

الباب الثاني

التركيب الذري للمادة والجدول الدوري للعناصر

(Atomic Structure & Periodic Table of Elements)

- 1.2. مقدمة .
- 2.2. تركيب المادة .
- 3.2. حالة المادة .
- 4.2. تركيب الذرة .
- 5.2. نواة الذرة .
- 6.2. الكتلونات .
- 7.2. الإعداد الكمية .
- 8.2. النظائر .
- 1.8.2 متوسط عدد الكتلة .
- 2.8.2 الوفرة الطبيعية .
- 3.8.2 الوفرة الجزئية .
- 9.2. الاغلفة الذرية .
- 10.2. الجدول الدوري للعناصر .
- 11.2. نبذة تاريخية عن تطور الجدول الدوري .
- 12.2. الفلزات واللافلزات .
- 13.2. مقارنة بين خواص الفلزات واللافلزات .
- 14.2. السبائك واللدائن .
- 15.2. تمارين .

1.2 مقدمة

من المعروف إن المادة تتكون من عنصر واحد أو من عدة عناصر مجتمعة على هيئة خليط أو محلول أو مركب كيميائي ، أو قد تكون 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 . وقد توجد المادة بحالة غازية أو سائلة أو صلبة ، وفي هذا الباب سنقوم بعرض تلك الحقائق .

ولتوضيح العلاقة الوثيقة بين بنية المادة الداخلية وخواصها الكيميائية والفيزيائية سنبدأ في هذا الباب بوصف تركيب الذرة ، وخاصة تركيبها الإلكتروني لما له من علاقة بخواص المواد . بالإضافة إلى الجدول الدوري للعناصر حيث نلقي الضوء على بعض الخواص المختلفة لتلك العناصر . وأخيرا بعد أن يطلع القارئ على هذا الباب سيكون بإمكانه التنبؤ ببعض خواص العناصر المختلفة .

2.2 تركيب المادة (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 اللمس أو حتى التذوق وذلك بالاعتماد على الخبرة السابقة في مثل تلك المجالات ، فمثلا نجد أن السكر والملح هي ذات مظهر واحد من حيث الشكل وحجم الحبيبات ، إلا 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 ولمسها 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 ، إلا أننا لا نستطيع الاعتماد كلياً 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 جميعاً ذات مظهر خارجي واحد ، الأمر الذي يجعل من الخطأ الاعتقاد بأن لها جميعاً نفس الخواص ، وإذا ما حاولنا ثني قطعتين من الصلب ، فقد تتجاوب إحدى القطعتين مع الثني وتتحني 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 بالجزء 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 أولاً 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 ، إلا أنه يمكن أن تتألف المادة من عدة عناصر ، كما أن جميع الذرات الموجودة في العنصر الواحد تحمل نفس الرقم الذري (Atomic Number) ، فالألومنيوم والزنبرق والهيدروجين هي عناصر مختلفة توجد في الحالات الصلبة والسائلة والغازية على التوالي .

b - الذرة (Atom)

إذا أخذنا قطعة من عنصر ما وليكن الكربون مثلاً وقمنا بتفتيتها إلى قطع صغيرة جداً ، 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 . إلا 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 إلا 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 تفاعلها .

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 - الجزيء (Molecule)

يتكون الجزيء من ذرتين أو أكثر من ذرات العناصر ترتبط ببعضها لتكون أصغر وحدة تمثل المادة وتحتفظ بخواصها الفيزيائية ، وقد يتكون الجزيء من نفس الذرات حيث يمثل الجزيء عنصر كما هو الحال في جزيء النروجين (N_2) أو قد يحتوي على عدد من الذرات المختلفة لتكون جزيء مركب مثل جزيء الماء (H_2O) .

e - المخلوط (Mixture)

ينتج المخلوط من خلط أو مزج اثنين من العناصر أو المركبات . ومكونات المخلوط لا تتحد كيميائيا ، لذلك يحتفظ كل منها بخواصه المميزة كما أنها تختلط بأي نسبة وزنية ، وتكون الخواص الفيزيائية للمخلوط أو الخليط هي مزيج أو جمع لخواص مكوناته ، ويمكن فصل مكونات ذلك الخليط بالطرق الفيزيائية أو الميكانيكية ومثال على ذلك الجرانيت الذي يحتوي على الفلسبار (سليكات الألمنيوم) والمايكا والرمل .

f - المحلول (Solution)

يعتبر المحلول نوع خاص من أنواع الخلائط ، حيث تمتزج فيه المكونات على المستوى الذري ، وعادة ما تسود الخواص الفيزيائية لأحد المكونات وهي المادة المذيبة . فمثلا يظل مظهر الماء وسلوكه كما هو عند إذابة سكر فيه لتكوين محلول سكري وقد يكون المذيب (solvent) أو المذاب (solute) أو المحلول الناتج في الحالة الغازية أو السائلة أو الصلبة ، وحيث أن مزج المحلول يكون على المستوى الذري ، لذلك تكون للمذيب القدرة على إذابة كمية محدودة من المواد المذابة واحتوائها بين ذراته

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 (1-2)

قائمة بأهم العناصر الموجودة على سطح الأرض

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

البيريليوم	Be	4	9.012182
البيزموت	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
السيوم	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
الهافنيوم	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
اللانثانوم	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
النيبوميوم	Np	93	[237]
النيكل	Ni	28	58.6934
النوبيوم	Nb	41	92.90638
النروجين	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]
الراون	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
التيلوريوم	Te	52	127.6
التيريبيوم	Tb	65	158.92534
الثاليوم	Tl	81	204.3833
الثوريوم	Th	90	232.0381
الثوليم	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
الزئبق	Zn	30	65.39
الزركونيوم	Zr	40	91.224

3.2 حالة المادة (State of Material)

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

عندما تكون المادة في الحالة الغازية فان الذرات أو الجزيئات لا تشغل مواقع محددة في الفراغ ، ولكنها تتحرك دائما حركة عشوائية في أي اتجاه حيث أنه توجد بينها قوى تجاذب ضعيفة جدا ، تحاول ربط تلك الذرات أو الجزيئات بعضها ببعض مما يجعلها تتحرك مبعثدة عن بعضها لتنتشر وتملأ الحيز الموجود فيه ، شاغلة بذلك كل حجم الإناء الموضوع به ، لذلك ليس للغاز حجم أو شكل ثابت .

أما عندما المادة في الحالة السائلة فتكون الذرات أو الجزيئات فيها أكثر تقاربا عن ما هي عليه في الحالة الغازية ، كما إن ارتباطها ببعضها يكون ضعيفا وهو ما يجعل حجمها ثابتا إلا 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 تأخذ 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 الجزيئات مما يجعل حركتها محدودة للغاية ولذلك تشغل المادة الصلبة حجم ثابت وشكل ثابت .

ويلاحظ أيضا أن تركيب الذرات وكذلك طبيعة الروابط التي تربطها هي التي تحدد مواقع الذرات في المادة الصلبة ، كما أن خواص الذرات

والجزيئات المكونة للمادة وكذلك الطريقة التي تنظم بها في الحيز أو الفراغ الذي تشغله هي التي تحدد الخواص الأساسية للمادة الصلبة ، لذلك سوف نتطرق في الجزء التالي إلى تركيب الذرة .

4.2 تركيب الذرة (Atomic Structure)

لقد ظهرت على مر التاريخ العديد من النظريات التي توضح تركيب الذرة وكانت بعض هذه النظريات تحتوي على افتراضات خاطئة ، إلا أنها كانت تقود العلماء تدريجياً إلى التكوين الدقيق للذرة . وكما ذكرنا سابقاً أن الذرة هي أصغر جزء من العنصر يمكنه الاشتراك في التفاعل الكيميائي .

أن الفكرة القائلة أن المادة تتكون من جسيمات أساسية دقيقة تعود في الأساس إلى الفيلسوفين " لوسوس وديموقراطيس " في القرنين الرابع والخامس قبل الميلاد ، فقد اعتقد " لوسوس " أن تجزئة أية عينة من مادة إلى أجزاء أصغر فأصغر لا يمكن أن تستمر إلى ما لانهاية و لا بد من أن تنتهي إلى جسيم صغير جداً لا ينقسم ويكون غير قابل للتجزئة ، وقد سمي " 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 تبني علماء العصر الحديث في القرنين السابع عشر والثامن عشر الميلاديين من جديد الرأي القائل بذرية المواد .

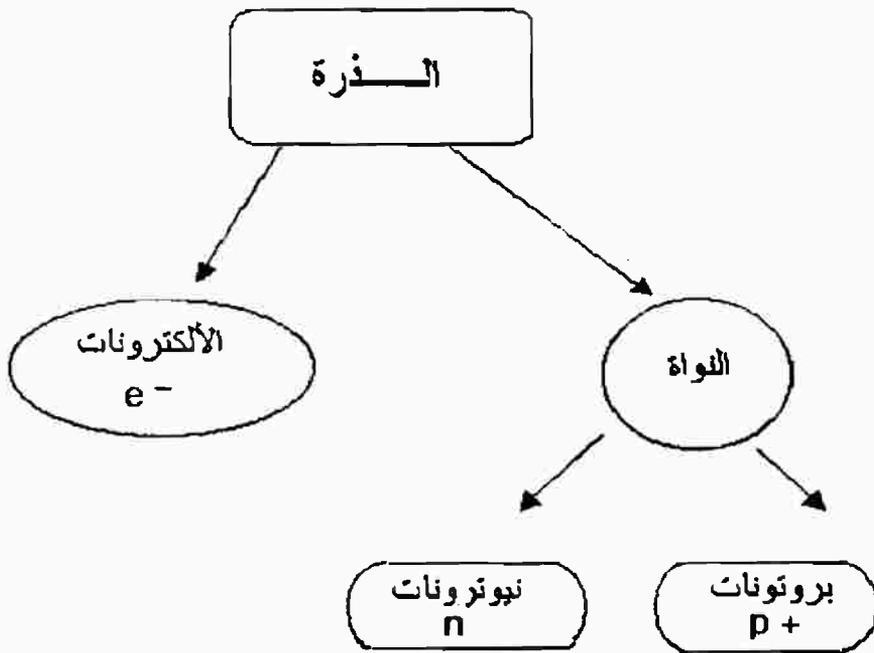
فقد وضع " بويل " أول تعريف حديث للعنصر بأنه المادة التي لا تتحلل أو تتفكك خلال التفاعل الكيميائي ، ووجد " نيوتن " أن التغير الكيميائي ينتج عن انفصال وإعادة تجميع الجسيمات (الذرات) من جديد ، إلى أن أعلن

العالم " دالتون " نظريته المعروفة عام 1803 - لتفسير قانوني الاتحاد الكيميائي المعروفين آنذاك وهما قانونا بقاء المادة والنسب الثابتة ، وقد أسست هذه النظرية على قوانين معروفة تم اكتشافها من خلال ملاحظات عديدة لسلوك المواد في الطبيعة ، وبذلك كان أول من ربط بين مفهوم الذرة والبناء الكيميائي الحديث للنواة، وكما هو معلوم لدينا فإن جميع خواص المواد سترتبط في نهاية الأمر بتركيبها الذري .

واستنادا إلى فروض " دالتون " بأن المواد تتفاعل مع بعضها بنسب عددية بسيطة من حيث عدد الذرات ، ومن ملاحظة " جاي لوساك " بأن النسب بين حجوم الغازات المتفاعلة هي نسب عددية بسيطة تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة - قانون الحجوم لجاي لوساك عام 1808 - أعتقد دالتون أن (الحجوم المتساوية من الغازات لا بد أن تحتوي على أعداد متساوية من الذرات) وقد أيده في هذا الرأي العالم " برزيليوس " . وعند استخدام هذا الفرضية في تفسير قانون الحجوم ، أدى ذلك إلى وقوع 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 لتعديل هذا الفرضية بحيث يمكن تفسير قانون الحجوم دون التعارض مع النظرية الذرية ، وانتهى به التفكير إلى أن وحدة الغاز الفيزيائية والتي هي ليست الذرة المنفردة ولكنها عبارة عن تجمع ذري يتكون من عدد بسيط من الذرات المترابطة ، أطلق عليها أسم الجزيئات حيث إن جزيئات معظم العناصر الغازية تتكون من ذرتين اثنتين ، والحقيقة إن الأخذ بفرضية تركيب المواد من جزيئات قد أكمل 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 ورنر فورد وبلانك وانيشتاين وبوهر
وغيرهم . ويمكن تلخيص التطور الحديث للذرة كما هو مبين في الشكل
(1-2) .



الشكل (1-2) التطور الحديث للذرة

إن النظرية الحديثة توضح بأن الذرة تتكون من نواة (nucleus) ذات
شحنة إلكترونية حديثة موجبة محاطة بالإلكترونات (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 كهربائياً ، فإن الشحنة السالبة المتمثلة في الإلكترونات تكون مساوية للشحنة الموجبة الموجودة في النواة . وفيما يلي نتعرض لكل من النواة والإلكترونات بشيء من التفصيل .

5.2 نواة الذرة (Atom's Nucleus)

إن كتلة الذرة تتركز كلياً في نواتها وذلك لأن كتلة الإلكترونات ضئيلة جداً بالنسبة للنواة بحيث يمكن إهمالها . وتحتوي النواة أساساً على نوعين من 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 للشحنة الكهربائية التي يحتويها الإلكترون في المقدار إلا أنها معاكسة للأولى في الإشارة ، وبالتالي يكون عدد البروتونات الموجبة مساوي لعدد الإلكترونات السالبة وذلك لأن الذرة كما سبق ذكره متعادلة كهربائياً .

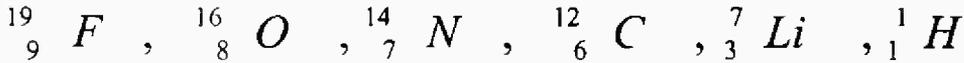
ويميز عدد البروتونات في النواة نوع العنصر عن غيره من العناصر ويسمى العدد الذري (atomic number) ، ويرمز له عادة بالحرف Z وتتحدد الصفات الكيميائية للعنصر بعدده الذري الذي اكتشف من قبل العالم " موزلي " عام 1913 ، أي أن تلك الصفات الكيميائية لا تتأثر إطلاقاً بعدد النيوترونات .

أما رقم الكتلة (weight number) ورمزه A فيمثل مجموع عدد البروتونات والنيوترونات في نواة ذرة العنصر . وعلى هذا الأساس فإن عدد النيوترونات في نواة الذرة يساوي الفرق بين العددين A و Z . وهكذا يكتب الرمز الدولي للعنصر موضحاً عليه رقم الكتلة على هيئة أعلى يسار الرمز والعدد الذري في الجهة السفلى من يسار الرمز .

فإذا كان رمز العنصر X مثلًا 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 إلا أنها ضرورية لضمان ثبات الذرة حيث أنها تخفف من قوى التنافر الموجودة بين البروتونات العديدة في النواة وتشارك في رقم الكتلة .

مثال (1-2)

بين عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في كل من الذرات التالية :



الحل :

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

ورمزها (n) ، وتحيط بالنواة أغلفة (مستويات طاقة) تدور فيها جسيمات سالبة بسرعة هائلة تعرف بالإلكترونات (\bar{e}) . وتتبادل شحنة النواة الموجبة مع شحنة الإلكترونات السالبة ، أي أنه في الذرة المتعادلة كهربائياً ، ويتساوى عدد البروتونات الموجبة الشحنة مع عدد الإلكترونات السالبة الشحنة كما في الشكل (2-2) .

على الرغم من تساوي عدد البروتونات مع عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة ، إلا أن كتلة الإلكترون أصغر بكثير من كتلة البروتون وتقدر بنسبة 1 : 1836 أي أن كتلة البروتون أثقل من كتلة الإلكترون بحوالي 1836 مرة . وعلى العموم وبسبب أن الذرة هي جسيم متناهي في الصغر ، لذلك يتوقع أن تكون كل كتل مكوناتها ضئيلة جداً . والجدول (2-2) يبين هذه الكتل لكل من البروتون والنيوترون والإلكترون .

جدول (2-2)

خواص الجسيمات في ذرة العنصر

إلكترون \bar{e}	نيوترون n	بروتون P^+	الخاصية
$10^{-28} \times 9.11$	$10^{-24} \times 1.675$	$10^{-24} \times 1.67$	الكتلة، جرام
1-	0	1+	الشحنة الافتراضية

لاحظ بأن الشحنة الحقيقية للإلكترون (\bar{e}) = 1.602×10^{-19} كولوم . وبأمل البيانات المدرجة في الجدول (2-2) يمكنك إدراك ضآلة الذرة حجماً ووزناً ، وبما أن كتلة النيوترون تساوي تقريباً كتلة البروتون ، فإن رقم كتلة الذرة يكون مساوياً تقريباً لمجموع عددي البروتونات والنيوترونات ، وذلك لأن كتلة الإلكترون صغيرة جداً بالنسبة لكتلة البروتون ويمكن إهمالها ،

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

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

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

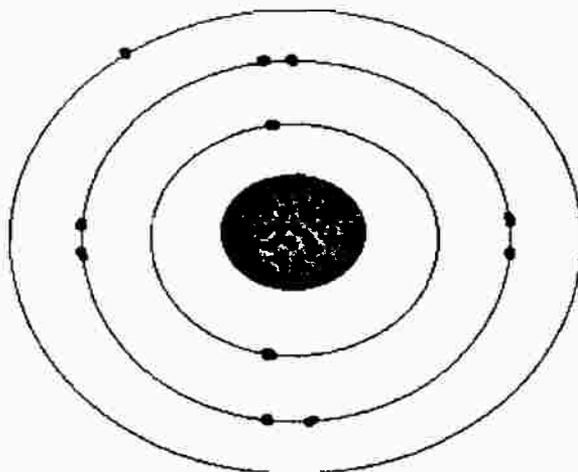
جدول (3-2)

معلومات عن ذرة الهيدروجين

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

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

23
11 Na



11 P +
12 n 0
11 e

K : 2
L : 8
M : 1

الشكل (2-2)

نموذج للذرة المتعادلة

مثال (2-2)

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

الحل :

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

$$n + Z = A$$

$$25 + 29 = 64$$

إذن :

ورغم أن العدد الذري (عدد البروتونات) يبقى ثابتا لكل عنصر ، إلا أن عدد النيوترونات يمكن أن يتغير في بعض العناصر معطيا قيم مختلفة لكتلة الذرة ، والعناصر التي تختلف كتلتها باختلاف عدد نيوتروناتها تسمى النظائر (isotopes) ، إلا أنها تتحد جميعا في صفاتها الكيميائية ، فعلى سبيل المثال نجد أن العدد الذري للمغنيسيوم هو 12 بينما رقم كتلة ذرته هو 24 أي أن :

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

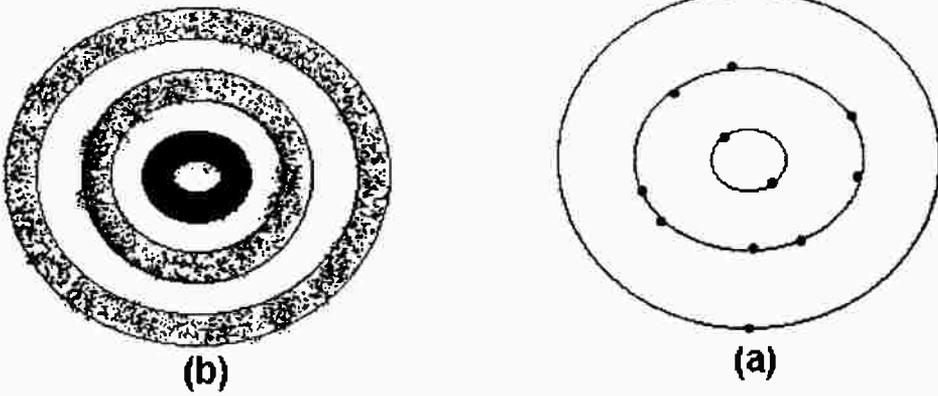
وهذا يعني أن عدد النيوترونات في ذرة المغنيسيوم هو 12 ، إلا أنه توجد بعض النظائر التي قد تحتوي على 11 أو 12 نيوترون وبالتالي ستتغير كتلة الذرة لهذين النظيرين إلى 23 و 25 على التوالي .

6.2 الإلكترونات (Electrons)

الإلكترون هو جسيم ضئيل جدا في الشحنة يبلغ قطره $10^{-15} \times$ 2.8م ، ووزنه 9.11×10^{-28} جرام ، و يحمل شحنة كهربائية سالبة 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 ووضعتها واتجاه دورانها بالنسبة للنواة ، لذلك فإنها 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) .

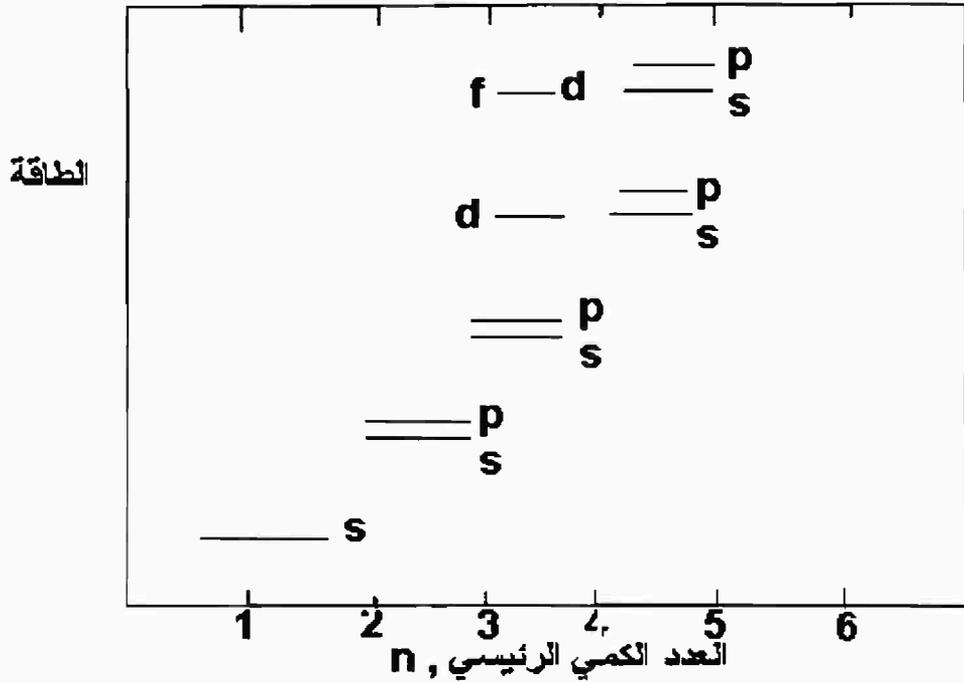


الشكل (3-2)

(b) نموذج النظرية الميكانيكية الموجية

(a) نموذج ذرة بوهر

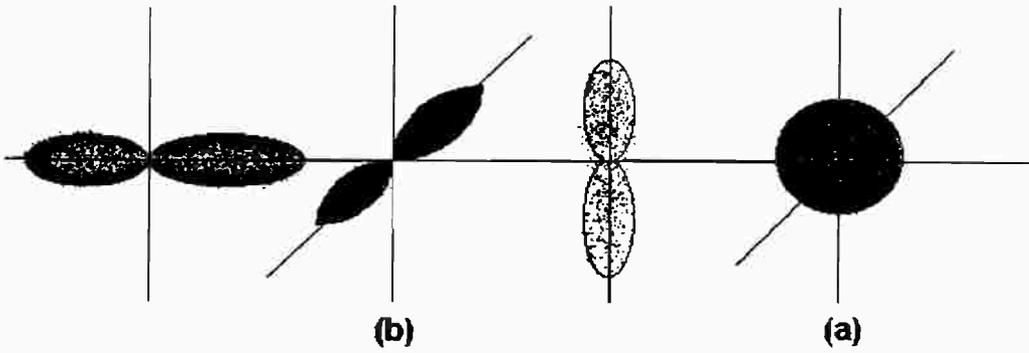
ولكل مدار طاقة معينة كما في شكل (4-2) ويتكون كل مدار من عدة أفلاك (Orbitals).



الشكل (4-2)

رسم توضيحي يبين مستويات الطاقة المختلفة

ويدور في كل فلك إلكترون واحد أو إلكترونين ، ويكون الفلك إما كروي متمائل حول النواة كما في الشكل (5-2.a) أو بيضوي غير متمائل حول النواة كما في شكل (5-2.b) .

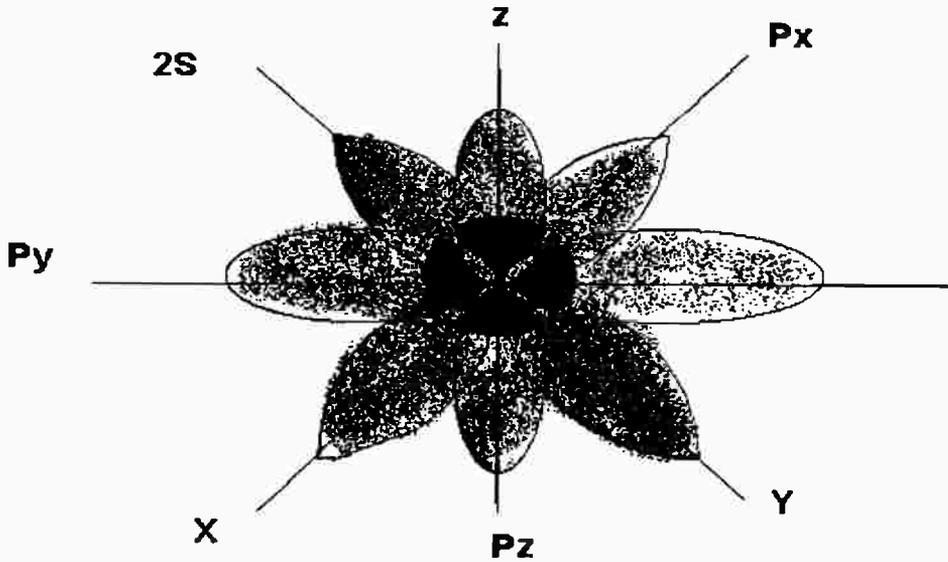


الشكل (5-2)

(a) فلك كروي الشكل متمائل حول النواة.

(b) فلك بيضوي الشكل غير متمائل حول النواة.

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



الشكل (6-2)

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

6.2 الأعداد الكمية (Quantum Numbers)

يمكن وصف حالة ووضع طاقة كل إلكترون في الذرة بأربع أعداد كمية يمكن تصنيفها على الشكل التالي :

a - العدد الكمي الرئيسي (Principle Quantum Number)

ويرمز له بالرمز (n) ويمثل رقم مستوى الطاقة الأساسي أي رقم الغلاف ، وتتخذ n لهذه الأغلفة ابتداء من أقربها للنواة وأقلها طاقة القيم 3 ، 2 ، 1.. الخ . ويزداد قطر الغلاف كلما ازداد بعده عن النواة . فإذا كانت قيمة n لأحد الإلكترونات هي 3 ، فهذا يعني أن الإلكترون موجود بالفلك الثالث . وتدل n على عدد المدارات ، فمثلا الفلك الثاني $n = 2$ يحتوي على مدارين وهكذا .

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

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

وكما هو واضح في الشكل (2-3) ، فإذا كانت $l = 0$ لأحد الإلكترونات فهذا يعني أنه في الحالة s أما إذا كانت $l = 1$ فهذا يعني أنه في الحالة p وبالتالي إذا كانت $n = 2$ فإن l يرمز لها بواحد من الرموز s, p, d ، فإذا أردنا وصف الإلكترون الذي l له هي p فانه يرمز لهذا الإلكترون بالرمز $3p$ وهكذا .

جدول (4-2)

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

c- العدد الكمي المغناطيسي (Magnetic Quantum Number)

ويرمز له بالرمز (m_1) ، وهو عدد صحيح قيمته تتراوح من (1) إلى (1-) ، فمثلا إذا كان $I = 3$ ، فإن m_1 يمكن أن يكون $2+, 1+, 0, 1-, 2-$ ويدل العدد الكمي المغناطيسي على الفلك الذي يوجد فيه الإلكترون داخل مدار ما. وعدد الفلك في أي مدار يساوي $(2I + 1)$. والجدول (4-2) يبين الأفلاك في المدارات المختلفة . وحيث أن كل منها يستوعب أكثر من إلكترونين ، لذلك أمكن حساب أقصى عدد من الإلكترونات يمكن استيعابها المدارات المختلفة كما موضح في الجدول (4-2) وتساوي $(2I + 1)2$.

d- العدد الكمي المغزلي (Spin Quantum Number)

ويرمز له بالرمز (m_s) ، ويدل على اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه ويأخذ القيمة 2^+ أو 2^- . ولغرض التدوين عادة ما يمثل العدد الموجب (2^+) بسهم رأسه متجه للأعلى \uparrow دوران للأعلى والعدد السالب (2^-) بسهم رأسه متجه للأسفل \downarrow دوران للأسفل . ولا تعتمد قيمة m_s على الأعداد الكمية الثلاثة السابقة .

ونستنتج مما سبق أن الأعداد الكمية الأربعة تصف حالة الإلكترون في الذرة ، ويلاحظ أن الأعداد الكمية الثلاثة الأولى n , l , m تحدد الفلك الذي يدور فيه الإلكترون حيث أن لها علاقة بحجم وشكل اتجاه الفلك ، وبناء على مبدأ " باولي للإبعاد " (Pauli Exclusion Principle) ، فإنه لا يوجد إلكترونان في الذرة لهما نفس الأعداد الكمية الأربعة . ومن المعلومات السابقة يمكن الآن تحديد الأعداد الكمية الأربعة للإلكترونات الإثني عشر الموجودة في ذرة المغنيسيوم كما موضح في جدول (5-2) .

جدول (5 - 2)

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 ، ويزداد حجم الغلاف ومستوى طاقته كلما ابتعد عن النواة ، ولكل غلاف القدرة على استيعاب عدد محدود من الإلكترونات لا يمكن تجاوزه بأية حال .

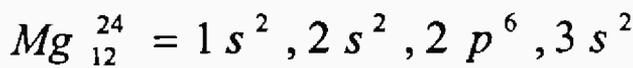
ومن البديهي أن الأغلفة الأكبر حجما أي الأوسع يمكنها إستضافة عدد أكبر من الإلكترونات ، باستثناء الغلاف الأول تتكون الأغلفة الرئيسية من عدد من الأغلفة الفرعية المختلفة في طاقاتها ، وتميز الأغلفة الأربعة الرئيسية الأولى بالحروف K, L, M, N على التوالي (من اليمين لليسار) ، كما تميز بما يعرف بعدد الكم الرئيسي (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 غالباً ما يستخدم للتعبير عن الأرقام الكمية . فمثلاً $1s^2$ يوضح وجود إلكترونين في المدار الأول s ، حيث $(l = 0)$ (صفر) الموجود داخل الفلك الأول $(n = 1)$ أما $2p^6$ ، 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 :



وعند ترتيب الإلكترونات وتوزيعها في الأفلاك المختلفة ، يجب أن تشغل الفلك أولاً بالإلكترونات موجبة الدوران $(m_s = +\frac{1}{2})$ حتى تشغل جميع الأفلاك الموجودة بالمدار ، ويبدأ بعدها بمليء الفلك بالإلكترونات سالبة الدوران $(m_s = -\frac{1}{2})$. فمثلاً 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 أيضاً من وجود اختلاف في طاقات كل فلك عن بقية الأفلاك إلا 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 أي القريبة من النواة أولاً . والشكل (2-7) يوضح طريقة ترتيب الإلكترونات لجميع العناصر ، حيث تملأ المدارات التي يمر بها السهم أ (القريب من النواة) أولاً ثم مدارات السهم ب وهكذا .

الشكل (7-2)

طريقة ملء الفلك حسب اتجاهات السهم

رقم المدار	رقم الفلك	1	2	3	4	5	6	7	8
S		●	●	●	●	●	●	●	●
P			●	●	●	●	●	●	●
d				●	●	●	●	●	●
f					●	●	●	●	●

ويجب مراعاة أن نبدأ من أسفل السهم إلى أعلاه حسب اتجاه السهم المبين في الشكل ، فمثلا السهم هـ يمر بالمدار 3s أولا يليه 4p ثم 4s ويشذ عن هذه القاعدة بعض العناصر ذات الأعداد الذرية 24 ، 29 حيث يوضح الجدول (7-2) الهيئة الإلكترونية لهما .

جدول (7-2)

الهيئة الإلكترونية لبعض العناصر الهامة

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

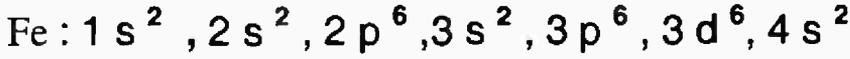
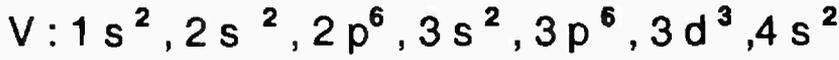
							3	2	2	7	النيتروجين N
							4	2	2	8	الأوكسجين O
							5	2	2	9	الفلور F
							6	2	2	10	النيون Ne
						1	6	2	2	11	الصوديوم Na
						2	6	2	2	12	المغنيسيوم Mg
				1	2	6	2	2	2	13	الألمنيوم Al
				2	2	6	2	2	2	14	السليكون Si
				3	2	6	2	2	2	15	الفوسفور P
				4	2	6	2	2	2	16	الكبريت S
				5	2	6	2	2	2	17	الكلور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

مثال (2-3)

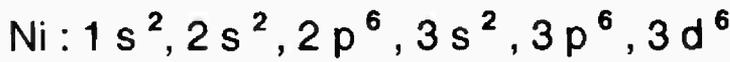
أذكر الهيئة الإلكترونية في الصورة المختصرة لكل من ذرات الفانديوم ، الحديد ، والنيكل والتي أعدادها الذرية على التوالي هي 23 ، 26 ، 28 ثم أذكر الهيئة الإلكترونية لأيون النيكل .

الحل :

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



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



مثال (4-2)

ما هي أعداد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في ذرة عنصر الكاديوم $^{112}_{48}Cd^{+2}$ وذرة السيريوم $^{147}_{62}Se^{-2}$.

الحل :

عدد البروتونات Z لذرة الكاديوم يساوي 48 ، وعدد الكتلة A يساوي 112 لذلك فإن عدد النيوترونات $n^0 = 112 - 48 = 64$ ، أما عدد الإلكترونات في ذرة الكاديوم فيساوي $46 = 48 - 2$ وللسيريوم فإن :

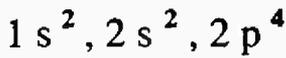
$$P^+ = Z = 62 \quad , \quad A = 147 \quad , \quad n^0 = A - Z = 147 - 62 = 85$$
$$\bar{e} = 62 + 2 = 64$$

مثال (5-2)

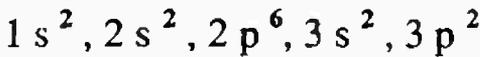
بدراسة الهيئة الإلكترونية ، صنف العناصر التي أعدادها الذرية 8 ، 14 ، 19 ، 29 كمعادن نشطة كيميائيا ، معادن مقاومة للتآكل الكيميائي ، مواد نصف موصلة للكهرباء أو مواد غير معدنية .

الحل :

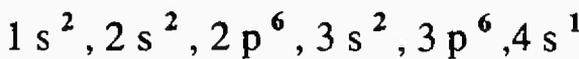
أولا - العنصر الذي عدده الذري 8 وهيئته الإلكترونية هي :



هذا العنصر به ست إلكترونات في المحيط الخارجي ، وهو لذلك لديه القابلية على اكتساب إلكترونين آخرين من أي عنصر خارجي حتى يحتوي غلافه الخارجي على ثمانى إلكترونات ، لذلك فإنه يعتبر مادة غير معدنية ومن الجدول الدوري يتضح أنه عنصر الأوكسجين .
ثانيا - العنصر الذي رقمه الذري 14 هيئته الإلكترونية هي :

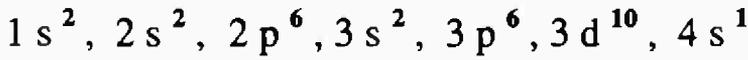


هذا العنصر يحتوي محيطه الخارجي وهو الغلاف الثالث على أربعة إلكترونات ، وبذلك يكون في منتصف الطريق نحو الوصول إلى رقم الاستقرار ، ولذلك فهي تفضل أن تشترك في الإلكترونات مع غيرها من الذرات . ومن الجدول الدوري يتبين بأن هذا العنصر هو السليكون .
ثالثا - العنصر الذي عدده الذري هو 19 وهيئته الإلكترونية هي :



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

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

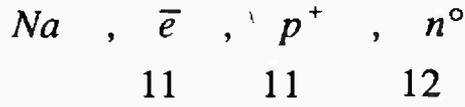


ويلاحظ في هذا العنصر أن : $3d^{10}, 4s^1$ تكون أكثر استقراراً من $3d^9, 4s^1$ ، و نجد في هذا العنصر أن إلكترون $4s$ يوجد أسفله المحيط الثالث المحتوي على 18 إلكترون ، لذلك لا يعتبر إلكترون $4s$ مستقراً من الناحية العملية ، بالإضافة إلى ذلك فإن طاقة إلكترون $4s$ مقارنة لطاقة إلكترونات $3d$ ولهذا فإن إلكترون $4s$ سيكون مرتبطاً ارتباطاً وثيقاً بالذرة مثل ارتباط الإلكترونات الموجودة في المدار $3d$ وهذا العنصر بموجب الجدول الدوري هو النحاس ، والذي يعتبر مقاوم للتآكل الكيميائي (غير نشط كيميائياً) . 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 $4s, 3d$ تكون متقاربة .

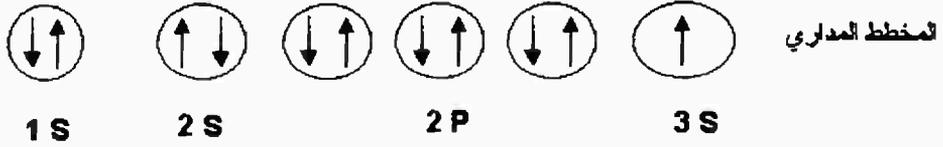
مثال (2 - 6)

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

الحل :



التوزيع الإلكتروني $1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^1$



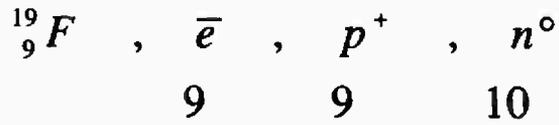
عدد الإلكترونات الفردية = 1

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)	0	$\frac{1}{2} +$

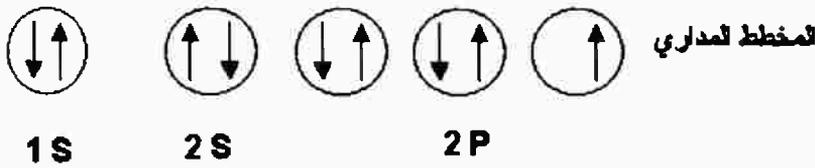
مثال (7-2)

أكتب عدد الجسيمات الأساسية لعنصر الصوديوم $^{19}_9F$ و التوزيع الإلكتروني ، والمخطط المداري ، وعدد الإلكترونات الفردية (العازبة) وأعداد الكم الرئيسية الأربعة .

الحل :



1s² 2s² 2p⁵ توزيع الإلكترونات



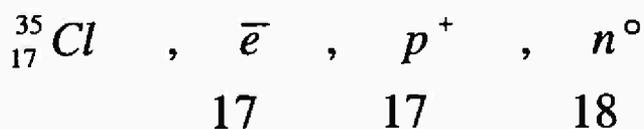
عدد الإلكترونات الفردية = ولد

أعداد الكم الرئيسية الأربعة			
n	L	m _L	m _s
1	0 (1S)	0	$\frac{1}{2}^+, \frac{1}{2}^-$
2	0 (2S)	0	$\frac{1}{2}^+, \frac{1}{2}^-$
	1 (2P)	1+, 0, 1-	$\frac{1}{2}^{\pm}, \frac{1}{2}^{\pm}, \frac{1}{2}^{\pm}$

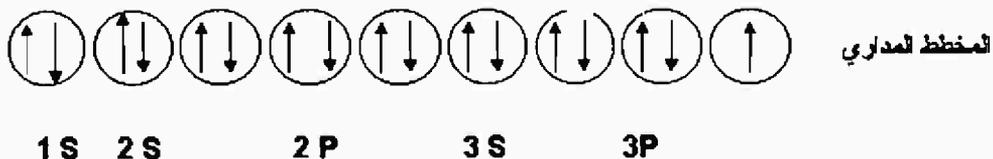
مثال (8-2)

أكتب عدد الجسيمات الأساسية لعنصر الكلور ${}^{35}_{17}Cl$ ، والتوزيع الإلكتروني والمخطط المداري ، وعدد الإلكترونات الفردية (العازبة) ، وأعداد الكم الرئيسية الأربعة .

الحل :



1S 2 2S 2 2P 6 3S 2 3P 5 التوزيع الإلكتروني

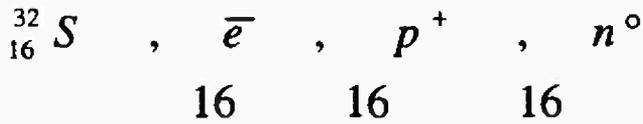


أعداد الكم الرئيسية الأربعة			
n	L	m_L	m_S
1	0 (1S)	0	$\frac{1}{2}^+$, $\frac{1}{2}^-$
2	0 (2S) 1 (2P)	0 1+ , 0 , 1-	$\frac{1}{2}^+$, $\frac{1}{2}^-$ $\frac{1}{2}^{\pm}$, $\frac{1}{2}^{\pm}$, $\frac{1}{2}^{\pm}$
3	0 (3S) 1 (3P)	0 1+ , 0 , 1-	$\frac{1}{2}^+$, $\frac{1}{2}^-$ $\frac{1}{2}^{\pm}$, $\frac{1}{2}^{\pm}$,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

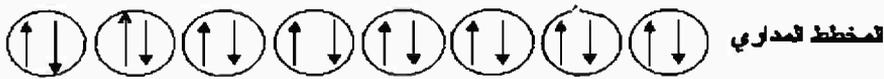
عدد الإلكترونات الفردية = 2 .

مثال (9-2)

أكتب عدد الجسيمات الأساسية لعنصر الكبريت ${}_{16}^{32}\text{S}$ ، والتوزيع الإلكتروني ، والمخطط المداري له ، وعدد الإلكترونات الفردية (العازبة) وأعداد الكم الرئيسية الأربعة .
الحل :



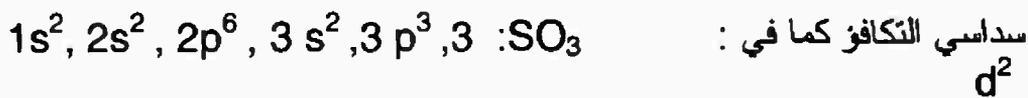
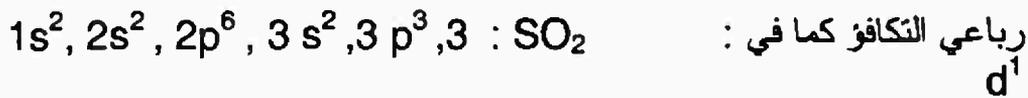
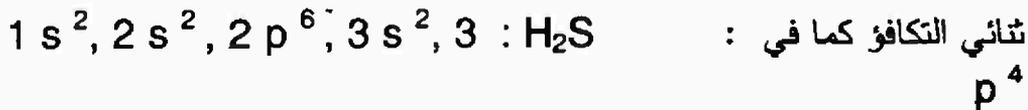
توزيع الإلكتروني 1S 2 2S 2 2 P 6 3 S 2 3 P 4



1 S 2 S 2 P 3 S 3 P

عدد الإلكترونات الفردية = 2

يمكن للكبريت أن يأخذ التكافؤات التالية :



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 النظائر (Isotopes)

النظائر هي عبارة عن ذرات العنصر الواحد المتشابهة في الصفات الكيميائية والمختلفة عن بعضها في الوزن ، أي أن النظائر للعنصر الواحد تتساوى مع بعضها بعدد البروتونات أي " العدد الذري " ، ولكنها تختلف عن بعضها بعدد الكتلة أي عدد النيوترونات . حيث لوحظ أنه عند تعيين الأوزان الذرية لعدد كبير من العناصر باستخدام جهاز مطياف الكتلة (Mass Spectroscopy) .

أن ذرات العناصر ليست متساوية في كتلتها دائما ، وقد سميت ذرات العنصر الواحد التي تختلف في عدد الكتلة بالنظائر ، وقد فسّر وجود النظائر سبب ظهور كسور في الأوزان الذرية للعناصر ، وذلك لأن الوزن الذري لأي عنصر هو عبارة عن متوسط أوزان الذرات المختلفة لنظائره بحسب نسب توفر كل منها في الطبيعة كما يوضح ذلك الجدول (8-2) .

جدول (8-2)

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

ويستخدم في حساب كتل العناصر جهاز مطياف الكتلة وهو جهاز يعمل بالتأثير الكهربائي على مسار الأيونات الموجبة للعنصر ، حيث تنحرف هذه الأيونات بناء على النسبة بين شحنتها وكتلتها وتسجل على شكل أطياف .

1.8.2 متوسط عدد الكتلة

يعرف متوسط عدد الكتلة بأنه متوسط أوزان نظائره الطبيعية . وقد تم اعتماد ذرة الكربون $^{12}_6\text{C}$ كمعيار أساسي لقياس أعداد الكتلة للعناصر .

2.8.2 الوفرة الطبيعية (Natural Abundance)

ويرمز لها بالرمز (NA) ، وهي النسبة المئوية لتواجد نظير العنصر في الطبيعة .

3.8.2 الوفرة الجزئية (Partial Abundance)

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

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

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

$$\sum X_i = 1.0$$

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

$$\bar{m} = m_1 X_1 + m_2 X_2 + m_3 X_3 + \dots \dots \quad (1 - 2)$$

حيث :

$m_1 X_1$: مساهمة كتلة النظير الأول في متوسط رقم الكتلة .

$m_2 X_2$: مساهمة كتلة النظير الثاني في متوسط رقم الكتلة .

مثال (2-10)

عنصر البوتاسيوم له ثلاثة نظائر رئيسية مبينة في الجدول التالي :

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

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

الحل :

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

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

ومنه نجد أن :

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

مثال (11-2)

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

الحل :

$$X_1 = 0.7553 \quad , \quad X_2 = 0.2447 \\ m_1 = 34.968 \quad , \quad m_2 = 36.956 \\ \therefore \bar{m} = (34.968)(0.7553) + (36.956)(0.2447) = 35.454 \text{ a.m.u.}$$

مثال (12-2)

يوجد للنحاس نظيران طبيعيين هما ^{63}Cu ، ^{65}Cu وتساوي كتلتهما 64.9278 a.m.u. ، 62.9296 a.m.u. على التوالي . إذا علمت أن رقم الكتلة للنحاس هو 63.546 a.m.u. . أحسب النسبة المئوية لكل نظير في قطعة من النحاس .

الحل:

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

حيث :

$$\therefore 63.546 = (62.9296)(X) + (64.9278)(1 - X)$$

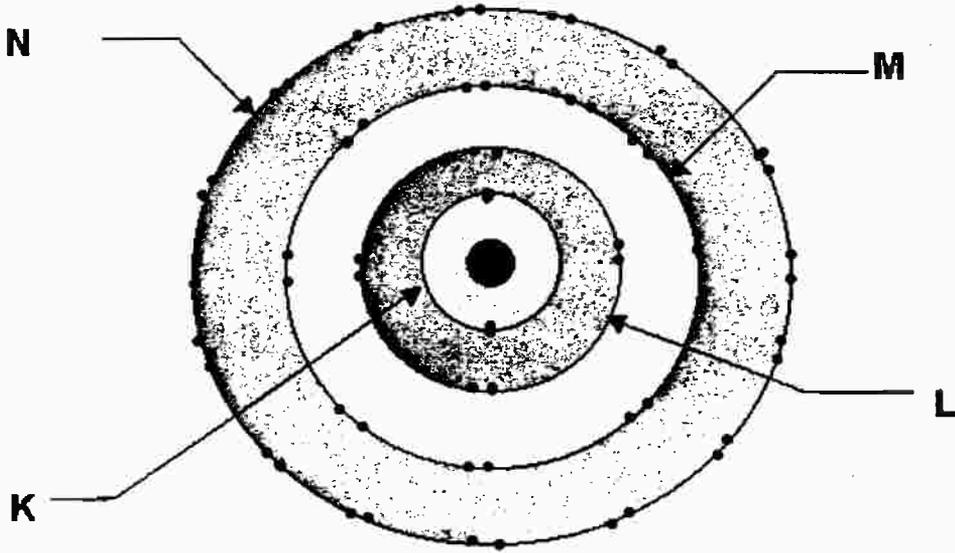
$$\therefore X = 0.69152 \quad 1 - X = 0.30848$$

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 إلكترونات 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 والهيليوم " تميل إلى استيعاب ثمانية إلكترونات في أغلفة تكافؤها لتصل إلى حالة الاستقرار ، وهي بذلك تماثل التركيب الإلكتروني للغازات الخاملة مثل النيون والأرجوان والكريبتون وغيرها.... .



الشكل (8-2)
الأغلفة الذرية

أمثلة

a - لذرة الصوديوم إلكترون واحد في غلاف تكافؤها وتميل إلى فقدان هذا الإلكترون بسهولة متحولة إلى أيون موجب (كاتيون) .



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



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



وتوجد أكثر من طريقة لبيان كيفية توزيع الإلكترونات حول النواة إلا أننا سنكتفي هنا بفكرة عامة مبسطة دون الخوض في التفاصيل ، حيث أننا سنوضح كيفية توزيع الإلكترونات على الأغلفة الرئيسية دون غيرها. فمن المهم هنا مراعاة تدخل الإلكترونات في الغلاف الأقل طاقةً أولاً ثم يليه الأعلى طاقةً كما تم توضيحه سابقاً .

وأن الجدول (2-9) يوضح الترتيب الإلكتروني لمجموعة من العناصر ، حيث يتبين من فحص هذا الجدول أنه في حالة الغاز النبيل (الهليوم) ، تم ملء الغلاف الأول بالإلكترونين وهي "سعته الكلية" ، وفي حالة (الليثيوم) امتلأ الغلاف بالإلكترونين ووضع الإلكترون المتبقي في الغلاف الثاني (لاحظ أن هذا الغلاف يستوعب ثمانية إلكترونات كحد أقصى) . أما حالة عنصر النيون ذو العدد الذري (10) ، فقد استوعب الغلاف الثاني ثمانية إلكترونات وإلى ذلك يرجع خمول غاز النيون ، وهو من الغازات النبيلة . أما حالة عنصر الصوديوم وعدده الذري (11) ، فإننا نلاحظ أن ترتيبه الإلكتروني يكون (2, 8, 1) حيث يشغل الغلاف الأول بالإلكترونين والثاني بثمانية إلكترونات ويكون الإلكترون الأخير في الغلاف الثالث .

وهكذا تستمر إضافة الإلكترونات في غلاف التكافؤ للعناصر التي تقع بعد الصوديوم عنصراً بعد آخر ، حتى يتم شمل غلاف التكافؤ بثمانية

إلكترونات في الغاز النبيل الأرجون وعدده الذري (18) ، وبعدها يبدأ ملء الغلاف الرابع بداية من البوتاسيوم وعدده الذري (19) . أما في عنصر السكندسيوم 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

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

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

العناصر المتشابهة . وبتقدم العلم والتكنولوجيا بدأ تعديل هذا الجدول إلى أن أصبح الجدول الموجود في نهاية هذا الباب ، وهو الجدول الدوري الأكثر شيوعا واستخداما هذه الأيام .

وقد تم ترتيب العناصر في الجدول الدوري تبعا لزيادة أعدادها الذرية كما هو مبين في الشكل (2-10) ، ويتكون الجدول من سبع دورات (Periods) أفقية وثمانية عشر مجموعة رأسية (Groups) ، يتزايد العدد الذري من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة ، ومن أعلى إلى أسفل عبر كل مجموعة ويبلغ عدد العناصر المعروفة حتى الآن 112 عنصرا ، وقد تبين من هذا الترتيب أن الخواص الطبيعية والكيميائية للعناصر تتكرر بعد عدد معين من العناصر ، فبعد كل غاز خامل أو نبيل يأتي فلز قلوي نشط تفتتح به الدورة التالية ، كما أن الغاز النبيل نفسه يسبقه هالوجين باستثناء الهليوم في الدورة الأولى الذي يسبقه الهيدروجين .

ومن الملفت للانتباه التشابه الكبير في الخواص الطبيعية والكيميائية لعناصر المجموعة الواحدة ، والذي يحدد كما أشرنا إليه سابقا النشاط الكيميائي المميز للعنصر .

مثال (2-11)

- a- عناصر المجموعة الأولى IA :
- 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 إلكترونات واحد في غلاف تكافؤها (الغلاف الخارجي) لذلك تميل إلى فقد هذا الإلكترون والتحول إلى كاتيون أحادي الشحنة نو تكافؤ أحادي أيضا (+1) كما يوضح ذلك الجدول (10-2) .

جدول (10-2)

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

وتتشارك 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 .

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

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

المجموعات																	
المجموعا IA	معادن خفيفة										المعادن الثقيلة					غير معدنية	المجموعة VIIA
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IIA	شبه الفلزات										III A	IV A	V A	VIA	VII A		
3	4	لينة هشبة										B	C	N	O	F	10
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	18
11	12	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	VIII	VIII	IB	II B	13	14	15	16	17	18
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	18
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
87	88	89	104	105	الفلزيات												
Fr	Ra	89	Rf	Db	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
		Ac	Th	Pa	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
		U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	102	103	104	105
		92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107

الدورات

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 هاليدات 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

(Historical Periodic Table Development)

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 إلا 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 جدولاً ترتيب 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 جدولته ، 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 جدولته ليحافظ على تدرج خواص عناصره ، إلا 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 قياساً على جاراتها في الجدول ، وأعطى لها أسماء مؤقتة ولقد ثبت فيما بعد عند اكتشاف تلك العناصر صحة تنبؤات مندليف بشكل مذهل ، ومن تلك العناصر السكندنيوم والجاليوم والجرمانيوم ، وفي حالات أخرى اضطر مندليف إلى عكس ترتيب الأوزان الذرية لبعض العناصر ليحافظ على

تدرج الخواص مثل الأرجون (40) جاء قبل البوتاسيوم (39) في الترتيب .

هذا ولم يشمل جدول مندليف الغازات النبيلة لأنها لم تكن قد اكتشفت في ذلك الوقت . ورغم ما وجه من نقد لجدول مندليف إلا أنه يعتبر من أفضل المحاولات السابقة قبل اكتشاف العدد الذري ، الذي اكتشف في بداية القرن العشرين ، وبناء على ذلك قام " موزلي " عام 1913 بترتيب العناصر حسب تزايد أعدادها الذرية فكان الجدول الدوري الحديث وصيغ القانون الدوري تبعاً لذلك ، حيث رتب العناصر حسب زيادة أعدادها الذرية وبناءً على ذلك فإن الخواص الطبيعية والكيميائية سوف تتكرر بشكل دوري .

ويتكون الجدول الدوري الحديث من سبع دورات وثمانية عشرة مجموعة ، وترقم المجموعات بالأرقام الرومانية وهي مقسمة إلى فصيلتين يرمز لأحدها بالحرف A ملحقاً بالرقم الروماني وللأخرى بالحرف B كما يرمز لمجموعة الغازات النبيلة برقم (0) أي المجموعة الصفراء ورقمت الدورات بالأرقام العربية .

وتسمى العناصر التي تنتمي لفصيلة A فيما عدا عناصر المجموعة الصفراء بالعناصر التمثيلية النموذجية (من IA إلى VIIA) ، وتسمى العناصر من IB إلى VIIIB بالعناصر الانتقالية ، وتدعى العناصر الانتقالية المكونة للصف الأول تحت الجدول وأعدادها الذرية ما بين 58 إلى 71 اللانثانيدات (Lanthanides) ، أما عناصر الصف الثاني التي تتراوح أعدادها من 103 إلى 90 فتسمى الأكتينيدات (Actinides) .

هذا ولبعض المجموعات أسماء 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 إحدى 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 ، إلا 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

السليكون والجرمانيوم ، والتي تعرف اليوم باسم أشباه الفلزات
(Semi-Metals) .

إن هذه العناصر تلعب دورا مهما في الصناعات الإلكترونية
كأشباه موصلات (Semi-Conductors) ، ولقد تم تعديل هذا التقسيم
تعديلا طفيفا فأضيف إليه قسم ثالث ، هو أشباه الفلزات . وفي الجدول الدوري
تقع الفلزات على يسار وأسفل الجدول وتكون اللافلزات في الركن العلوي
الأيمن منه ، وفي المنطقة الوسطى بينهما تقع أشباه الفلزات . وتشكل
الفلزات معظم العناصر إذ يبلغ عددها 82 عنصر والكثير منها معروف منذ
القدم مثل النحاس والحديد والذهب والفضة والزنبق وغيرها....الخ.

إن معظم الفلزات لا توجد في الطبيعة بصورة حرة أي بحالة
عنصرية ، وإنما توجد كمركبات مختلطة تعرف بال خامات (Ores) ،
وأغلب خامات الفلزات الأقل نشاطا هي أكاسيد ، مثل البوكسيت Al_2O_3
والهيماتيت Fe_2O_3 والكوبريت CuO ، أما الفلزات النشطة مثل فلزات
الأقلية فتوجد في الطبيعة كألاح مثل الكربونات والهاليدات والفوسفات
والكبريتات ، كما يوجد عدد محدود من الفلزات في حالة عنصرية في الطبيعة
مثل الذهب Au والفضة Ag والبلاتين Pt ، وتلقب هذه الأخيرة بالفلزات
النبيلة وذلك لقلّة نشاطها الكيميائي .

جميع الفلزات معادن صلبة إذا تم استثناء السائل الوحيد وهو الزنبق Hg
(ذلك صحيح تحت الظروف العادية من ضغط ودرجة حرارة) ، و تمتاز
الفلزات بتوصيل جيد للكهرباء والحرارة ، هذا ويلاحظ أن الخواص الفلزية
تتناقص إذا اتجهنا من الشمال إلى اليمين عبر الجدول وهي تزداد
بالاتجاه من أعلى إلى أسفل خلال المجموعات .

أما العناصر اللافلزية فيبلغ عددها سبعة عشر عنصرا ، ومعظمها يوجد بحالة غازية في الظروف العادية ومن بينها الأوكسجين والنتروجين وكل الهالوجينات وجميع الغازات النبيلة والكبريت والفوسفور والكربون . ويعتبر البروم أحد الهالوجينات ، وهو اللافلز الوحيد الذي يوجد بحالة سائلة ، أما الكبريت والفوسفور واليود فتوجد بحالة صلبة . والجدير بالذكر أن جميع اللافلزات فيما عدا الكربون غير موصلة للتيار الكهربائي .

13.2 مقارنة بين خواص الفلزات واللافلزات (Comparison Between Metals & Non-Metals Properties)

إن أبرز أوجه المقارنة بين الفلزات واللافلزات يوضحها الجدول (11-2) .

جدول (11-2)

مقارنة بين خواص الفلزات واللافلزات

ت	الفقرة	الفلزات	اللافلزات
a	الخواص الطبيعية		
1	البريق أو اللعان	يعكس سطحها الضوء وهذا ما يمكن ملاحظته من قطعة معدنية جديدة أو فلز مقطوع لتوه كالصوديوم.	غير عاكسة للضوء ومعظمها يكون معتما ما عدا الجرافيت الذي يشبه الفلزات في لمعانها.
2	قابلية التشكيل	لها القابلية للتشكيل عن طريق السحب إلى قضبان وأسلاك وكذلك إمكانية طرقها إلى صفائح رقيقة كالألومنيوم .	غير قابلة للتشكيل والسحب ومعظمها هش عندما يكون صلبا .
3	الكثافة	كثافتها عالية ما عدا عناصر المجموعة الأولى .	كثافتها واطنة بصورة عامة .
4	درجات الانصهار	لها درجات انصهار عالية و هي ذات صلابة مرتفعة مثل الكالسيوم والحديد والتنجستن .	معظمها يوجد بحالة غازية.

5	التوصيل الكهربى والحرارى	قدرة على توصيل الكهرباء والحرارة لوجود إلكترونات حرة الحركة ضمن الشبكة الفلزية للعناصر مثل الفضة و النحاس.	رديئة التوصيل للكهرباء والحرارة ماعدا الجرافيت الذى يعتبر اللافلز الوحيد الموصل للكهرباء كما أنه يشبه الفلزات فى 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 فهى أحادية الذرة مثل He.
7	ظاهرة التآصل	ليست فيها ظاهرة التآصل	تعتبر ظاهرة التآصل إحدى سماتها أى 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 فهى عوامل مختزلة.	لمعظمها القابلية على اكتساب الإلكترونات وتكوين أنايونات (أيونات سالبة) ، لذا فهى عوامل مؤكسدة مثل O_2 .
2	الإحلال والاستبدال	الفلزات التى تسبق الهيدروجين فى السلسلة الكهروكيميائية القدرة على أن تحل محله فى مركباته ، تحل الفلزات النشطة محل الفلزات الأقل نشاطا فى مركباتها.	لا تتمتع بهذه الخاصية لأن معظمها يقع تحت الهيدروجين فى السلسلة الكهروكيميائية على الرغم من قلة عددها مقارنة مع الفلزات إلا 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 فى الماء فإنها تكون أحماض أكسجينية مثل H_2SO_4 الناتج من ذوبان SO_3 فى الماء.

<p>لها القابلية للاتحاد مع الفلزات واللافلزات الأخرى وبالأخص الأوكسجين لتكوين مركبات مثل CaC_2 و أكاسيد لا فلزية مثل أكسيد النتريك NO.</p>	<p>لها قابلية قوية للاتحاد مع الأوكسجين وتكوين أكاسيد فلزية مثل أكسيد النحاس ومع ذلك فبعضها يقاوم التأكسد بشدة كالذهب والبلاتين.</p>	<p>الاتحاد بالأوكسجين</p>	<p>4</p>
<p>هاليدات اللافلزات الهالوجينية تذوب في الماء مكونة أحماض غير أكسجينية مثل HCl و HI.</p>	<p>يتفاعل معظمها بسهولة مع الأحماض المعدنية مثل HCl بينما لا تتفاعل فلزات أخرى مثل النحاس والفضة مع تلك الأحماض المخففة بل مع حمض النتريك وبعضها لا يتأثر إلا بالماء الملكي مثل الذهب والبلاتين.</p>	<p>التفاعل مع الأحماض</p>	<p>5</p>

14.2 السبائك والدائن (Alloys and Plastics)

تعرف السبائك على أنها مجموعة من الفلزات مؤتلفة مع بعضها أو مع عناصر لا فلزية أخرى مثل الكربون والفوسفور . وهي ذات فائدة كبيرة لأنه يمكن تعديل خصائصها حسب الرغبة ، وذلك بتغيير نسب مكوناتها . وحاليا لا يستخدم إلا القليل من الفلزات في حالته النقية . وتتشكل السبائك بخلط مكوناتها المصهورة ، ومعظم السبائك مؤتلفة أساسا من مكون واحد يكون إما استبداليا (Substitutional) أو خلاليا (Interstitial) ، وذلك وفقا للحجوم النسبية للذرات . وعموما تعتبر دراسة بنية السبائك عملية معقدة جدا .

إن أكثر السبائك شيوعا هي الأشكال المختلفة لسبائك الفولاذ (Steel) ، والتي تحتوي جميعها على كميات كبيرة من الحديد وكميات صغيرة من الكربون وعناصر أخرى . ومن أشهر سبائك النحاس وأقدمها سبيكة الصفر (Brass) ، سبيكة البرونز (Bronze) ، في حين تعتبر سبيكة

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

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 المطاوعة 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% نيكـل 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 والتآكسد 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 السليلونيد 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 تقوالب عندما تصنع كبوليمرات بسيطة ، إلا أنها تتحول بالحرارة والضغط ، وبعض الأحيان بواسطة مصلد 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 الملدنات إذا لزم ذلك . وهناك عدة عمليات تصنيع
منها ، تصنيع الأفلام عن طريق الصقل(الضغط عليها بين مطالم) أو القولية
أو البثق وتصنيع الأشياء بواسطة القولية الانضغاطية ، والقولية بالحقن
والصب (عن طريق التدوير ثم إقحامها داخل قالب مبرد) .

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 الانصهار 1455م° نو سطح فضي لامع، موصل جيد للكهرباء والحرارة.	
الثاني	صلب، هش، نقطة الانصهار 114م° نو بلورات رمادية لامعة، ينوب بقلة في الماء.	
الثالث	سائل أحمر داكن داخن، درجة غليانه 58.8 م°، موصل رديء للكهرباء	
الرابع	لين، نو بريق فضي، درجة انصهاره 63.5 م° يتفاعل بشدة مع الماء و الأوكسجين، موصل جيد للكهرباء.	

س2- هات مثلا 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 جدولته .

س9- واجهت مندليف عدة انتقادات في تصميم جدولته 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 .

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 إلا أن لها مركبات أكثر بكثيرة 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 :



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 .

س 14- أذكر الهيئة الإلكترونية في الصورة المختصرة لكل من الكربون والصوديوم والفانديوم والكوبالت ، علما أن أعدادها الذرية هي على التوالي 6 , 11 , 23 , 27 .

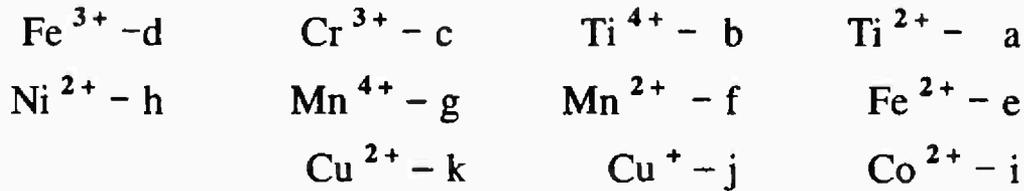
س 15- أذكر الهيئة الإلكترونية في الصورة المختصرة لكل من ذرة الحديد وأيون الحديد علما أن عدده الذري هو 26 .

س 16- 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 .

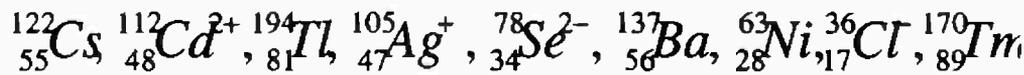
س18- إذا علمت أن رقم كتلة ذرة الألمنيوم هو 26.98 وحدة كتلة ذرية وأن كثافة ذرة الألمنيوم هي 2.7 g/cm^3 . كم عدد ذرات الألمنيوم التي توجد في 1 cm^3 ، علما أن عدد أفوجادرو هو $10^{24} \times 0.6022$ وحدة كتلة /g ذرة .

س19- أكتب الهيئة الإلكترونية لكل من :

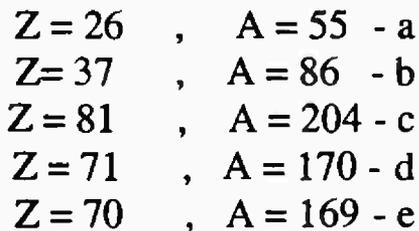


س20- كم عدد الإلكترونات الموجودة في المدار 3d للعناصر والأيونات المذكورة في السؤال السابق .

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



س 22- أكتب العنصر الملائم لكل من النظائر التالية :



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

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

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