصل إلى التفاصيل الدقيقة ، فعلى سبيل المثال كما ذكرنا في الباب الأول فإن هناك أنواع عديدة من الصلب عند النظر إليها بالعين المجردة سنجدها جميعا ذات مظهر خارجي واحد ، الأمر الذي يجعل من الخطأ الاعتقاد بأن لها جميعا نفس الخواص ، وإذا ما حاولنا ثني قطعتين من الصلب ، فقد تتجاوب إحدى القطعتين مع الثني وتنحني بسهولة بينما تنكسر الثانية بعد ثنيها عدة درجات قليلة .

ويرجع ذلك في الواقع إلى أن التركيب الداخلي(البنية الداخلية) لنوعي الصلب مختلفان بالرغم من أن المظهر والملمس الخارجي لهما واحد . ولهذا يتم اللجوء إلى وسائل مساعدة أخرى غير استخدام الحواس البشرية للتعرف على المواد المختلفة ، كالفحص باستعمال الميكروسكوب أو الأشعة السينية أو بالاختبارات الميكانيكية . ولكي نربط بين خواص المادة وتركيبها الداخلي ، يجب علينا التعرف إلى البنية الداخلية للمادة ، وعندما نذكر بنية المادة الداخلية فإننا نقصد ما يلي :

1 – طبيعة وتركيب الذرات التي تتكون منها المادة .

2 – طريقة الترابط بين الذرات وبعضها .

3 – ترتيب الذرات في وحدات بنائية تسمى وحدة الخلية ، وتسمى بالجزيء في حالة البوليمرات .

4 – تجمع وحدات الخلية لتكوين بلورات أو حبيبات .

وسوف نقتصر في هذا الباب على دراسة طبيعة وتركيب الذرات التي تتكون منها المادة . وقبل الدخول في المزيد من التفاصيل ، يجب علينا أولا مراجعة معلوماتنا السابقة عن بعض التعابير والمصطلحات التي ستصادفنا في هذا الكتاب :

a – العنصر (Element)

وهو أبسط صورة توجد عليها المادة و التي لا يمكن فصلها أو تحليلها بالطرق الكيميائية إلى مواد أخرى ، إلاّ أنه يمكن أن تتألف المادة من عدة عناصر ، كما أن جميع الذرات الموجودة في العنصر الواحد تحمل نفس الرقم الذري (Atomic Number) ، فالألمنيوم والزئبق والهيدروجين هي عناصر مختلفة توجد في الحالات الصلبة والسائلة والغازية على التوالي .

b – الذرة (Atom)

أذا أخذنا قطعة من عنصر ما وليكن الكربون مثلا وقمنا بتفتيتها إلى قطع صغيرة جدا ، فإن تلك القطع الصغيرة سوف تحتفظ بنفس خواص الكربون الطبيعية والفيزيائية . وإذا استمرت عملية التفتيت هذه لغاية الحصول على أصغر جسم من المادة وله نفس خواص الكربون فسنكون قد حصلنا عندئذ على ذرة كربون . إلاّ أن الاستمرار بعد ذلك في تقسيم تلك الجسيمات الصغيرة (الذرات) سيؤدي إلى إنشطار ذرة الكربون مما ينتج عنه تغيير في خواص تلك الذرة ، وبالتالي لا يمكن التعرف إليها على أساس أنها ذرة كربون . ولذلك يمكن تعريف الذرة بأنها أصغر وحدة تمثل العنصر

وتحتفظ بجميع خواصه الكيميائية ، ويمكنها الاشتراك في التفاعلات الكيميائية للعنصر ولهذا يمكن القول بأن المادة تتكون من عدد كبير جدا من الذرات .

وتعتمد الخواص الكيميائية والفيزيائية للعنصر على تركيب الذرة وكذلك على ترتيب الذرات بالنسبة لبعضها داخل المادة .

c – المركب الكيميائي (Chemical Compound)

يعرف المركب الكيميائي على أنه مادة متجانسة مكونة من عنصرين أو أكثر متحدة معها بعضها اتحادا كيميائيا بنسب محددة تسمى الأوزان و لا يمكن فصلها إلاّ بالطرق الكيميائية . وتختلف الخواص الفيزيائية للمركب عن خواص العناصر المكونة له ، فمثلا يعتبر غاز ثاني أوكسيد الكربون (CO_2) مركب كيميائي ويتكون من عنصري الكربون والأوكسجين والتي تختلف في خواصها عن المركب الكيميائي المتكون من تفاعلهما .

كما يعتبر الماء (H_2O) وهو مركب كيميائي والذي يتواجد أكثر الأحيان بحالة سائلة دليل آخر على اتحاد العناصر المنفردة ، حيث إنه يتكون من اتحاد عنصري الأوكسجين والهيدروجين وهما يختلفان في الخواص أصلا عن الماء . أما ملح الطعام كلوريد الصوديوم (NaCl) فهو مركب كيميائي من عنصري الكلور والصوديوم ، وهو يختلف عنهما في الخواص وكذلك الحال بالنسبة لمركب كربيد الحديد (Fe_3C) والمتكون من كل من الكربون والحديد . والجدول (2-1) يبين قائمة بأهم العناصر الموجودة على سطح الأرض .

d – الجـزيء (Molecule)

يتكون الجزيء من ذرتين أو أكثر من ذرات العناصر تـرتبط ببعضـها لتكون أصغر وحدة تمثل المادة وتحتفظ بخواصها الفيزيائيـة ، وقـد يتكـون الجزيء من نفس الذرات حيث يمثل الجزيء عنصر كما هو الحال في جزيء النتروجين (N_2) أو قد يحتوي على عدد من الذرات المختلفة لتكـون جـزيء مركب مثل جزيء الماء (H_2O) .

e – المخـلوط (Mixture)

ينتج المخلوط من خلط أو مزج أثنين من العناصر أو المركبـات . ومكونـات المخلوط لا تتحد كيميائيا ، لذلك يحتفظ كل منها بخواصه المميـزة كما أنهـا تختلـط بأي نسبة وزنية ، وتكون الخواص الفيزيائية للمخلوط أو الخليط هـي مزيج أو جمع لخواص مكوناتـه ، ويمكن فصل مكونـات ذلـك الخلـيط بالطرق الفيزيائية أو الميكانيكية ومثال على ذلك الجرانيـت الذي يحتـوي على الفلسبار(سليكات الألمنيوم) والمايكا والرمل .

f – المحـلول (Solution)

يعتبر المحلول نوع خاص من أنواع الخلائـط ، حيـث تمتـزج فيـه المكونات على المستوى الذري ، وعادة ما تسـود الخـواص الفيزيائيـة لأحـد المكونـات وهي المادة المذيبة . فمثلا يظل مظهر الماء وسلوكه كمـا هو عند إذابة سكر فيه لتكوين محلول سكري وقد يكون المذيب (solvent) أو المـذاب (solute) أو المحلول الناتج في الحالة الغازية أو السائلة أو الصلبة ، وحيث أن مزج المحلول يكون على المستوى الذري ، لـذلك تكـون للمـذيب القدرة على إذابة كميـة محدودة من المواد المذابة واحتـوائهـا بين ذراتـه

وجزيئاته وهذه الكمية المحدودة تسمى بـ" حد التشبع " (Saturation Limit) . وعموما هناك ثلاثة أنواع من المحاليل هي :

1- المحلول غير المشبع (Unsaturated Solution)

وفيه تكون كمية المادة المذابة أقل من تلك التي يستطيع المذيب إذابتها أي أقل من حد التشبع .

2- المحلول المشبع (Saturated Solution)

وتكون فيه المادة المذابة هي نفس الكمية المحددة التي يستطيع المذيب إذابتها واحتوائها أي تكون مساوية إلى حد التشبع .

3- المحلول فوق التشبع (Supersaturated Solution)

وتكون فيه كمية المواد المذابة أكبر من تلك الكمية المحددة التي يستطيع المذيب إذابتها ، أي أكبر من حد التشبع .

جدول(2-1)

قائمة بأهم العناصر الموجودة على سطح الأرض

أسم العنصر	الرمز	العدد الذري	الوزن الذري
الأكتينيوم	Ac	89	[227]
الألمنيوم	Al	13	26.981539
الأنتيمون	Sb	51	121.76
الأرجون	Ar	18	39.948
الزرنيخ	As	33	74.92159
الستانتينيوم	At	85	[210]
الباريوم	Ba	56	137.327
البركيليوم	Bk	97	[247]

obeikandl.com

البيريليوم	Be	4	9.012182
البزموث	Bi	83	208.98037
البورون	B	5	10.811
البروم	Br	35	79.904
الكادميوم	Cd	48	112.411
الكالسيوم	Ca	20	40.078
الكربون	C	6	12.011
السيريوم	Ce	58	140.115
السيزيوم	Cs	55	132.90543
الكلور	Cl	17	35.4527
الكروم	Cr	24	51.9961
الكوبالت	Co	27	58.9332
النحاس	Cu	29	63.546
الكوريوم	Cm	96	[247]
الفلور	F	9	18.9984032
الجاليوم	Ga	31	69.723
الجرمانيوم	Ge	32	72.61
الذهب	Au	79	196.96654
الهافينيوم	Hf	72	178.49
الهيليوم	He	2	4.002602
الهيدروجين	H	1	1.00794
اليود	I	53	126.90447
الحديد	Fe	26	55.845
الكريبتون	Kr	36	83.8
اللانثينيوم	La	57	138.9055
الرصاص	Pb	82	207.2

الليثيوم	Li	3	6.941
اللوتيتيوم	Lu	71	174.967
المغنيسيوم	Mg	12	24.305
المنجنيز	Mn	25	54.93805
الزئبق	Hg	80	200.59
المولبيدينيوم	Mo	42	95.94
النوديميوم	Nd	60	144.24
النيون	Ne	10	20.1797
النبتوميوم	Np	93	[237]
النيكل	Ni	28	58.6934
النوبيوم	Nb	41	92.90638
النتروجين	N	7	14.00674
النوبليوم	No	102	[259]
الأوزميوم	Os	76	190.23
الأوكسجين	O	8	15.9994
البلاديوم	Pd	46	106.42
الفسفور	P	15	30.973762
البلاتين	Pt	78	195.08
البلتانيوم	Pu	94	[244]
البولونيوم	Po	84	[209]
البوتاسيوم	K	19	39.0983
البروميثيوم	Pm	61	[145]
البروتاكتينيوم	Pa	91	231.03588
الراديوم	Ra	88	[226]
الرادون	Rn	86	[222]
الريهينيوم	Re	75	186.207

الروديوم	Rh	45	102.9055
الروبيديوم	Rb	37	85.4678
الروثينيوم	Ru	44	101.07
السكانديوم	Sc	21	44.95591
السيلينيوم	Se	34	78.96
السيلكون	Si	14	28.0855
الفضة	Ag	47	107.8682
الصوديوم	Na	11	22.989768
السترونتيوم	Sr	38	87.62
الكبريت	S	16	32.066
التنتاليوم	Ta	73	180.9479
التيليريوم	Te	52	127.6
التيربيوم	Tb	65	158.92534
الثاليوم	Tl	81	204.3833
الثوريوم	Th	90	232.0381
الثوليوم	Tm	69	168.93421
القصدير	Sn	50	118.71
التيتانيوم	Ti	22	47.867
التنجستين	W	74	183.84
اليورانيوم	U	92	238.0289
الفناديوم	V	23	50.9415
الزينون	Xe	54	131.29
اليوتربيوم	Yb	70	173.04
اليوتيريوم	Y	39	88.90585
الخارصين	Zn	30	65.39
الزركونيوم	Zr	40	91.224

obeikandl.com

3.2 حالـــة المـــادة (State of Material)

بعد هذا العرض الموجز لتركيب المادة ، يجب علينا معرفة حالـــة المـــادة والعلاقة بين هذه الحالة وبين الذرات أو الجزيئات المكونة لتلك المادة ، حيـــث يمكن أن تكون المادة إما في الحالة الغازية أو الحالة السائلة أو الحالة الصلبة .

عندما تكون المادة في الحالة الغازية فان الذرات أو الجزيئـــات لا تشـــغل مواقع محددة في الفراغ ، ولكنها تتحرك دائما حركة عشوائية فـــي أي اتجـــاه حيـــث أنه تـــوجد بينها قوى تجاذب ضعيفة جـــدا ، تحاول ربط تلك الذرات أو الجزيئات بعضها ببعـــض مما يجعـــلها تتحرك مبتعـــدة عـــــن بعضـــها لتنتشر وتملأ الحيز الموجود فيه ، شاغلة بذلك كل حجم الإناء الموضوعة به ، لذلك ليس للغاز حجم أو شكل ثابت .

أما عندما المادة في الحالة السائلة فتكون الذرات أو الجزيئات فيها أكثـــر تقاربا عن ما هي عليـــه في الحالـــة الغازيـــة ، كما إن ارتباطهـــا ببعضـــها يكون ضعيفا وهو ما يجعل حجمها ثابتا إلاّ أنها تستطيع الحركة بسهولة وسط الذرات أو الجزيئات المحيطة بها بشكل حركة إنزلاقية ، وهذا يسبب في وجود تشابه بين السوائل والغازات من حيث أنه ليس لديها شكل ثابت بل إنها تأخـــذ شكل الإناء الذي توضع فيه .

أما بالنسبة للمادة في الحالة الصلبة ففيها تشغل الذرات أو الجزيئات مواقع ثابتة ، كما يلاحظ وجود ارتباط قوي بين الذرات أو الجزيئـــات ممـــا يجعـــل حركتها محدودة للغاية ولذلك تشغل المادة الصلبة حجم ثابت وشكل ثابت .

ويلاحظ أيضا أن تركيب الذرات وكذلك طبيعة الروابط التي تربطها هـــي التي تحدد مواقع الذرات في المـــادة الصـــلبة ، كمـــا أن خـــواص الـــذرات

والجزيئات المكونة للمـــادة وكذلك الطريقة التي تنظم بهـــا فـــي الحيـــز أو الفراغ الذي تشغله هي التي تحدد الخواص الأساسية للمادة الصـــلبة ، لـــذلك سوف نتطرق في الجزء التالي إلى تركيب الذرة .

4.2 تركيـــب الـــذرة (Atomic Structure)

لقد ظهـــرت على مر التاريخ العديد من النظريات التي توضـــح تركيـــب الذرة وكانت بعض هذه النظريات تحتوي على افتراضات خاطئـــة ، إلاّ أنهـــا كانت تقود العلماء تدريجيا إلى التكوين الدقيق للذرة . وكما ذكرنـــا ســـابقا أن الذرة هي أصغر جزء من العنصر يمكنه الاشتراك في التفاعل الكيميائي .

أن الفكرة القائلة أن المادة تتكون من جسيمات أساسية دقيقـــة تعـــود فـــي الأســـاس إلى الفيلسوفـــين " لوسيوس وديموقراطيس " في القـــرنين الرابـــع والخامس قبل الميلاد ، فقد اعتقد " لوسيوس " أن تجزئة أية عينة من مادة إلى أجزاء أصغر فأصغر لا يـــمكن أن تستمر إلى ما لانهاية و لابد من أن تنتهي إلى جسيم صغير جـــدا لا ينقســـم ويكـــون غيـــر قابل للتجـــزئة ، وقد سمى " ديموقراطيس " هذه الجسيمات المتناهية في الصغر بالذرات (atoms) . وقد عارض هذا الرأي الفيلسوفان " أفلاطون وأرسطو " بالرغم من أن هذه الآراء لم تكن مبنية على نتائج تجريبية بل كانت مجرد أفكار وممارسات فكرية ، وقد ظل مفهوم الذرة غير واضح لما يزيد عن ألفي سنة حتى تبنى علماء العصـــر الحديث في القرنين السابع عشر والثامن عشر الميلاديين مـــن جديـــد الـــرأي القائـــل بذرية المواد .

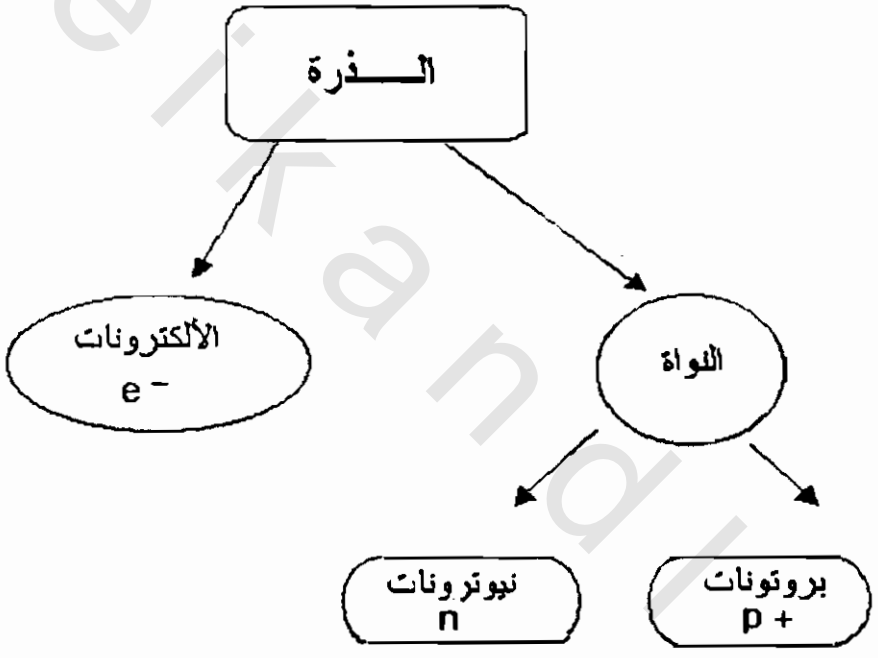
فقد وضـــع " بويل " أول تعريف حديث للعنصر بأنه المادة التي لا تتحلل أو تتفكك خلال التفاعل الكيميائي ، ووجد " نيوتن " أن التغير الكيميائي ينـــتج عن انفصال وإعادة تجميع الجسيمات (الذرات) من جديد ، إلـــى أن أعلـــن

العالم " دالتون " نظريته المعروفة عـام 1803 – لتفسـير قـانوني الاتحـاد الكيميائي المعروفين آنذاك وهما قانونا بقاء المادة والنسب الثابتة ، وقد أسست هذه النظرية على قوانين معروفة تم اكتشافها من خـلال ملاحظـات عديـدة لسلوك المواد في الطبيعة ، وبذلك كان أول من ربط بين مفهوم الذرة والبنـاء الكيميائي الحديث للنواة، وكما هو معلوم لدينا فإن جميع خواص المواد سترتبط في نهاية الأمر بتركيبها الذري .

واستنادا إلى فروض " دالتون " بأن المواد تتفاعل مـع بعضـها بنسـب عددية بسيطة من حيث عدد الذرات ، ومن ملاحظة " جـاي لوسـاك " بـأن النسب بين حجوم الغازات المتفاعلة هي نسب عدديـة بسـيطة تحـت نفـس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة – قانون الحجوم لجـاي لوسـاك عـام 1808 – أعتقد دالتون أن (الحجوم المتساوية من الغـازات لابد أن تحتـوي على أعداد متساوية من الذرات) وقد أيده في هذا الرأي العالم " برزيليوس " . وعند استخدام هذا الفرضية في تفسير قانون الحجوم ، أدى ذلك إلـى وقـوع تضارب بين فرضيات النظرية الذرية وقانون الحجوم وأسفرت محاولة التفسير هذه عن وجود ضرورة لانقسام الذرة .

وإزاء هذا التضارب الصريح بين قانون الحجوم وفرضية دالتون ، صرف العالم " أفوجادرو " معظم اهتمامه لتعديـل هذا الفرضية بحيث يمكن تـفسير قانون الحجوم دون التعارض مع النظرية الذرية ، وانتهى به التفكير إلـى أن وحدة الغاز الفيزيائية والتي هي ليست الذرة المنفردة ولكنها عبارة عن تجمـع ذري يتكون من عدد بسيط من الذرات المترابطة ، أطلق عليها أسم الجزيئات حيث إن جزيئات معظم العناصر الغازية تتكون من ذرتين اثنتين ، والحقيقـة إن الأخذ بفرضية تركيـب المواد من جزيئات قـد أكمـل فرضيات النظرية الذرية وجعلها صالحة لتفسير العديد من القوانين الكيميائية والحقائق العلمية .

ولقد أثبتت الأبحاث والدراسات التي قادت إلى النظرية الذرية الحديثة أن الذرة تتكون من وحدات أساسية هي البروتونات والنيوترونات والإلكترونات ، ولقد تم اكتشاف هذه الجسيمات عبر سلسلة من التجارب العلمية الدقيقة التي أجراها عدد من العلماء المحدثين خلال أواخر القرن التاسع عشر وأوائل القرن العشرين وعلى رأسهم طومسون ورذرفورد وبلانك وانيشتاين وبوهر وغيرهم . ويمكن تلخيص التطور الحديث للذرة كما هو مبين في الشكل (2-1) .



الشكل (2-1) التطور الحديث للذرة

إن النظرية الحديثة توضح بأن الذرة تتكون من نواة (nucleus) ذات شحنة إلكترونية حديثة موجبة محاطة بإلكترونات (electrons) سالبة الشحنة تدور حول النواة في أفلاك (orbitals) ، محددة على أبعاد مختلفة من النواة . وبذلك تشبه الذرة في تكوينها المجموعة الشمسية في الكون حيث تمثل الإلكترونات بالكواكب التي تدور في فلك محدد حول

الشمس التي تمثل النواة وحيث أن الذرة متعادلة كهربائيا ، فإن الشحنة السالبة المتمثلة في الإلكترونات تكون مساوية للشحنة الموجبة الموجودة في النـــواة . وفيما يلي نتعرض لكل من النواة والإلكترونات بشيء من التفصيل .

5.2 نـــواة الـــذرة (Atom's Nucleus)

إن كتلة الذرة تتركز كليا في نواتها وذلك لأن كتلة الإلكترونات ضئيلة جدا بالنسبة للنواة بحيـــث يمكن إهمالها . وتحتوي النواة أساسا على نـــوعين مـــن الجسيمات وهي البروتونات (protons) التي هي عبارة عن جسيمات موجبة الشحنة ، والنيوترونات (neutrons) وهي جسيمات متعادلة الشحنة . كما أن الشحنة الكهربائية التي يحتويها البروتون مساوية للشـــحنة الكهربائيـــة التـــي يحتويها الإلكترون في المقدار إلاّ أنها معاكسة للأولى في الإشارة ، وبالتـــالي يكون عدد البروتونات الموجبة مســـاوي لعدد الإلكترونات السالبة وذلـــك لأن الذرة كما سبق ذكره متعادلة كهربائيا .

ويميز عـــدد البروتونات في النواة نوع العنصر عن غيره من العناصـــر ويسمّى العدد الذري (atomic number) ، و يرمز له عـــادة بـــالحرف Z وتتحدد الصفات الكيميائية للعنصر بعدده الذري الذي أكتشف من قبـــل العـــالم " موزلي " عام 1913 ، أي أن تلـــك الصفات الكيميائية لا تتأثر إطلاقا بعـــدد النيوترونات .

أمـــا رقـــم الكتلـــة (weight number) ورمزه A فيمثل مجموع عدد البروتونات والنيوترونـــات في نواة ذرة العنصر . وعلى هذا الأســـاس فـــإن عدد النيوترونات في نواة الذرة يساوي الفرق بين العـــددين A و Z . وهكـــذا يكتـــب الرمز الدولي للعنصر موضحا عليه رقم الكتـــلة على هيئة أعلى يسار الرمز والعدد الذري في الجهة السفلى من يســـار الـــرمز .

فإذا كان رمز العنصر X مثلا فإننا نكتب الصيغة النهائية له ${}^{A}_{z}X$ وللنيوترونات دور هام في نواة الذرة ، بالرغم من أنها لا تؤثر في خواص العنصر الكيميائية ، كما أنها لا تغير شحنة النواة إلاّ أنها ضرورية لضمان ثبات الذرة حيث أنها تخفف من قوى التنافر الموجودة بين البروتونات العديدة في النواة وتشارك في رقم الكتلة .

مثـــال (2-1)

بين عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في كل من الذرات التالية :

$${}^{19}_{9}F \ , \ {}^{16}_{8}O \ , \ {}^{14}_{7}N \ , \ {}^{12}_{6}C \ , \ {}^{7}_{3}Li \ , \ {}^{1}_{1}H$$

الحـــل :

عدد البروتونات (P^+) = العدد الذري Z

عدد النيوترونات (n) = رقم الكتلة A – العدد الذري Z

عدد الإلكترونات ($\bar{e}$) = عدد البروتونات في الذرة المتعادلة

والنتائج مرتبة في الجدول التالي :

$\bar{e}$	n	P^+	العنصر	$\bar{e}$	n	P^+	العنصر
7	7	7	N	1	0	1	H
8	8	8	O	3	4	3	Li
9	10	9	F	6	6	6	C

إن كتلة الذرة تتركز في النواة التي يوجد فيها جسيمات موجبة الشحنة ويرمز لها بالرمز(P^+) ، و جسيمات متعادلة الشحنة هي النيوترونات

obeikandl.com

ورمزهـــا(n) ، وتحيـــط بالنواة أغـــلفة(مستويات طاقة) تدور فيها جســـيمات سالبة بسرعة هائلة تعرف بالإلكترونات (ē) . وتتعـــــادل شـــحنة النـــــواة الموجبة مع شحنة الإلكترونات السالبة ، أي أنه في الذرة المتعادلة كهربائيـــا ، ويتساوى عدد البروتونات الموجبة الشحنة مع عدد الإلكترونات السالبة الشحنة كما في الشكل (2-2) .

على الرغم من تساوي عدد البروتونات مع عدد الإلكترونات فـــي الـــذرة المتعادلة ، ألا أن كتلة الإلكتـــرون أصغر بكثيـــر من كتلة البروتـــون وتقدر بنسبـــة 1 : 1836 أي أن كتلـــة البروتـــون أثقـــل من كتلـــــة الإلكتـــرون بحوالي 1836 مرة . وعلى العموم وبسبب أن الذرة هي جسيم متنـــاهي فـــي الصغر ، لذلك يتوقع أن تكون كل كتل مكوناتها ضئيلة جدا . والجدول (2-2) يبين هذة الكتل لكل من البروتون والنيترون والكترون .

جـــدول(2-2)

خواص الجسيمات في ذرة العنصر

الخاصية	بروتون P^+	نيوترون n	إلكترون ē
الكتلة, جرام	10^{-24} x 1.67	10^{-24} x 1.675	10^{-28} x 9.11
الشحنة الافتراضية	+1	0	-1

لاحظ بأن الشحنة الحقيقية للإلكترون (ē) = 1.602 x 10^{-19} كولـــوم . وبتأمل البيانـــات المدرجة في الجدول(2-2) يمكنك إدراك ضآلة الذرة حجمـــا ووزنا ، وبما أن كتلة النيوترون تساوي تقريبا كتلة البروتون ، فإن رقم كتلـــة الذرة يكون مساويا تقريبا لمجموع عددي البروتونات والنيوترونـــات ، وذلـــك لأن كتلة الإلكترون صغيرة جدا بالنسبة لكتلة البروتـــون ويمكـــن إهمالهـــا ،

بالتالي يمكن التعبير عن العلاقة بين رقم كتلة الذرة وعددها الذري بالمعادلة التالية :

$$A = Z + n \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (1-2)$$

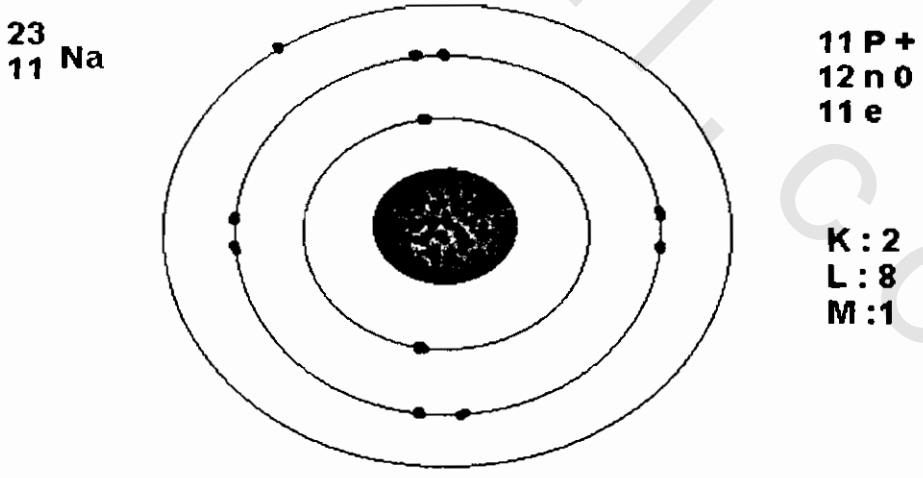
فعلى سبيل المثال يبين الجدول (2-3) بعض الخواص والمعلومات الخاصة بذرة الهيدروجين .

جدول (2-3)

معلومات عن ذرة الهيدروجين

الكتلة , جرام	نصف قطر الذرة, سم	نصف قطر النواة, سم
$10^{-24} \times 1.67$	$10^{-8} \times 1$	$10^{-13} \times 1$

وحيث إن العدد الذري للهيدروجين = 1 وذرة الهيدروجين لا تحتوي على نيوترونات فهذا يعني أن A = 1 وبالتالي فإن رقم الكتلة هو 1 . و يمكن تطبيق هذه القاعدة على جميع العناصر الأخرى . وإن الشكل (2-2) يبين نموذجاً للذرة المتعادلة .



الشكل (2-2)

نموذج للذرة المتعادلة

مثـــال (2-2)

ما هو رقم كتلة النحاس إذا علمت أن عددها الذري 29 ، وأنها تحتوي على 25 نيوترون .

الحـــل :

$Z = 29 \quad , \quad n = 25$

إذن :

$n + Z = A$

$25 + 29 = 64$

ورغم أن العدد الذري (عدد البروتونات) يبقى ثابتا لكل عنصـــر ، ألا أن عدد النيوترونات يمكن أن يتغيـــر في بعض العناصر معطيا قيم مختلفة لكتلـــة الذرة ، والعـــناصر التي تختـــلف كتلـــتها باختلاف عدد نيوتروناتها تســـمى النظائر(isotopes) ، ألا أنها تتحد جميعا في صفـــاتها الكيميائيـــة ، فعلـــى سبيل المثال نجد أن العدد الذري للمغنيسيوم هو 12 بينما رقم كتلة ذرته هو24 أي أن :

$Z = 12 \quad , \quad n = 12 \quad , \quad A = 24$

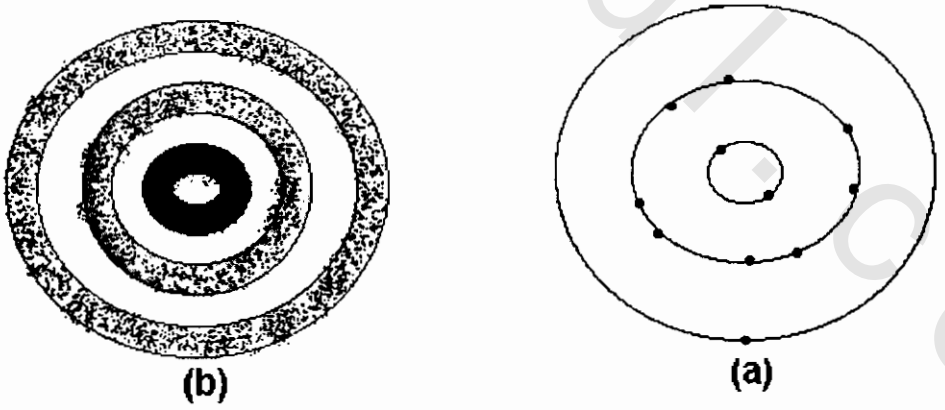
وهذا يعني أن عدد النيوترونات في ذرة المغنيسيوم هو 12 ، ألا أنه توجد بعض النظائر التي قد تحتوي على 11 أو 12 نيوترون وبالتالي ستتغير كتلـــة الذرة لهذين النظيرين إلى 23 و25 على التوالي .

6.2 الإلكترونات (Electrons)

الإلكتـــرون هو جسيم ضئيل جدا في الشحنـــة يبلـــغ قطـــره 2.8×10^{-15}م ، ووزنـــه 9.11×10^{-28} جرام ، و يحمل شحنة كهربائيـــة ســـالبة مقدارها وحدة شحنة كهربائية وتساوي 1.6×10^{-19} كولوم (أمبير.ثانية) .

أن الإلكترونات تدور حول النواة في أفلاك محددة كما ذكرنا سابقاً ، ودوران الإلكترونات حول النواة أمر ضروري لأنه إذا كان الإلكترون ذو الشحنة السالبة ثابت في مكانه حول النواة الموجبة الشحنة ، فليس هناك ما يمنع انجذابه نحوها بقوة وبالتالي يتلاشى كيان الذرة . ولذلك كان من الضروري دوران الإلكترونات حول النواة بالسرعة الكافية لإنشاء قوة طاردة مركزية تعادل قوة جذب النواة لها . ولهذا تحتفظ الذرة بالإلكترونات في أفلاكها المختلفة والتي تبعد عن النواة بمسافات محددة ، الأمر الذي يحفظ للنواة كيانها .

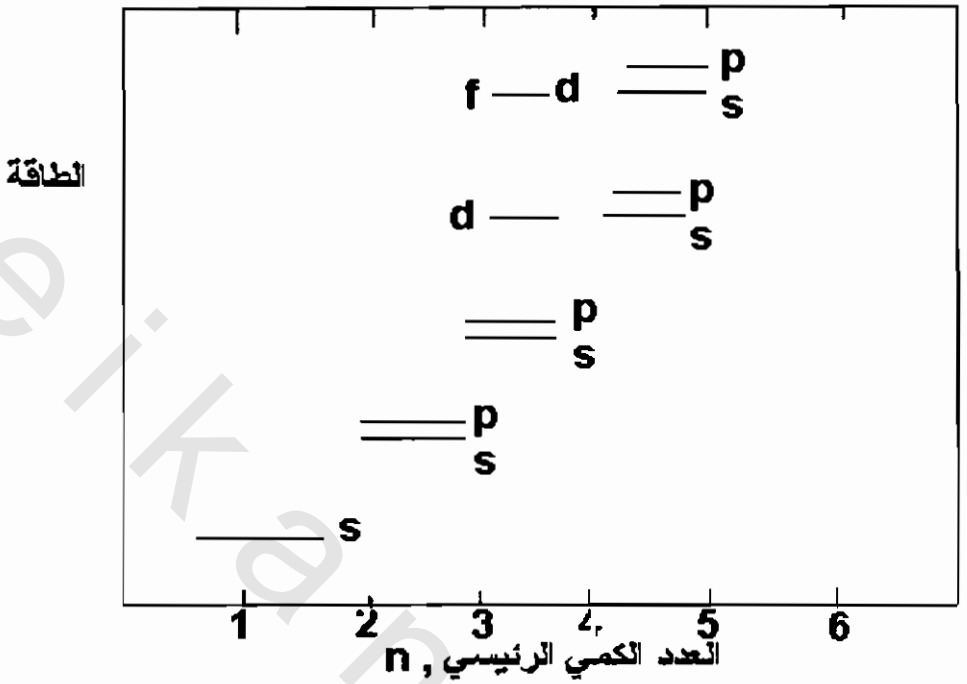
وتختلف إلكترونات الذرة الواحدة في طاقاتها وحالتها حسب بعدها عن النواة ووضعها واتجاه دورانها بالنسبة للنواة ، لذلك فأنها تكون موزعة حول النواة في محيطات أو أغلفة (Shells) محددة تدور حول النواة ، ولكل غلاف مستوى طاقة ثابت ، ألا أن بعض الإلكترونات الموجودة في غلاف معين تختلف أيضا في طاقاتها وهذا يعني أن كل غلاف يحتوي على عدة مستويات طاقة فرعية تسمى بالمدارات (Orbits) ، كما يبين الشكل (3-2) .



الشكل (2-3)

(a) نموذج ذرة بوهر (b) نموذج النظرية الميكانيكية الموجية

ولكل مدار طاقة معينة كما في شكل (2-4) ويتكون كل مدار من عدة أفلاك(Orbitals) .

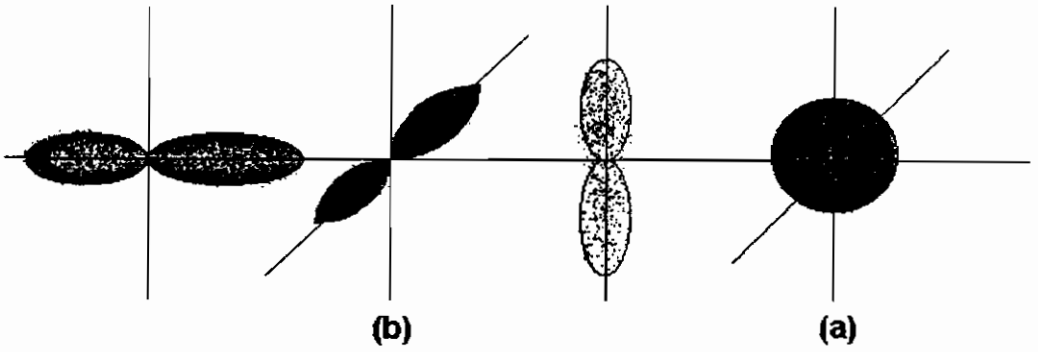


الشكل (2-4)

رسم توضيحي يبين مستويات الطاقة المختلفة

ويدور في كل فلك إلكترونا واحدا أو إلكترونين ، ويكون الفلك أما كروي متماثل حول النواة كما في الشكل (5-2.a) أو بيضوي غير متماثل حول النواة كما في شكل (5-2.b) .

obeikandl.com

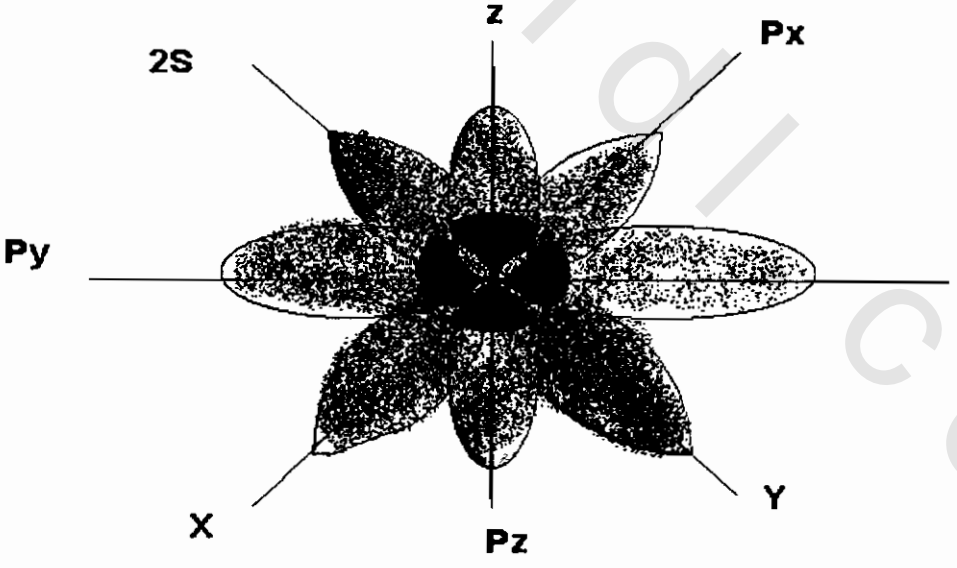


الشكل (2-5)

(a) فلك كروي الشكل متماثل حول النواة.

(b) فلك بيضوي الشكل غير متماثل حول النواة.

ويبين الشكل (2-6) المحيط الثاني لذرة الصوديوم حيث يدور أول إلكترونين في الفلك الكروي (2S) والستة إلكترونات الباقية في ثلاثة أفلاك بيضوية هي ($2P_x$ ، $2P_y$ ، $2P_z$) واقعة على المحاور الرئيسية الثلاثة X , Y , Z .



الشكل (2-6)

توزيع الغلاف الثاني لذرة الصوديوم كرويا للإلكترونين الأوليين (2S) فقط

6.2 الأعـــداد الكـــميـــة (Quantum Numbers)

يمكن وصف حالة ووضع طاقــة كل إلكترون في الــذرة بأربــع أعداد كمية يمكن تصنيفها على الشكل التالي :

a – العــدد الكمـــي الرئيســـي (Principle Quantum Number)

ويرمز له بالرمز (n) ويمثل رقم مســتوى الطاقــة الأساســـي أي رقــم الغلاف ، وتتخذ n لهذه الأغلفة ابتــداء مــن أقربهــا للنــواة وأقلهــا طاقــة القيم 3 ، 2 ، 1..الخ . ويزداد قطر الغلاف كلما ازداد بعده عن النواة .

فإذا كانــت قيمة n لأحــد الإلكترونـــــات هـــي 3 ، فهــذا يعنـــي أن الإلكترون موجود بالفلك الثالث . وتدل n على عدد المدارات ، فمــثلا الفلــك الثاني n = 2 يحتوي على مدارين وهكذا .

b– العدد الكمي الزاوي المداري (Radian Orbit Quantum Number)

ويرمز له بالرمز (I) ، وهو يرمز في العادة لمستوى الطاقة الثــانوي أو المدار داخل الفلك ، ويتخذ قيما صحيحة من صفر إلى n = 1 ، فمثلا بالنسبة للفلك الرابع أي n = 4 فان قيم I تكون هي صفر أو 3 ، 2 ،1 . وعادة مــا يرمز لهذه المدارات بحروف بدلا من الأرقام كما في الجدول (2-4) ، وكلمــا زادت قيمة العدد الكمي الثانوي ، كلما زادت طاقة المدار .

وكما هو واضح في الشكل (2-3) ، فإذا كانت I = 0 لأحد الإلكترونـــات فهذا يعني أنه في الحالة s أما إذا كانــت I =1 فهذا يعني أنه فـــي الحالــة p وبالتالي إذا كانت n = 2 فإن I يرمز لها بواحد من الرمــوز s , p , d ، فإذا أردنا وصف الإلكتــرون الذي I له هي p فانه يرمز لهذا الإلكتـــــرون بالرمز 3p وهكذا .

جدول (2-4)

I	0	1	2	3	4
الرمز	s	p	d	f	g
عدد الأفلاك	1	3	5	7	9
أقصىعدد من الإلكترونات	2	6	10	14	18

c- العـــدد الكمـــي المغنـــاطيسي (Magnetic Quantum Number)

ويرمز له بالرمز (m_1) ، وهو عدد صحيح قيمتـــه تتـــراوح من (1) إلى (-1) ، فمثلا إذا كان I = 3 ، فإن m_1 يمكن أن يكون 2+, 1+, 0, 1-, 2- ويـــدل العدد الكمي المغناطيسي على الفلك الذي يوجـــد فيه الإلكترون داخـــل مدار ما. وعدد الفلك في أي مدار يســـاوي (2 I + 1) . والجـــدول (2-4) يبين الأفلاك في المدارات المختلفة . وحيث أن كل منها يستوعب أكثـــر مـــن إلكترونيـــن ، لذلـــك أمكن حساب أقصى عـــدد مـــن الإلكتـــرونات يمكـــن استيعابها المدارات المختلفة كمـــا موضـــح فـــي الجـــدول (2-4) وتســـاوي 2(2 I + 1) .

d- العـــدد الكمـــي المغزلـــي (Spin Quantum Number)

ويرمز له بالرمز (m_s) ، ويدل على اتجاه دوران الإلكترون حول نفســـه ويأخذ القيمة $+\frac{1}{2}$ أو $-\frac{1}{2}$. ولغرض التدوين عادة ما يمثل العدد الموجب ($+\frac{1}{2}$) بسهم رأســـه متجه للأعلى ↑ دوران للأعلى والعدد الســـالب ($-\frac{1}{2}$) بسهم رأسه متجه للأسفل↓ دوران للأسفل . ولا تعتمد قيمة m_s على الأعـــداد الكمية الثلاثة السابقة .

ونستنتج مما سبــق أن الأعداد الكمية الأربعة تصف حالة الإلكتــرون في الذرة ، ويلاحظ أن الأعداد الكمية الثلاثة الأولى n , I , m تحدد الفلك الــذي يدور فيــه الإلكترون حيــث أن لها علاقة بحجم وشكل اتجاه الفلك ، وبنــاء على مبدأ " باولي للإبعاد " (Pauli Exclusion Principle) ، فإنــه لا يوجد إلكترونــان في الــذرة لهما نفس الأعــداد الكميــة الأربعــة . ومــن المعلومات السابقة يمكن الآن تحديد الأعداد الكمية الأربعة للإلكترونات الإثنى عشر الموجودة في ذرة المغنيسيوم كما موضح في جدول(2-5) .

جدول (2 - 5)

رقم الإلكترون	n	l	m_l	m_s	الرمز
1	1	صفر	صفر	$+\frac{1}{2}$	$1S^2$
2	1	صفر	صفر	$-\frac{1}{2}$	
3	2	صفر	صفر	$+\frac{1}{2}$	$2S^2$
4	2	صفر	صفر	$-\frac{1}{2}$	
5	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$	$2P^6$
6	2	1	صفر	$+\frac{1}{2}$	
7	2	1	+1	$+\frac{1}{2}$	
8	2	1	-1	$-\frac{1}{2}$	
9	2	1	صفر	$-\frac{1}{2}$	
10	2	1	+1	$-\frac{1}{2}$	
11	2	صفر	صفر	$+\frac{1}{2}$	$3S^2$
12	2	صفر	صفر	$-\frac{1}{2}$	

ولقد ذكرنا سابقا أن الذرة تتركب من نواة بها جسيمات موجبة وتحيط بها أغلفة(مستويات طاقة) تحتوي على جسيمات سالبة هي الإلكترونات ، حيث يتحدد كل غلاف أي الحيز الذي يمكن للإلكترونات أن تتحرك فيه بمستوى معين من الطاقة ، ويتزايد حجم الغلاف ومستوى طاقته كلما ابتعد عن النواة ، ولكل غلاف القدرة على استيعاب عدد محدود من الإلكترونات لا يمكن تجاوزه بأية حال .

ومن البديهي أن الأغلفة الأكبر حجما أي الأوسع يمكنها إستضافة عدد أكبر من الإلكترونات ، باستثناء الغلاف الأول تتكون الأغلفة الرئيسية من عدد من الأغلفة الفرعية المختلفة في طاقاتها ، وتميز الأغلفة الأربعة الرئيسية الأولى بالحروف K , L , M , N على التوالي(من اليمين لليسار) ، كما تميز بما يعرف بعدد الكم الرئيسي(n) حيث تأخذ (n) القيم العددية الصحيحة 2, 3 1, ...الخ بداية من الغلاف الرئيسي الأول . وباستخدام معادلات وقوانين علم الميكانيكا الموجية ، يتم تحديد العدد الأقصى للإلكترونات في كل غلاف كما في الجدول(2 - 6) .

جدول (2-6)

العدد الأقصى للإلكترونات في كل غلاف

الغلاف	عدد الكم الرئيسي	الرمز	العدد الأقصى للإلكترونات
الأول	n = 1	K	2
الثاني	n = 2	L	8
الثالث	n = 3	M	18
الرابع	n = 4	N	32

ويلاحظ في الجدول السابق استخدامنا للاسم المميز المختصر حيث أنه غالبا ما يستخدم للتعبير عن الأرقام الكمية . فمثلا $1s^2$ يوضح وجود إلكترونين في المدار الأول s ، حيث (I = صفر) الموجود داخل الفلك الأول (n = 1) أما $2\ p^6$ ، فتعبر عن وجود ست إلكترونات في المدار الثاني p والموجود داخل الفلك الثاني(n = 2) . وبالتالي يمكن التعبير عن الهيئة الإلكترونية (Electronic Configuration) ، أو التوزيع الإلكتروني في الصورة المختصرة التالية لذرة المغنيسيوم كما يلي :

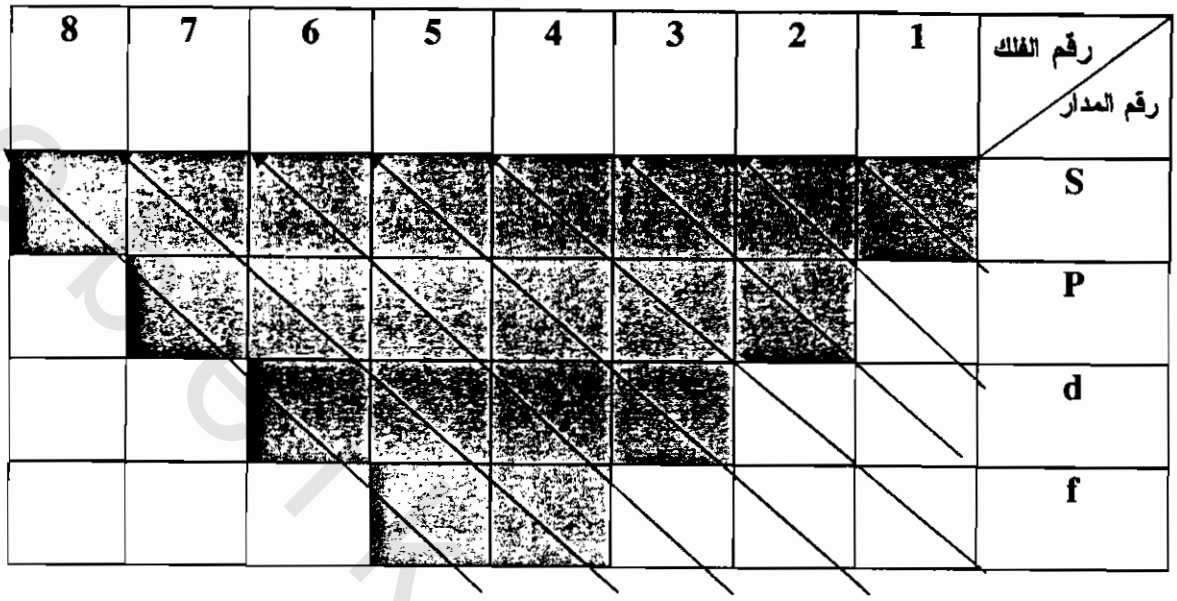
$$Mg\ {}^{24}_{12} = 1s^2\ ,2\ s^2\ ,2\ p^6\ ,3\ s^2$$

وعند ترتيب الإلكترونات وتوزيعها في الأفلاك المختلفة ، يجب أن تشغل الفلك أولا بالإلكترونات موجبة الدوران($+\frac{1}{2} = m_s$) حتى تشغل جميع الأفلاك الموجودة بالمدار ، ويبدأ بعدها بمليء الفلك بالإلكترونات سالبة الدوران ($-\frac{1}{2} = m_s$) . فمثلا نلاحظ في جدول (2-5) أن m_S للإلكترونات الخامس والسادس والسابع هو $+\frac{1}{2}$. ويبين الجدول (2-7) الهيئة الإلكترونية لبعض العناصر الهامة .

ورغم أنه كلما زاد رقم الفلك " المحيط " كلما بعد عن النواة ، وزادت طاقته وبالرغم أيضا من وجود اختلاف في طاقات كل فلك عن بقية الأفلاك إلاّ أنه يحدث تداخل في الطاقة بينهم . كما هو واضح في الشكل (2-6) ، ويسبب هذا التداخل في عدم وجود انتظام في ترتيب الإلكترونات ، حيث أن القاعدة هو أن تشغل فلك المدارات الأقل طاقة اى القريبة من النواة أولا . والشكل (2-7) يوضح طريقة ترتيب الإلكترونات لجميع العناصر ، حيث تملأ المدارات التي يمر بها السهم أ (القريب من النواة) أولا ثم مدارات السهم ب وهكذا .

الشكل(2-7)

طريقـــة مليء الفلك حسب اتجاهـــات السهـــم



ويجب مراعاة أن نبدأ من أسفـــل السهم إلى أعـــلاه حسب اتجاه الســـهم المبين في الشكل ، فمثلا السهم هـــ يمر بالمدار 3s أولا يليه 4p ثم 4s ويشذ عن هذه القاعدة بعض العناصر ذات الأعداد الذرية 24 , 29 حيـــث يوضـــح الجدول (2-7) الهيئة الإلكترونية لهما .

جدول (2-7)

الهيئة الإلكترونية لبعض العناصر الهامة

العنصر	العدد الذري	$\frac{(n+1)}{1s}$	$\frac{(n+2)}{2p \quad 2s}$		$\frac{(n+3)}{3d \quad 3p \quad 3s}$			$\frac{(n+4)}{4f \quad 4d \quad 4p \quad 4s}$			
الهيدروجين H	1	1									
الهليوم He	2	2									
الليثيوم Li	3	2		1							
البيريليوم Be	4	2		2							
البورون B	5	2	1	2							
الكربون C	6	2	2	2							

النتروجين N	7	2	2	3							
الأوكسجين O	8	2	2	4							
الفلور F	9	2	2	5							
النيون Ne	10	2	2	6							
الصوديوم Na	11	2	2	6	1						
المغنيسيوم Mg	12	2	2	6	2						
الألمنيوم Al	13	2	2	6	2	1					
السليكون Si	14	2	2	6	2	2					
الفوسفور P	15	2	2	6	2	3					
الكبريت S	16	2	2	6	2	4					
الكلور Cl	17	2	2	6	2	5					
الأرجون Ar	18	2	2	6	2	6					
البوتاسيوم K	19	2	2	6	2	6	1				
الكالسيوم Ca	20	2	2	6	2	6	2				
السكانديوم Sc	21	2	2	6	2	6	2	1			
التيتانيوم Ti	22	2	2	6	2	6	2	2			
الفانديوم V	23	2	2	6	2	6	2	3			
الكروم Cr	24	2	2	6	2	6	2	4			
المنجنيز Mn	25	2	2	6	2	6	2	5			
الحديد Fe	26	2	2	6	2	6	2	6			
الكوبالت Co	27	2	2	6	2	6	2	7			
النيكل Ni	28	2	2	6	2	6	2	8			
النحاس Cu	29	2	2	6	2	6	1	10			
الخارصين Zn	30	2	2	6	2	6	2	10			
الجاليوم Ga	31	2	2	6	2	6	2	10	1		
الجرمانيوم Ge	32	2	2	6	2	6	2	10	2		
الزرنيخ As	33	2	2	6	2	6	2	10	3		
السيرنيوم Sr	34	2	2	6	2	6	2	10	4		
البروم Br	35	2	2	6	2	6	2	10	5		
الكريبتون Kr	36	2	2	6	2	6	2	10	6		

مثـــــال (2- 3)

أذكـــر الهيئـــة الإلكتـــرونية في الصـــورة المختصرة لكـــل مـــن ذرات الفـــانديـــوم ، الحـــديد ، والنيكـــل والتي أعدادهـــا الذريـــة على التـــــوالي هي 23 , 26 , 28 ثم أذكر الهيئة الإلكترونية لأيون النيكل .

الحل :

من الشكل (2-7) تكون الهيئة الإلكترونية كما يلي :

$V : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^3, 4s^2$

$Fe : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6, 4s^2$

$Ni : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8, 4s^2$

وعندما يتأين المعدن فإنه يفقد أو يكتسب إلكترونات في المدار الخارجي ، وفي حالة النيكل يفقد إلكترونات المدار لذلك يصبح التركيب الإلكتروني لأيون النيكل هو :

$Ni : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6$

مثـــال (2-4)

ما هي أعداد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في ذرة عنصر الكادميوم $^{112}_{48}Cd^{+2}$ وذرة السيريوم $^{79}_{34}Se^{-2}$.

الحـــل :

عدد البروتونات Z لذرة الكادميوم يساوي 48 ، وعدد الكتلة A يساوي 112 لذلك فإن عدد النيوترونات $n^\circ = 112 - 48 = 64$ ، أما عدد الإلكترونات في ذرة الكادميوم فيساوي $48 - 2 = 46$ وللسيريوم فأن :

$P^+ = Z = 34 \quad , \quad A = 79 \quad , \quad n^\circ = A - Z = 79 - 34 = 45$

$\bar{e} = 34 + 2 = 36$

مثـــال (2-5)

بدراسة الهيئة الإلكترونيـــة ، صـــنّف العناصـــر التي أعدادهـــا الذريـــة 8 , 14, 19 , 29 كمعادن نشطة كيميائيا ، معادن مقاومة للتآكل الكيميـــائي ، مواد نصف موصلة للكهرباء أو مواد غير معدنية .

الحـــل :

أولا – العنصر الذي عدده الذري 8 وهيئته الإلكترونية هي :

$$1s^2, 2s^2, 2p^4$$

هذا العنصـــر به ست إلكترونات في المحيط الخارجي ، وهو لذلك لديـــه القابليـــة على اكتساب إلكترونيـــن آخرين من أي عنصر خارجـــــي حتـــى يحتوي غلافه الخارجي على ثماني إلكترونات ، لذلك فإنه يعتبر مـــادة غيـــر معدنية ومن الجدول الدوري يتضح أنه عنصر الأوكسجين .

ثـــانيـــا – العنصر الذي رقمه الذري 14 هيئته الإلكترونية هي :

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$$

هـــذا العنصر يحتوي محيـــطه الخارجي وهو الغلاف الثالث على أربعـــة إلكترونات ، وبذلـــك يكون في منتصف الطريـــق نحو الوصول إلـــى رقـــم الاستقرار ، ولذلـــك فهي تفضل أن تشتـــرك في الإلكترونات مع غيرها مـــن الذرات . ومن الجدول الدوري يتبين بأن هذا العنصر هو السليكون .

ثـــالثـــا– العنصر الذي عدده الذري هو 19 وهيئته الإلكترونية هي :

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$$

ويلاحظ أن المحيط الثالث لهذا العنصر مستقر لاحتوائه على ثمان إلكترونات . أما المحيط الرابع وهو المحيط الخارجي, فيحتوي على إلكترون واحد فقط ، لذلك فأن هذا الإلكترون الخارجي مرتبط ارتباطاً ضعيفاً بالذرة للدرجة التي يسهل فيها فقده . ولذا يعتبر هذا العنصر معدنا وهو معدن البوتاسيوم ، و بالتالي فهو نشط جدا بحيث إذا تعرض للهواء أو الماء فإنه يكون أكسيد البوتاسيوم .

رابعا- العنصر الذي عدده الذري 29 هيئته الإلكترونية هي كالتالي :

$$1s^2,\ 2s^2,\ 2p^6,\ 3s^2,\ 3p^6,\ 3d^{10},\ 4s^1$$

ويلاحظ في هذا العنصر أن : $3d^{10},\ 4s^1$ تكون أكثر استقرارا من $3d^9,\ 4s^1$ ، و نجد في هذا العنصر أن إلكترون 4s يوجد أسفله المحيط الثالث المحتوي على 18 إلكترونا ، لذلك لا يعتبر إلكترون 4s مستقرا من الناحية العملية ، بالإضافة إلى ذلك فإن طاقة إلكترون 4s مقاربة لطاقة إلكترونات 3d ولهذا فإن إلكترون 4s سيكون مرتبط ارتباطا وثيقا بالذرة مثل ارتباط الإلكترونات الموجودة في المدار 3d وهذا العنصر بموجب الجدول الدوري هو النحاس ، والذي يعتبر مقاوم للتآكل الكيميائي (غير نشط كيميائيا) . ويمكن للنحاس أن يستغني عن أحد إلكترونات 3d بالإضافة إلى إلكترون 4s ليكون أيون Cu^{2+} المعروف ، والذي يكسب أملاح النحاس اللون الأزرق . وهذا دليل آخر على أن طاقة إلكترونات 3d , 4s تكون متقاربة .

مثال (2 - 6)

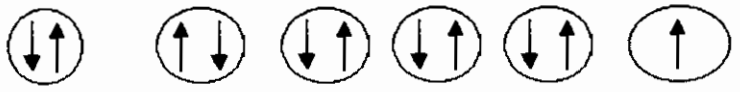
أكتب عدد الجسيمات الأساسية لعنصر الصوديوم $^{23}_{11}Na$ ، و التوزيع الإلكتروني ، والمخطط المداري ، وعدد الإلكترونات الفردية (العازبة) ، وأعداد الكم الرئيسية الأربعة .

الحـــل :

$$Na \quad , \quad \overline{e} \quad , \quad p^{+} \quad , \quad n^{\circ}$$
$$11 \qquad 11 \qquad 12$$

التوزيع الالكتروني **1 s 2 2 s 2 2 p 6 3 s 1**

المخطط المداري



1S 2S 2P 3S

عدد الالكترونات الفردية = ١

أعـداد الكـم الرئيسيـة الأربعـة			
n	**L**	$\mathbf{m_L}$	$\mathbf{m_S}$
1	0 (1 S)	0	$\frac{1}{2}+ \; , \; \frac{1}{2}-$
2	0 (2 S) 1 (2 P)	0 1+, 0, 1-	$\frac{1}{2}+ \; , \; \frac{1}{2}-$ $\frac{1}{2}\pm \; , \; \frac{1}{2}\pm \; , \; \frac{1}{2}\pm$
3	0 (3 S)	0	$\frac{1}{2}+$

مثـــال (2-7)

أكتب عدد الجسيمات الأساسية لعنصر الصـــوديوم $^{19}_{9}F$ و التـــــوزيع الإلكتـــروني ، والمخطط المداري ، وعدد الإلكتـــرونات الفرديـــة (العازبـــة) وأعداد الكم الرئيسية الأربعة .

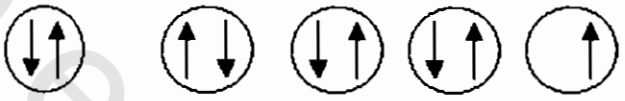
obeikandl.com

الحـــل :

$$^{19}_{9}F \quad , \quad \overline{e} \quad , \quad p^{+} \quad , \quad n^{\circ}$$
$$9 \qquad 9 \qquad 10$$

التوزيع الالكتروني 1s 2 2s 2 2p 5

المخطط المداري



1S 2S 2P

عدد الالكترونات الفردية = واحد

أعداد الكم الرئيسية الأربعة			
n	L	m_L	m_S
1	0 (1 S)	0	$\frac{1}{2}+ , \frac{1}{2}-$
2	0 (2 S) 1 (2 P)	0 1+ , 0 , 1-	$\frac{1}{2}+ , \frac{1}{2}-$ $\frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm$

مثـــال (2-8)

أكتب عدد الجســيمات الأساســية لعنصــر الكلــور $^{35}_{17}Cl$ ، والتوزيــع الإلكتروني والمخطط المداري ، وعدد الإلكتــرونات الفرديـــــة (العازبــة) ، وأعداد الكم الرئيسية الأربعة .

obeikandl.com

الحـــل :

$$^{35}_{17}Cl \quad , \quad \overline{e} \quad , \quad p^{+} \quad , \quad n^{\circ}$$
$$17 \qquad 17 \qquad 18$$

التوزيع الالكتروني : 1S 2 2S 2 2P 6 3S 2 3P 5

المخطط المداري :

1S 2S 2P 3S 3P

أعداد الكم الرئيسية الأربعة			
n	L	m_L	m_S
1	0 (1 S)	0	$\frac{1}{2}+ , \frac{1}{2}-$
2	0 (2 S) 1 (2 P)	0 1+ , 0 , 1-	$\frac{1}{2}+ , \frac{1}{2}-$ $\frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm$
3	0 (3 S) 1 (3 P)	0 1+ , 0 , 1 -	$\frac{1}{2}+ , \frac{1}{2}-$ $\frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm$

عدد الإلكترونات الفردية = 2 .

obeikandl.com

مثـــال (2-9)

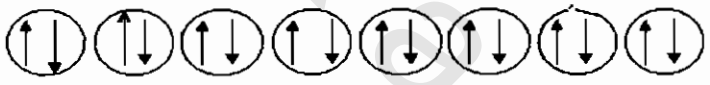
أكتب عدد الجسيـمات الأساسـية لعنصـر الكبريـت $^{32}_{16}S$ ، والتوزيـع الإلكتروني ، والمخطط المداري له ، وعدد الإلكتـرونات الفرديـة (العازبة) وأعداد الكمَ الرئيسية الأربعة .

الحـل :

$$^{32}_{16}S \quad , \quad \overline{e} \quad , \quad p^{+} \quad , \quad n^{\circ}$$
$$16 \qquad 16 \qquad 16$$

التوزيع الالكتروني **1S 2 2S 2 2P 6 3S 2 3P 4**

المخطط المداري



1S 2S 2P 3S 3P

عدد الإلكترونات الفردية = 2

يمكن للكبريت أن يأخذ التكافؤات التالية :

ثنائي التكافؤ كما في : H_2S : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

رباعي التكافؤ كما في : SO_2 : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3, 3d^1$

سداسي التكافؤ كما في : SO_3 : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3, 3d^2$

أعداد الكم الرئيسية الأربعة			
n	L	m_L	m_S
1	0 (1 S)	0	$\frac{1}{2}+ , \frac{1}{2}-$
2 3	0 (2 S) 1 (2 P)	0 1+ , 0 , 1-	$\frac{1}{2}+ , \frac{1}{2}-$ $\frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm$
4	0 (3 S) 1 (3 P)	0 1+ , 0 , 1 -	$\frac{1}{2}+ , \frac{1}{2}-$ $\frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm , \frac{1}{2}\pm$

8.2 النظـــائر (Isotopes)

النظائر هي عبارة عن ذرات العنصر الواحد المتشـــابهة فـــي الصـــفات الكيميائية والمختلفة عن بعضها في الوزن ، أي أن النظائر للعنصـــر الواحـــد تتساوى مع بعضها بعدد البروتونات أي " العدد الذري " ، ولكنها تختلف عن بعضها بعدد الكتلة أي عدد النيوترونات . حيث لوحظ أنه عند تعيـــين الأوزان الذرية لعـــدد كبيـــر مـــن العناصـــر باســـتخدام جهـــاز مطيـــاف الكتـــلة (Mass Spectroscope) .

أن ذرات العناصر ليست متســـاوية في كتلتها دائما ، وقـــد سميت ذرات العنصر الواحد التي تختلف في عدد الكتلـــة بالنـــظائر ، وقد فســـــر وجـــود النظائر سبب ظهور كسور في الأوزان الذرية للعناصر ، وذلـــك لأن الـــوزن الذري لأي عنصر هو عبارة عن متوسط أوزان الذرات المختلفـــة لنظـــائره بحسب نسب توفر كل منها في الطبيعة كما يوضح ذلك الجدول (2-8) .

جدول (2-8)

العنصر	عدد النظائر	متوسط رقم الكتلة
الهيدروجين	3	1.0079
الكربون	4	12.011
الأوكسجين	3	15.9994
الكلور	3	35.453

ويستخدم في حساب كتـــل العناصر جهاز مطياف الكتلة وهو جهاز يعمل بالتأثير الكهربائي على مسار الأيونـــات الموجبة للعنصر ، حيث تنحرف هذه الأيونات بـــناء على النسبة بين شحنتها وكتلتها وتسجـــل على شكل أطياف .

1.8.2 متوسط عدد الكتلة

يعرف متوسط عدد الكتلة بأنه متوسط أوزان نظائره الطبيعية . وقد تـــم اعتماد ذرة الكربون ${}^{12}_{6}C$ كمعيار أساسي لقياس أعداد الكتلة للعناصر .

2.8.2 الوفـــرة الطبيعيـــة (Natural Abundance)

ويرمز لها بالرمز(NA) ، وهي النسبـــة المئـــوية لتواجد نظير العنصـــر في الطبيعـــة .

3.8.2 الوفـــرة الجزئيـــة (Partial Abundance)

ويرمز لها بالرمز(X) ، هي حاصل قسمة الوفرة الطبيعيـــة (NA) علـــى 100 أي أن :

$$X = \frac{NA}{100}$$

obeikandl.com

إن مجموع الوفرة الجزئية لنظائر العنصر الواحد يساوي الواحد الصحيح أي أن :

$$\sum X_i = 1.0$$

ولذلك يكون متوسط رقم الكتلة لأي عنصر $\overline{m}$ مساويا إلى :

$$\overline{m} = m_1 X_1 + m_2 X_2 + m_3 X_3 + \cdots \cdots \qquad (1-2)$$

حيث :

m_1X_1 : مساهمة كتلة النظير الأول في متوسط رقم الكتلة .

m_2X_2 : مساهمة كتلة النظير الثاني في متوسط رقم الكتلة .

مثال (2– 10)

عنصر البوتاسيوم له ثلاثة نظائر رئيسية مبينة في الجدول التالي :

تسلسل النظير	الوفرة المئوية من الذرات	رقم الكتلة (a.m.u.)*
الأول	% 93.1	38.9637
الثاني	% 6.88	40.974
الثالث	% 0.001	39.974

حيث (* a.m.u.) تساوي وحدة كتلة ذرية (atomic mass unit) ، من المعلومات المبينة في الجدول ، أحسب متوسط رقم الكتلة لعنصر البوتاسيوم .

الحل :

$X_1 = 0.9310$, $X_2 = 0.0688$, $X_3 = 0.00001$

$m_1 = 38.9637$, $m_2 = 40.974$, $m_3 = 39.974$

ومنه نجد أن :

$$\therefore \overline{m} = (38.9637)(0.9310) + (40.974)(0.0688) + (39.974)(0.00001)$$
$$= 39.0946 \; a.m.u.$$

مثـــال (2-11)

يوجد الكلور في الطبيعة كخليط من النظيريـــــن 35 ,37 ، وبالتحليـــل المطيافي الكتلي تبين أن كتلة النظير الأول 34.968 وحدة كتل ذرية ، وهـــو متـــوفر بنسبة 75.53% ، وأن كتلة النظير الثاني 36.956 وحدة كتل ذرية وهو متوفر بنسبة 24.47 % . أحسب متوسط رقم الكتلة لعنصر الكلور .

الحـــل :

$X_1 = 0.7553$, $X_2 = 0.2447$

$m_1 = 34.968$, $m_2 = 36.956$

$$\therefore \overline{m} = (34.968)(0.7553) + (36.956)(0.2447) = 35.454 \; a.m.u.$$

مثـــال (2-12)

يوجـــد للنحـــاس نظيـــران طبيعيـــان همـــا ^{63}Cu , ^{65}Cu وتســـاوي كتلتهما 64.9278 a.m.u. ، 62.9296 a.m.u. على التـوالي . إذا علمـــت أن رقم الكتلة للنحـــاس هو 63.546 a.m.u. . أحسب النسبة المئويـــة لكـــل نظير في قطعة من النحاس .

الحـــل:

نفرض أن الوفرة الجزئية للنظير ^{63}Cu = X ، إذن الوفرة الجزئية للنظيـــر ^{65}Cu = 1 – X . ومن هنا نستطيع إيجاد النسبة المئوية المطلوب إيجادهـــا

حيث :

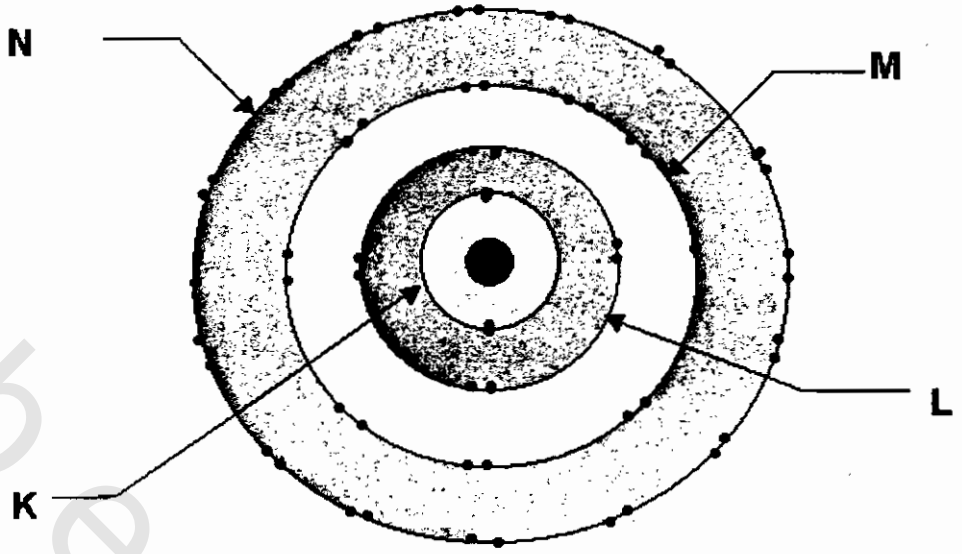
$$\therefore \quad 63.546 = (62.9296)(X) + (64.9278)(1 - X)$$
$$\therefore \quad X = 0.69152 \qquad 1 - X = 0.30848$$

أي أن نسبة تواجد النظير ^{63}Cu هي 69.152 % ونسبة تواجد النظير ^{65}Cu هي 30.848 % .

9.2 الأغلفة الذرية (Atomic Envelops)

أن توزيع الأغلفة الذرية حول النواة يوضحه الشكل (2-8) ، حيث يلاحظ من هذا الشكل أن أقصى عدد من الإلكترونات الذي يستوعبه كل غلاف يساوي القيمة ($2n^2$) . ومن الثابت أن الخواص الكيميائية لأي عنصر ترتبط بعدد الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي " غلاف التكافؤ " ، حيث أنه في التفاعلات الكيميائية يمكن للذرة أن تفقد أو تكتسب إلكترونا أو أكثر من ذلك الغلاف ، وذلك لتكوين أيونات موجبة (كاتايونات) أو سالبة (أنايونات) ، وهذه الكاتايونات والأنايونات تتحد مع بعضها لتكوين رابطة أيونية ، كما أنها يمكن أن تشارك بها في تكوين روابط تساهمية .

والجدير بالذكر أن أغلفة التكافؤ لكل الذرات باستثناء " الهيدروجين والهليوم" تميل إلى استيعاب ثمانية إلكترونات في أغلفة تكافؤها لتصل إلى حالة الاستقرار ، وهي بذلك تماثل التركيب الإلكتروني للغازات الخاملة مثل النيون والأرجوان والكريبتون وغيرها.... .



الشكـــل (2-8)

الأغلفـــة الذريـــــة

أمثلـــة

a - لذرة الصوديوم إلكترونا واحدا في غلاف تكافؤها وتميل إلى فقـــدان هـــذا الإلكترون بسهولة متحولة إلى أيون موجب (كاتايون) .

$$Na \longrightarrow Na^{+} + 1\,\bar{e} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots \quad (2\text{-}2)$$

b - يحتـــوي غلاف التكافؤ لذرة الكلور على سبعة (7) إلكترونات ، لذلك فإن لها ميلا شديدا لاكتساب إلكترون واحد للوصول للترتيب الإلكتروني الثمـــاني متحولة إلى أيون سالب (أنايون) .

$$Cl + 1\bar{e} \longrightarrow Cl^{-} \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots \quad (3\text{-}2)$$

obeikandl.com

c - من ناحية أخرى فإن لذرة الكربون أربعة إلكترونـات في غلاف التكـافؤ ولذلك فإنها تميل إلى المشاركة بهذه الإلكترونات الأربعة ، وذلك لتكوين أربعة روابط تساهمية فردية دون أن تتحول إلى أيـون سالب أو موجب نظرا لأنها لم تفقد أو تكتسب إلكترونات .

$$C + 4\,H \longrightarrow CH_4 \quad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots \quad (4\text{-}2)$$

وتوجد أكثر من طريقة لبيان كيفية توزيع الإلكترونات حول النواة إلاّ إننـا سنكتفي هنـا بفكرة عامة مبسطة دون الخـوض في التفاصيل ، حيـث إننـا سنوضح كيفية توزيع الإلكترونات على الأغلفة الرئيسية دون غيرهـا. فمـن المهم هنا مراعاة تدخـل الإلكترونات في الغلاف الأقل طاقـة أولا ثـم يليـه الأعلى طاقة كما تم توضيحه سابقاً .

وأن الجدول (2-9) يوضح الترتيب الإلكتروني لمجموعة من العناصـر ، حيث يتبين من فحص هذا الجدول أنه في حالة الغـاز النبيل (الهليوم) ، تـم ملء الغلاف الأول بإلكترونين وهي "سعـته الكلية" ، وفي حالة (الليثيـوم) امتلأ الغلاف بإلكترونين ووضع الإلكتـرون المتبقـي فـي الغـلاف الثـاني (لاحظ أن هذا الغلاف يستوعب ثمانية إلكترونات كحد أقصـى) . أمـا حالـة عنصر النيـون ذو العدد الذري (10) ، فقد استوعب الغلاف الثـاني ثمانيـة إلكترونات وإلى ذلك يرجع خمول غاز النيون ، وهو من الغازات النبيلة . أما حالة عنصر الصوديوم وعـدده الـذري (11) ، فإننـا نلاحـظ أن ترتيبـه الإلكتروني يكون(2 ,8 ,1) حيث يشغل الغـلاف الأول بـإلكترونين والثـاني بثمانية إلكترونات ويكون الإلكترون الأخير في الغلاف الثالث .

وهكذا تستمر إضافة الإلكتـرونات في غلاف التكـافؤ للعناصر التي تقع بعد الصوديـوم عنصرا بعـد آخر ، حتى يتم شمل غلاف التكـافؤ بثمانيـة

إلكترونات في الغاز النبيل الأرجون وعدده الذري (18) ، وبعدها يبدأ ملء الغلاف الرابع بداية من البوتاسيوم وعدده الذري (19) . أما في عنصر السكانديوم الذي عدده الذري (21) ، نجد أن عملية الملء تتراجع إلى الغلاف الرئيسي الثالث ويرجع ذلك إلى تباين قيم طاقات الأغلفة الفرعية وتداخلها .

جدول (2-9)

التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر

العنصر	العدد الذري	عدد الإلكترونات في الأغلفة الرئيسية			
		الأول	الثاني	الثالث	الرابع
He	2	2	——	——	——
Li	3	2	1	——	——
C	6	2	4	——	——
Ne	10	2	8	——	——
Na	11	2	8	1	——
Mg	12	2	8	2	——
Ar	18	2	8	8	——
K	19	2	8	8	1
Ca	20	2	8	8	2
Sc	21	2	8	9	2
Kr	36	2	8	18	8

10.2 الجدول الدوري للعناصر (Periodic Table of Elements)

لاحظ العالم الروسي " مندليف " في عام 1864 ، أن هناك عدة عناصر تتشابه في خواصها الطبيعية والكيميائية ، لذلك حاول تجميع وترتيب العناصر في صورة جدول يبرز أوجه التشابه بين مجموعات

العناصـــر المتشابهة . وبتقدم العلم والتكنولوجيا بدأ تعديل هذا الجدول إلى أن أصبح الجدول الموجود في نهاية هذا الباب ، وهو الجدول الـــدوري الأكثـــر شيوعا واستخداما هذه الأيام .

وقد تم ترتيب العناصر في الجدول الدوري تبعا لازدياد أعدادها الذريـــــة كما هو مبين في الشكل (2-10) ، ويتكـــون الجـــــدول مـــن ســـبع دورات (Periods) أفقيـــة وثمانية عشر مجموعة رأسية (Groups) ، يتـــزايد العدد الـــذري من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة ، ومن أعلى إلى أسفل عبر كل مجموعة ويبلغ عدد العناصر المعروفة حتى الآن 112 عنصـــرا ، وقـــد تبيـــن من هذا الترتيـــب أن الخواص الطبيعية والكيميائية للعـــناصر تتكـــرر بعـــد عدد معين من العناصر ، فبعد كل غاز خامل أو نبيل يـــأتي فلز قلـــوي نشط تفتتح به الدورة التالية ، كما أن الغاز النبيل نفسه يسبقه هالوجين باستثناء الهليوم في الدورة الأولى الذي يسبقه الهـــيدروجين .

ومن الملفـــت للانتباه التشـــابه الكبير في الخواص الطبيعيـــة والكيميائيـــة لعناصر المجموعة الواحدة ، والـــذي يحدد كما أشرنـــا إليه سابقـــا النشـــاط الكيميائي المميز للعنصر .

مثـــال (2-11)

a- عناصر المجموعة الأولى I A :

1- كلها فلزات قلوية نشطة كيميائيا .

2- لا توجد حرة في الطبيعة .

3- ذات تكافؤ أحادي .

4- تتأين بفقد إلكترون واحد منتجة كاتايون أحادي الشحنة .

ولو تفحصنا التوزيع الإلكتروني لعناصر هذه المجموعة لوجدنا أن ذراتها تحتوي إلكترونا واحدا في غلاف تكافؤها (الغلاف الخارجي) لذلك تميل إلى فقد هذا الإلكترون والتحول إلى كاتايون أحادي الشحنة ذو تكافؤ أحادي أيضا(+1) كما يوضح ذلك الجدول (2-10) .

جدول (2-10)

العنصر	التوزيع الإلكتروني
الليثيوم Li	2 , 1
الصوديوم Na	2 , 8 , 1
البوتاسيوم K	2 , 8 , 8 , 1

وتشترك هذه العناصر في خواصها الطبيعية ، فذراتها ذات أحجام كبيرة نسبيا ، ودرجة انصهارها منخفضة ولها بريق فلزي وهي جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء .

b - عناصر المجموعة السابعة (VII A) وتعرف بالهالوجينات :

1- عناصر لا فلزية .

2- نشطة كيميائيا.

3- ذات تكافؤات متعددة أشهرها الأحادي .

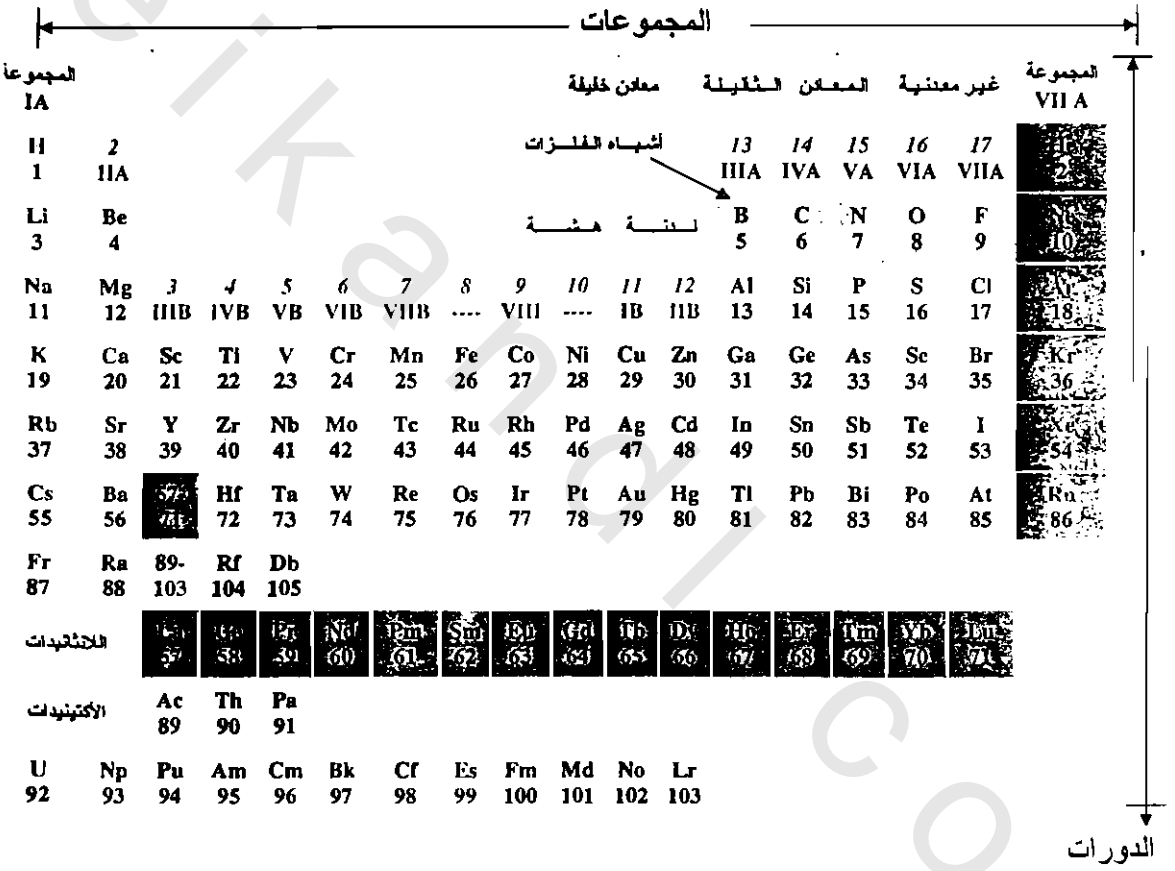
4- تميل إلى اكتساب إلكترون واحد مكونة أيونات أحادية .

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
الفلور F	9	2 7
الكلور Cl	17	2 8 7
البروم Br	35	2 8 18 7

وبنفس الطريقة يمكن إرجاع تشابهها الكبير في الخواص إلى التوزيع الإلكتروني لإلكترونات غلافها الخارجي ، حيث أنه لكل منها سبعة إلكترونات في غلاف التكافؤ ، ولذلك فهي تميل لاكتساب إلكترون واحد لاستكمال الثمانية الإلكترونية ، وهي الحالة الأكثر ثباتا وتتحول في الوقت نفسه إلى أيون سالب أحادي التكافؤ .

شكل (2-10)

الجدول الدوري للعناصر



ومن خصائصها الأخرى إضافة إلى ما ذكر أعلاه أنها يمكن أن توجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة مثل Cl_2 ، Br_2 ، وهي تتفاعل مع الهيدروجين مكونة هاليدات الهيدروجين مثل كلوريد الهيدروجين HCl . والأخيرة تذوب في الماء مكونة أحماضا مثل حمض الهيدروكلوريك ، كما أن

لهذه العناصر ميلا قويا للاتحاد مع الفلزات لتكوين هاليداتها مثل بروميد الفضة AgBr و كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$.

ويمكن الحصول على الكثير من المعلومات من الجدول الدوري وخاصة المتعلقة بخواص العناصر المختلفة ، فمثلا قابلية العنصر النسبية لاكتساب الإلكترونات التي تسمى أيضا قابلية اجتذاب الإلكترونات أو " سلبية التأين " ، بالنظر إلى الجدول الدوري نجد أن خاصية اجتذاب الكترونات تقل داخل المجموعة الواحدة كلما زاد العدد الذري . إلا أنها تزداد داخل الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري . كما يلاحظ في الجدول الدوري أن العناصر قد صنفت إلى معدنية ، وغير معدنية ، وشبيهة بالمعادن (Metalloids) ، وأن المعادن قد صنفت أيضا إلى معادن ثقيلة وأخرى خفيفة . كما يلاحظ أنه تم تقييمها أيضا إلى هشة وأخرى لدنة .

11.2 نبذة تاريخية عن تطور الجدول الدوري
(HistoricalPeriodicTableDevelopment)

جرت في الماضي عدة محاولات لتصنيف العناصر المعروفة في مجموعات تتشابه كل منها في الخواص الفيزيائية والكيميائية ، بهدف الربط بين المعلومات الكثيرة المتوفرة عن تلك الخواص ، وذلك ليسهل عملية الرجوع إليها والتعامل معها عند دراستها . وتمثلت أولى هذه المحاولات في تقسيم العناصر حسب تكافؤاتها الكيميائية ، فرتبت العناصر أحادية التكافؤ في مجموعة مستقلة ، وثنائية التكافؤ في مجموعة أخرى ، وهكذا إلاّ أن هذا الترتيب تعرض للنقد نظرا لأن لبعض العناصر أكثر من تكافؤ ، كما أن بعض العناصر ذات التكافؤ نفسه قد تكون لها خواص متضاربة .

بعد ذلك ظهرت فكرة تقسيم العناصر إلى فلزات ولا فلزات ، وعلى الرغم من أن لهذا التقسيم بعض الفوائد ألا أنه لم يكن كافيا ، حيث تظهر

بعض العناصر صفات فلزية ولا فلزية في نفس الوقت (العناصر المترددة أو الأمفوتيرية) كما أن لبعض العناصر المصنفة بأنها فلزات صفات لا فلزية والعكس صحيح ، مثل الصوديوم وهو فلز ولكن كثافته منخفضة وهي خاصية تمتاز بها اللافلزات ، وبالمثل الكربون وهو مصنف ضمن اللافلزات له بريق عندما يكون في صورة جرافيت وهو في صورته هذه موصل جيد للكهرباء وهي خاصية تمتاز بها الفلزات .

وكما أشرنا سابقا توصل العالمان " مندليف " الروسي و " لوثر ماير " الألماني كل على حدة في عام 1869 ، إلى أن ترتيب العناصر بناء على الزيادة في أعدادها الكتلية (العدد الذري لم يكن معروفا يومها) سيؤدي إلى تكرار دوري للعناصر ذات الصفات المتشابهة ، ووضع كل منهما جدولا رتب فيه العناصر المعروفة آنذاك (63 عنصر) ، في ثمان أعمدة بحيث تقع العناصر المتشابهة والمتدرجة في خواصها تحت بعضها البعض ، ولما كان العالم " مندليف " السباق في نشر جدوله ، فقد أشتهر باسمه " جدول مندليف الدوري " وعرفت الأعمدة الرأسية في جدول مندليف بالمجموعات ، وسميت الصفوف الأفقية بالدورات .

وقد واجهت فكرة العالم الروسي " مندليف " كغيرها من المحاولات بعض الانتقادات من العلماء المعاصرين له ، بحيث اضطر لترك مربعات فارغة في أماكن متعددة من جدوله ليحافظ على تدرج خواص عناصره ، إلاّ أن مندليف أظهر عبقرية فذة في الرد على منتقديه إذ توقع أن تكون تلك الفراغات مواضع لعناصر لم تكتشف بعد ، ليس هذا فحسب بل إنه تكهن بخواصها قياسا على جاراتها في الجدول ، وأعطى لها أسماء مؤقتة ولقد ثبت فيما بعد عند اكتشاف تلك العناصر صحة تنبؤات مندليف بشكل مذهل ، ومن تلك العناصر السكانديوم والجاليوم والجرمانيوم ، وفي حالات أخرى اضطر مندليف إلى عكس ترتيب الأوزان الذرية لبعض العناصر ليحافظ على

تـدرج الخواص مثـل الأرجون (40) جاء قبـل البوتاسيـوم (39) فـي الترتيب .

هذا ولم يشمل جدول مندليف الغازات النبيلة لأنها لم تكن قد اكتشفت فـي ذلك الوقت . ورغم ما وجه من نقد لجدول مندليف ألا أنه يعتبر مـن أفضـل المحاولات السابقة قبـل اكتشاف العدد الذري ، الذي اكتشف في بداية القـرن العشرين ، وبناء على ذلك قام " موزلي " عام 1913 بترتيب العناصر حسب تزايد أعدادها الذرية فكان الجدول الدوري الحديث وصيغ القانون الدوري تبعا لذلك ، حيث رتبت العـناصر حسب زيادة أعـدادها الذرية وبناءً على ذلـك فان الخواص الطبيعية والكيميائية سوف تتكرر بشكل دوري .

ويتكون الجدول الدوري الحـديث مـن سـبع دورات وثمـاني عشـرة مجموعة ، وتـرقم المجموعات بالأرقام الرومـانية وهي مقسمة إلى فصيلتين يرمز لأحدها بالحرف A ملحقا بالـرقم الرومـاني وللأخرى بالحرف B كما يرمز لمجموعة الغازات النبيلة برقم (0) أي المجموعـة الصـفرية ورقمـت الدورات بالأرقام العربية .

وتسمى العـناصر التي تنتمي لفصيـلة A فيما عـدا عناصر المجموعة الصفريـة بالعـناصر التمثيلية النموذجية (من IA إلـى VIIA) ، وتسـمى العـناصر من IB إلى VIIIB بـالعناصر الانتـقالية ، وتـدعى العناصـر الانتقالية المكونة للصف الأول تحت الجـدول وأعدادهـا الذرية ما بـين58 إلى71 اللانثانيدات (Lanthanides) ، أما عـناصر الصـف الثـاني التـي تتراوح أعدادها من 103 إلى 90 فتسمى الأكتينيدات (Actinides) .

هذا ولبعض المجموعات أسمـاء شائعة ومعروفة مثل :

1 – مجموعة العناصر القلوية وتضم عناصر المجموعة الأولى IA .

2 – مجموعة عناصر الأتربة القلوية وتحتوي على عناصر المجموعة IIA .

3- الهالوجينات(Halogens) وهي عناصر المجموعة السابعة VIIA.

4- الغازات النبيلة (Noble Gases) ، وكانت تعرف باسم الغازات الخاملة وهي عناصر مجموعة الصفر .

ويبلغ عدد العناصر المعروفة الآن 112 عنصر موزعة في الجدول كما يلي :

الدورة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة
عدد العناصر	2	8	18	18	18	32	26

والجدير بالذكر أن العناصر التي اكتشفت حديثا هي عناصر اصطناعية ناتجة عن تفاعلات نووية .

12.2 الفلزات واللافلزات (Metals & Non – Metals)

ذكرنا سابقا أن أحدى محاولات تصنيف العناصر التي سبقت تصنيف العالم الروسي " مندليف " للعناصر كانت محاولة العالم " برزيليوس " الذي اقترح تقسيم العناصر إلى فلزات ولافلزات ، وعلى الرغم من عدم قدرة هذا التقسيم على تفسير كل الظواهر المرتبطة بجميع العناصر ، ألا أنه لم يهمل كليا ، إذ ما زال يستفاد منه بشكل واسع في التفريق بين عدد كبير من العناصر ، وقد كان من بين الانتقادات الموجهة له وجود عناصر لها صفات مزدوجة مرة يمكن ضمها إلى الفلزات ، وأخرى إلى اللافلزات مثل

السليكـــون والجرمانيـــوم ، والتي تعـــرف اليـــوم باســـم أشبـــاه الفلـــزات (Semi-Metals) .

إن هذه العـــناصر تلعـــب دورا مهمـــا فـــي الصنـــــاعات الإلكترونيـــة كأشبـــاه موصلات (Semi-Conductors) ، ولقد تـــم تعديل هـــذا التقســـيم تعديلا طفيفا فأضيف إليه قسم ثالث ، هو أشباه الفلزات . وفي الجدول الدوري تقع الفلزات على يسار وأسفـــل الجدول وتكون اللافلزات في الركن العلـــوي الأيمن منه ، وفي المنطقة الوسطى بينهما تقـــع أشـــباه الفلـــزات . وتشـــكل الفلـــزات معظم العناصر إذ يبلغ عددها 82 عنصر والكثير منها معروف منذ القدم مثل النحاس والحديد والذهب والفضة والزئبق وغيرها....الخ.

إن معظم الفلزات لا تـــــوجد فـــي الطبيعـــة بصـــورة حـــرة أي بحالـــة عنصريـــة ، وإنما توجد كمركبات مختلطـــة تعـــرف بالخـــــامات (Ores) ، وأغلب خامات الفلزات الأقـــل نشاطا هي أكاسيد ، مثـــل البوكسايت Al_2O_3 والهيماتيت Fe_2O_3 والكـــوبريت CuO ، أما الفلزات النشطة مثل فلـــــزات الأقلاء فتوجد في الطبيعة كأملاح مثل الكربونـــات والهاليـــدات والفوســـفات والكبريتات ، كما يوجد عدد محدود من الفلزات في حالة عنصرية في الطبيعة مثل الذهب Au والفضة Ag والبلاتين Pt ، وتلقب هذه الأخيـــرة بـــالفلزات النبيلة وذلك لقلة نشاطها الكيميائي .

جميع الفلزات معـــادن صلبة إذا تم استثناء السائل الوحيد وهو الزئبق Hg (ذلك صحيح تحت الظروف العـــادية من ضغط ودرجة حـــرارة) ، و تمتـــاز الفلزات بتوصيل جيد للكهرباء والحرارة ، هذا ويلاحظ أن الخواص الفلزيـــة تتناقص إذا اتجهنا من الشمـــال إلى اليمين عـــبر الجـــدول وهـــي تتـــــزايد بالاتجاه من أعلى إلى أسفل خلال المجموعات .

أمـــا العناصر اللافلزية فيبلغ عددها سبعة عشر عنصرا ، ومعظمها يوجد بحالة غازية في الظروف العادية ومن بينها الأوكسجين والنتـــروجين وكـــل الهالوجينات وجميع الغازات النبيلة والكبريت والفوسفور والكربون . ويعتبـــر البروم أحد الهالوجينات ، وهو اللافلز الوحيد الذي يوجد بحالة ســـائلة ، أمـــا الكبريت والفسفور واليود فـــتوجد بحالة صلبة . والجدير بالـــذكر أن جميـــع اللافلزات فيما عدا الكربون غير موصلة للتيار الكهربائي .

13.2 مقارنـــة بيـــن خـــواص الفلـــزات واللافلـــزات
(Comparison Between Metals & Non-Metals Properties)

إن أبرز أوجه المقارنة بـــين الفلـــزات واللافلـــزات يوضـــحها الجـــدول (11-2) .

جدول (2-11)

مقارنة بين خواص الفلزات واللافلزات

ت	الفقـــــرة	الفلـــــزات	اللافلـــزات
a	الخـــواص الطبيعيـــة		
1	البريـــق أو اللمعـــان	يعكس سطحها الضـــوء وهذا ما يمكن ملاحظته من قـــطعة معدنية جديدة أو فلز مقطـــوع لتوه كالصوديوم.	غير عاكسة لـــلضوء ومعظمها يكون معتما ما عدا الجرافيت الذي يشبه الفلزات في لمعانها.
2	قابليـــة التشكيـــل	لها القابلية للتشكيل عن طريق السحـــب إلى قضبان وأسلاك وكذلك إمكـــانية طرقهـــا إلى صفائح رقيقة كالألمنيوم .	غير قـــابلة للتشكيـــل والسحب ومعـــظمها هـــش عندما يكون صلبا .
3	الكثافـــــــة	كثافتها عالية ما عدا عناصر المجموعة الأولى .	كثـــافتها واطئة بصورة عامة .
4	درجـــات الانصهـــار	لها درجات انصهار عالية و هي ذات صلابة مرتفعة مثل الكالسيوم والحديد والنتجستين.	معظمها يوجد بحالة غازية.

5	التوصيل الكهربي والحراري	قادرة على توصيل الكهرباء والحرارة لوجود إلكترونات حرة الحركة ضمن الشبكة الفلزية للعناصر مثل الفضة و النحاس.	رديئة التوصيل للكهرباء والحرارة ماعدا الجرافيت الذي يعتبر اللافلز الوحيد الموصل للكهرباء كما أنه يشبه الفلزات في لمعانها.
6	قابلية الامتزاج	يمكنها الامتزاج مع بعضها لتكوين سبائك معدنية مثل سبيكة البرونز والبراص.	تتكون اللافلزات الغازية من جزيئات ثنائية الذرة مثل N_2 أما جزيئات الغازات النبيلة فهي أحادية الذرة مثل He.
7	ظاهرة التأصل	ليست فيها ظاهرة التأصل	تعتبر ظاهرة التأصل إحدى سماتها أي يمكن للعنصر أن يوجد بأكثر من صورة مثل الكربون من صوره الجرافيت والماس كذلك الكبريت .
b	الخواص الكيميائية		
1	التأكسد والاختزال	لها قابلية كبيرة لفقد إلكترونات التكافؤ وتكوين كاتايونات (أيونات موجبة) ، لذا فهي عوامل مختزلة.	لمعظمها القابلية على اكتساب الإلكترونات وتكوين أنايونات (أيونات سالبة) ، لذا فهي عوامل مؤكسدة مثل O_2 .
2	الإحلال والاستبدال	الفلزات التي تسبق الهيدروجين في السلسلة الكهروكيميائية القدرة على أن تحل محله في مركباته ، تحل الفلزات النشطة محل الفلزات الأقل نشاطا في مركباتها.	لا تتمتع بهذه الخاصية لأن معظمها يقع تحت الهيدروجين في السلسلة الكهروكيميائية على الرغم من قلة عددها مقارنة مع الفلزات إلاّ أنها تكون أكثر عدد من المركبات وسبب ذلك هو قدرتها على اتحادها مع بعضها
3	التفاعل مع الماء	تتفاعل الفلزات القلوية بشدة مع الماء ، بينما تتفاعل الفلزات القلوية الأرضية مع الماء وبدرجة أقل شدة.	عند ذوبان أكاسيدها في الماء فإنها تكون أحماض أكسجينية مثل H_2SO_4 الناتج من ذوبان SO_3 في الماء.

4	الاتحـــاد بالأكسجيـــن	لها قـــابلية قويـــة للاتحاد مع الأوكسجيـــن وتكوين أكاسيد فلزية مثل أكسيد النحاس ومع ذلـــك فبعضها يقـــاوم التأكسد بشدة كالذهب والبلاتين.	لها القابلية للاتحاد مع الفلزات واللافلزات الأخرى وبالأخص الأوكسجين لتكوين مركبات مثل CaC_2 و أكاسيد لا فلزية مثل أكسيد النتريك NO.
5	التفاعـــل مع الأحمـــاض	يتفاعل معظمها بسهولـــة مع الأحماض المعدنية مثل HCl بينما لا تتفاعل فلزات أخرى مثل النحاس والفضة مع تلك الأحماض المخففة بـــل مـــع حمض النتريـــك و بعضها لا يتـــأثر إلاّ بالماء الملكي مثل الذهب والبلاتين.	هاليدات اللافلـــزات الهالوجينية تذوب في الماء مكونـــة أحماض غير أكسجينية مثل HIو HCl .

14.2 السبائـــك واللدائـــن (Alloys and Plastics)

تعرف السبائـــك على أنها مجموعة من الفلزات مؤتلفة مع بعضها أو مـــع عناصر لا فلزية أخرى مثل الكربون والفوسفور . وهي ذات فائدة كبيرة لأنه يمكن تعديل خصائـــصها حسب الرغبة ، وذلك بتغيير نسب مكوناتها . وحاليا لا يستخدم إلا القليـــل من الفلزات في حالتـــه النقية . وتتشكـــل السبائك بخلط مكوناتها المصهـــورة ، ومعـــظم السبائـــك مؤلفة أساسا مـــن مكـــون واحـــد يكـــون أما استبداليا (Substitutional) أو خلاليا (Interstitial) ، وذلـــك وفقا للحجوم النسبية للذرات . وعموما تعتبر دراسة بنية السبائك عملية معقـــدة جدا .

إن أكثر السبائك شيوعا هي الأشكال المختلفة لسبائك الفـــولاذ (Steel) ، والتي تحتوي جميعها على كميـــات كبيرة من الحديـــد وكمـــيات صغيـــرة من الكربون وعناصر أخرى . ومن أشهر سبائـــك النحاس وأقدمها سبيكـــة الصفـــر (Brass) ، سبيكة البرونز (Bronze) ، في حـــين تعتبـــر ســـبيكة

obeikandl.com

البيوتر (Pewter) من أشهر سبائك القصدير . وتتألف السبائك الخفيفة والقوية التي تستخدم في صناعة الطائرات من الألمنيوم مع المغنيسيوم أو النحاس أو السليكون وتتألف سبائك اللّدام من القصدير مع الرصاص والبزموث .

ومن السبائك المألوفة تلك المستخدمة في صنع قطع النقود . وتصنع النقود الفضية حاليا في معظم أنحاء العالم من سبائك النيكل والنحاس . وهناك أنواع عديدة من السبائك لها استعمالات مختلفة منها المستخدم في صب القوالب ، وفي طب الأسنان ، وعند درجات الحرارة المرتفعة وفي صنع المزدوجات الحرارية (Thermocouples) عند درجات الحرارة المرتفعة ، والمغانط والمواد ذات التمدد المنخفض .

إن الملغم (Amalgam) هو سبيكة من الزئبق ومعادن أخرى . وتشكل معظم المعادن الملاغم عدا الحديد . ومعظم الملاغم يكون صلبا عدا تلك الحاوية على نسبة عالية من الزئبق فإنها تكون سائلة . وهناك بعض المعادن النبيلة توجد في الطبيعة على شكل ملاغم ، فالذهب والفضة يستخرجان من خامتيهما على شكل ملاغم. تستعمل الملاغم المحتوية على فضة ونحاس وخارصين وقصدير لملء الأسنان ، كما تستخدم ملاغم أخرى كأقطاب ، ويستخدم ملغم القصدير مع البرونز في صنع المرايا العاكسة . إن معدن بابيت (Babbitt Metal) وهو سبيكة تحتوي على 89% قصدير و 9% أنتيمون و 2% نحاس تستخدم لتبطين المحامل .

أما الفضة الألمانية أو ما يعرف (German Silver) ، فهو سبيكة من النحاس والنيكل والخارصين تشبه الفضة ، وتستخدم في صناعة المجوهرات الرخيصة والسكاكين ، كما تستخدم أيضا كأساس في صناعة السلع المطلية بالفضة . أما الإنفار (Invar) فهي سبيكة تتكون من 64% حديد و 36%

نيكل وأثر من الكربون ، ولما كان معامل تمددها الحراري قليل ، فهي تستخدم في صنع بندول الساعة ، والشوكات الرنانة ، وأجهزة القياس وغيرها من المكونات التي يجب أن تكون أبعادها مستقلة عن الحرارة . إن سبيكة المونيل (Monel) قوية مقاومة للتآكل تتألف من 68% نيكل و 29% نحاس و3% منجنيز الحديد والسليكون والكربون ، وتستخدم في شفرات التوربينات والمراوح وغيرها .

أما اللدائن أو المواد البلاستيكية فهي مواد يمكن قولبتها(على الأقل أثناء التصنيع) إلى أشكال مطلوبة . هناك أنواع قليلة من البلاستيك الطبيعي مثل البيتومين (Bitumen) ، والمطاط (Rubber) ، ألا أن معظمها هو من صنع الإنسان وبشكل رئيسي المواد البتروكيميائية (Petrochemicals) ، وتتوفر فيها الكثير من الخصائص المفيدة ، مثل الصلابة والمرونة والشفافية والمتانة والكثافة المنخفضة والقدرة على مقاومة العزل والخمول والتأكسد وغيرها . جميع اللدائن هي عبارة عن بوليمرات (Polymers) ، لها بناء من الكربون ويتألف كل جزيء منها من الآلاف وحتى الملايين من الذرات .

يقسم البلاستيك إلى صنفين ، بلاستيك التلدن الحراري ، وبلاستيك التصلد الحراري . ينصهر الصنف الأول أو يلين عكسيا عند التسخين ويتضمن السليلوئيد وغيره من أنواع البلاستيك السليلوزية و اللوسيت والنايلون ومتعدد الإثيلين و بوليمرات الستايرين و بوليمرات الفينيل ومتعدد الفورمالديهايد ومتعدد الكربونات . أما أنواع البلاستيك التصلد الحراري فعلى الرغم من كونها تسقولب عندما تصنع كبوليمرات بسيطة ، ألا أنها تتحول بالحرارة والضغط ، وبعض الأحيان بواسطة مصلّد ثنائي إلى شكل متصلب وغير قابل للانصهار . يتضمن هذا النوع من البلاستيك البكليت وبعض راتنجات الفينول الأخرى وراتنجات الإيبوكسي ومتعدد

الأستر والسليكونات و اليوريا فورمالديهايد وراتنجات فورمالديهايد الميلامين وبعض أنواع متعدد اليورثان .

ويتم مزج معظم اللدائن مع المثبتات أو الحشوات أو الأصباغ أو الخضاب ومع الملّدنات إذا لزم ذلك . وهناك عدة عمليات تصنيع منها ، تصنيع الأفلام عن طريق الصقل(الضغط عليها بين مطالم) أو القولبة أو البثق وتصنيع الأشياء بواسطة القولبة الانضغاطية ، والقولبة بالحقن والصب (عن طريق التذويب ثم إقحامها داخل قالب مبّرد) .

إن الطباق أو الرقائق (Laminates) ، هي مكونات من عدة ألواح رقيقة من مواد مختلفة يلتحم بعضها مع بعض بالراتنجات . وتشتمل اللدائن الرقائقية على طبقات من القماش والورق والبلاستيك وغيرها متشربة براتنج مركب ، وقد لحم بعضها مع بعض بالحرارة والضغط .

ويستخدم الزجاج الرقائقي في نوافذ السيارات والطائرات ، كما يستخدم زجاج صامد ضد الرصاص. ويستخدم الخشب الرقائقي لأغراض متعددة . ويساهم المطاط وهو نوع من البوليمرات المرنة بدرجة كبيرة في التطور المعاصر حيث يعد الأساس في صناعة إطارات السيارات والطائرات وصناعة اللواصق والصوغ والصناعات الكهربائية وتراكيب الصواريخ الخاصة بالرحلات الفضائية .

14.2 أسئلة تمارين

س1- في ضوء دراستك لخواص الفلزات وكذلك اللافلزات ، ومن المعلومات التالية عين أيا من العناصر الأربعة التالية والمدرجة في الجدول التالي فلز وأيها لا فلز .

العنصر	الصفات	فلز أو لا فلز
الأول	صلب،صلد ، نقطة الانصهار1455م° ذو سطح فضي لامع،موصل جيد للكهرباء والحرارة.	
الثاني	صلب،هش،نقطة الانصهار 114م° ذو بلورات رمادية لامعة،ينوب بقلة في الماء.	
الثالث	سائل أحمر داكن داخن،درجة غليانه 58.8 م°،موصل رديء للكهرباء	
الرابع	لين، ذو بريق فضي،درجة انصهاره 63.5 م° يتفاعل بشدة مع الماء و الأوكسجين, موصل جيد للكهرباء.	

س 2- هات مثالا لكل من الآتي :

a- هالوجين ، b- عنصر قلوي ، c- عنصر قلوي أرضي ، d-غاز نبيل

e- عنصر فلزي نبيل ، f- أكسيد يعطي حمضا عند الذوبان في الماء ، g- عنصر عند تفاعله الكيميائي ينتج غاز الهيدروجين .

س 3- عرّف النظائر مع ذكر أمثلة لها .

س 4 - تحدث عن التوزيع الإلكتروني للعناصر بطريقة الأغلفة الرئيسية .

س5- حيث أن رقم كتلة الذرة = عدد البروتونات + عدد النيوترونات وهما عددان صحيحان,علل لماذا رقم كتلة ذرة النيكل وهو 58.71 ليس عددا صحيحا .

س6- ما هي الجسيمات الأساسية التي تكون بناء الذرة .

س7- ما هو الوزن الذري النسبي . ولماذا اصطلح مؤخرا على اعتبار أن نظير الكربون 12 هو المرجع للأوزان الذرية .

س8- كيف استطاع مندليف أن يتوقع خواص بعض العناصر بشكل دقيق رغم إنها لم تكتشف وقت إعداد جدوله .

س9- واجهت مندليف عدة انتقادات في تصميم جدوله الدوري ، أذكر أمثلة منها وبين كيف استطاع الدفاع عن فكرته ، ثم أكتب نبذة موجزة عن التطور التاريخي لتصنيف العناصر .

س10- ضع علامة صح أو خطأ أمام كل من العبارات التالية مع تصحيح الخطأ:

a- عند تقسيم المادة إلى أجزاء صغيرة جداً ، فإن خواصها الطبيعية والكيميائية يمكن أن تتغير ( ) .

b- أول من وضع أسس الجدول الدوري للعناصر هو العالم موزلي ( ) .

c- الفلزات عوامل مختزلة واللافلزات عوامل مؤكسدة ( ) .

d- نظائر العنصر الواحد تتشابه في رقم الكتلة وتختلف في العدد الذري ( ) .

e- تتكون سبيكة المونيل من 64% نيكل و 36% حديد ( ) .

f- في المحلول,تغلب صفات المادة المذابة على طبيعته ( ) .

س11- علل كل من العبارات التالية :

a- وجود الكسور في أرقام الكتلة للعناصر .

b- تكون الذرة متعادلة كهربائياً في حالتها المستقرة .

obeikandl.com

c – تميل عناصر المجموعتين IIA,IA في الجدول الدوري إلى تكوين كاتايونات موجبة ، بينما تميل عناصر المجموعة VIIA إلى تكوين أنايونات سالبة .

d– الصوديوم عنصر طري ودرجة انصهاره 97.8 م° ومع ذلك يعتبر من الفلزات .

e– الفلزات موصلة جيدة للحرارة والكهرباء لكن اللافلزات لا .

f– اللافلزات قليلة العدد إلاّ أن لها مركبات أكثر بكثير من مركبات الفلزات .

g– ليس للغازات قدرة على التوصيل الكهربائي .

h– يتفاعل HCl المخفف مع الخارصين ولا يتفاعل مع الفضة .

س 12– عيّن أعداد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في الذرات التالية :

$${}^{4}_{2}He \ , \ {}^{11}_{5}B \ , \ {}^{39}_{19}K \ , \ {}^{137}_{56}Ba \ , \ {}^{27}_{13}Al \ , \ {}^{63}_{29}Cu \ , \ {}^{31}_{15}P$$

س 13– ما هو رقم كتلة ذرة كل من الألمنيوم والتيتانيوم والحديد إذا علمت أن أعدادها الذرية هي 13 , 22 , 26 على التوالي وأنها تحتوي على 13 , 26 ,30 نيوترون على التوالي .

س14– أذكر الهيئة الإلكترونية في الصورة المختصرة لكل من الكربون والصوديوم والفانديوم والكوبالت ، علما أن أعدادها الذرية هي على التوالي 6 , 11 , 23 , 27 .

س15– أذكر الهيئة الإلكترونية في الصورة المختصرة لكل من ذرة الحديد وأيون الحديد علما أن عدده الذري هو 26 .

س16– أذكر الهيئة الإلكترونية لذرات وأيونات كل من النحاس والكروم والنيكل والفانديوم علما أن أعدادها الذرية على التوالي 29 , 24 , 28 , 23 .

س17- أوصف العناصر التي أعدادها الذرية 3 , 6 , 9 , 28 , 29 , 32 بأحد الأوصاف التالية ، معدن نشط ، غاز خامل ، عنصر غير معدني ، مادة نصف موصلة ، عنصر انتقالي ، مستعينا بالجدول الدوري الحديث للعناصر .

س18- إذا علمت أن رقم كتلة ذرة الألمنيوم هو 26.98 وحدة كتلة ذرية وأن كثافة ذرة الألمنيوم هي $2.7\ g/cm^3$. كم عدد ذرات الألمنيوم التي توجد في $1cm^3$ ، علما أن عدد أفوجادرو هو 0.6022×10^{24} وحدة كتلة g/ذرة .

س19- أكتب الهيئة الإلكترونية لكل من :

Ti^{2+} - a Ti^{4+} - b Cr^{3+} - c Fe^{3+} -d

Fe^{2+} - e Mn^{2+} - f Mn^{4+} - g Ni^{2+} - h

Co^{2+} - i Cu^{+} - j Cu^{2+} - k

س20- كم عدد الإلكترونات الموجودة في المدار 3d للعناصر والأيونات المذكورة في السؤال السابق .

س21- ما هي أعداد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في كل من العناصر والرموز التالية :

$^{122}_{55}Cs$, $^{112}_{48}Cd^{2+}$, $^{194}_{81}Tl$, $^{105}_{47}Ag^{+}$, $^{78}_{34}Se^{2-}$, $^{137}_{56}Ba$, $^{63}_{28}Ni$, $^{36}_{17}Cl^{-}$, $^{170}_{89}Tm$

س 22- أكتب العنصر الملائم لكل من النظائر التالية :

a - Z = 26 , A = 55

b - Z= 37 , A = 86

c - Z = 81 , A = 204

d - Z = 71 , A = 170

e - Z = 70 , A = 169

س23- كم عدد النيوترونات في كل من الذرات الواردة في السؤال 22 .

س24- أي من العناصر التالية هالوجين: Na , F , Ca , Fe , Ag , As .

س25- أي من العناصر التالية انتقالي: Sr , Ru , As , W , Ag , Al .