[٢] الباب الثانى :

تركيب المادة ، الذرات والجزيئات

[٢ ـ ١] عـام :

رأينا أن كل شىء فيما حولنا يكون مكوناً من أحد أو أكثر من العناصر المعروفة وعددها ١٠٩ عنصراً أساسياً .

والآن نريد أن نرى مما تتكون هذه المواد الرئيسية وما الذى يجعل عنصر الحديد يختلف عن عنصر الكربون أو سبب اختلاف عنصر الكبريت عن عنصر النحاس .

وقد نشأت فكرة أن المادة مؤلفة من جسيمات مستقلة صغيرة جداً ـــ الفرضية الذرية ـــ عند فلاسفة الإغريق القدماء ولم يكن بالإمكان وضع نظرية للذرات والجزيئات مدعمة علمياً إلا بعد ذلك بكثير وبالتحديد بين القرنين السابع عشر والتاسع عشر حيث بدأ علم الفيزياء ويعتمد على التجربة الدقيقة .

ويقوم علم الذرات والجزيئات على مبدأ تقطيع المادة ، فكل مادة ليست متراصة تماماً ، بل تتألف من جسيمات مستقلة دقيقة للغاية ويعود الاختلاف فيما بين المواد إلى اختلاف جسيماتها ، فجسيمات المادة الواحدة متساوية بينما تختلف جسيمات المواد المتنوعة .

وتكون جسيمات المادة فى حركة دائمة تحت جميع الشروط وتزداد هذه الحركة بارتفاع درجة حرارة المادة .

والجسيمات فى أغلب المواد ، ما هى إلا الجزيئات ، فالجزىء أصغر جسيم فى المادة يتمتع بخواصها الكيميائية والجزيئات بدورها تتألف من ذرات والذرة أصغر جسيم فى العنصر ، وتتمتع بخواصة الكيميائية .

وقد يدخل فى تركيب الجزىء عدد مختلف من الذرات فجزيئات الغازات النبيلة أُحادية الذرة وجزيئات المواد مثل الهيدروجين والنتروجين ثنائية الذرة . وجزيئات الماء ثلاثية الذرة .

أما جزيئات المواد الأكثر تعقيداً كالبروتينات العليا والأحماض النووية فتتألف من عدد كبير جداً من الذرات يقدر (بمئات الآلاف) .

ولا توجد العناصر على الكرة الأرضية بكميات متساوية ويعتبر الأوكسجين أكثر العناصر انتشاراً فى القشرة الأرضية ، يليه السيليكون ٢٧٪ ثم الألومنيوم والحديد والكالسيوم والصوديوم والبوتاسيوم والمغنسيوم والهيدروجين وتشكل هذه العناصر التسعة أكثر من ٩٨٪ من كتلة القشرة الأرضية وتتوزع النسبة الباقية (٢٪) على جميع العناصر الأخرى .

[٢ ـ ٢] تركيب الذرة *Atomic structuve* :

وباختصار فإن كل العناصر تتكون من وحدات متناهية فى الصغر تُعرف بالجزيئات والجزيئات بدورها تتكون من ذرات والذرة هى أصغر وحدة من العنصر تشترك فى التفاعلات الكيميائية وبالتالى ، لها نفس الصفات الكيميائية للعنصر وتختلف الذرات من عنصر لآخر .

وتتوقف خواص العنصر على نوع الذرة وعلى ترتيب هذه الذرات والذرة مُتناهية فى الصغر .

وللتدليل على هذا فإن مكعب من الحديد أبعاده ٢ سم × ٢ سم × ٢ سم أى ٢ سم^{٣} يحتوى على حوالى : ٦٠ × ٢١١٠ ذرة حديد أى ٦٠ وأمامها ٢١ صفراً وكل ذرة من الحديد يبلغ قطرها حوالى ١ من عشرة مليون من المليمتر وتبلغ كتلة ذرة الحديد حوالى $\frac{٩}{٢٣١٠}$ جرام .

وقد قام العالم الإنجليزى جون دالتون بتجديد الفرضية الذرية التى نشأت قديماً لدى الإغريق وقد تصور الذرات كأنها كرات بلياردو مستحيلة التجزئة .

وقد أصبح معروفاً الآن أن الذرة ذاتها تكون من أجزاء أدق وأصغر تُعرف بالبروتونات والنيترونات والإلكترونات .

ولا يمكن رؤية الذرة بالميكروسكوب المعتاد وقد تم عمل ميكروسكوب إلكترونى يمكنه التكبير إلى حوالى ٢ مليون ضعف ويمكن بواسطته مشاهدته مجاميع الذرات أو الذرات المفردة الكبيرة .

ولا يمكننا فى معمل الكيمياء استخدام ميزان لوزن أشياء تقل عن $\frac{١}{١٠٠٠}$

من الجرام ومن المحال وزن ذرة منفصلة .

ويمكن تحديد الوزن الدقيق لذرة عنصر منفصلة باستخدام جهاز مُعقد يُعرف بمقياس الكتلة الطيفى .

mass, spectrsmeter

[٢ ـ ٣] نظرية بوهر *Niels Bohr theory* :

وفى عام ١٩١٣ ، وضع العالم الدانمركى نيلزبوهر تصوراً لتركيب الذرة مازال يخدم العلماء فى مجال الكيمياء حتى الآن فقد تصور أن الذرة تتكون من ثلاثة أنواع رئيسية من الجسيمات **الإلكترونات electrons** ، **البروتونات protons** ، **والنيترونات neutrons** .

فالإلكترون عبارة عن جسيم يحمل شحنة كهربية سالبة والبروتون عبارة عن جسيم يتكون من شحنة كهربية موجبة مساوية فى المقدار (ولكنها مختلفة فى النوع) للشحنة التى على الإلكترون .

والنيترون هو جسيم ليس له شحنة كهربية أى متعادل كهربياً .

وكل من البروتون والنيترون لهما أساساً نفس الوزن إلا أن الإلكترون يكون أصغر بكثير فهو يزن حوالى $\frac{١}{١٨٤٨}$ من وزن كل منهما

ومن وجهة نظر الكيمياء فإنه يمكننا اعتبار أن كتلة الإلكترون مساوية للصفر بالنسبة لكتل البروتون والنيترون ويوضح جدول (٢ ــ ١) موجز لهذه الثلاث جسيمات .

الجسيم	الشحنة	الكتلة النسبية
الإلكترون	−١	صفر
البروتون	+١	١
النيترون	صفر	١

جدول (٢ ـ ١)

وفى نظرية بوهر فإن البروتونات والنيترونات تكون مجتمعة سوياً فى قلب الذرة لتكوين ما يطلق عليه **بالنواة** necleus وتدور الإلكترونات على أبعاد مختلفة من مركز الذرة (النواة) وفى مدارات تبعد بمسافات كبيرة عن النواة (نسبياً) وتشغل النواة فى المتوسط حوالى

$\frac{١}{١٠٠٠٠}$ من الحجم الكلى للذرة .

وهذا التركيب يُشبه إلى حد بعيد الكواكب السيارة حول الشمس فى مجموعتنا الشمسية .

وعند هذا الحد يمكننا أن نذكر أن هنالك ثلاث خواص هامة للذرات :

(١) كل العناصر الكيميائية متعادلة الشحنة الكهربية ولذلك فإن عدد البروتونات الموجبة فى النواة يجب أن يكون مساوياً لعدد الإلكترونات المحيطة بالنواة .

(٢) نتيجة لإختلاف العناصر فإنه لابد وأن يختلف تركيب ذرات العناصر وكل عنصر له عدد ذرى atomic number .

وفى نظرية بوهر فإن العدد الذرى يكون مساوياً لعدد الإلكترونات التى تدور حول نواة الذرة (أو لعدد البروتونات) .

وبذلك فإن ذرة الهيدروجين التى عددها الذرى = ١ ، لها إلكترون واحد يدور حول نواتها .

وأيضاً إن ذرة اليورانيوم Uranium التى عددها الذرى = ٩٢ ، لها ٩٢ إلكترون تدور حول نواة ذرة اليورانيوم .

وحيث أن ذرات العناصر متعادلة كهربياً ، فإن العدد الذرى يكون مساوياً لعدد البروتونات الموجودة فى نواة الذرة .

(٣) إذا تساوى عدد ذرات عنصرين مختلفين ، فإن وزنهما يختلف وذلك عند نفس الظروف وقد أُخذت ذرة الكربون التى تحتوى على ٦ بروتونات ، ٦ نيوترونات كمقياسى واعتبر وزنها بما يعادل ١٢ وحدة .

وتعرف الكتلة النسبية The relative atomic mass أو الوزن الذرى atomic weight لأى عنصر بأنه متوسط كتلة ذرة هذا العنصر على نفس المقياس الذى اعتبرنا على أساسه أن وزن ذرة كربون واحدة تساوى ١٢ وحدة .

والأوزان الذرية للذرات نسبية فهى لا تعطينا وزن الذرات بالجرام أو بالرطل ولكنها تدلنا فقط لاغير ، أن ذرة عنصر ما أثقل من أو أخف من ذرة عنصر آخر .

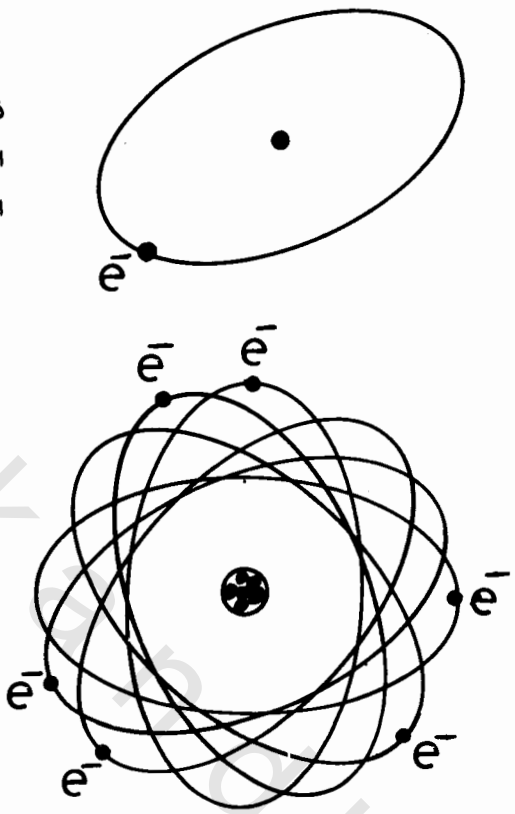
فمثلاً ، الوزن الذرى للأكسجين = ١٦ فى حين أن الوزن الذرى للهيليوم = ٤ وهذا يعنى أن كل ذرة أكسجين تزن $\frac{١٦}{٤}$ أ،٤ مرات قدر ذرة الهيليوم .

ويمكن تلخيص الخواص الثلاثة السابقة للذرة فى جدول (٢ ــ ٢) .

الخاصية	التفسير
الذرات المتعادلة	عدد الإلكترونات = عدد البروتونات
العدد الذرى	عدد الإلكترونات = عدد البروتونات = العدد الذرى
الوزن الذرى	عدد البروتونات + عدد النيوترونات = الوزن الذرى

جدول (٢ ـ ٢)

انظر الرسم شكل (٢ ــ ١) .

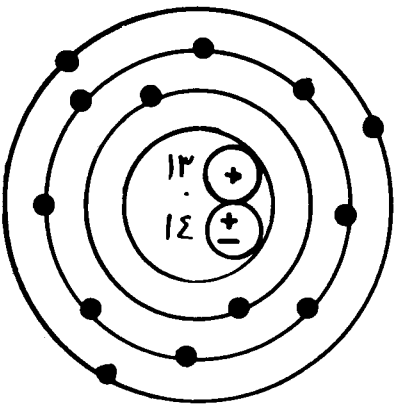


شـكل (٢ ـ ١)
العدد الذرى والوزن الذرى
مع رسم تخطيطى لذرتى الهيدروجين والكربون

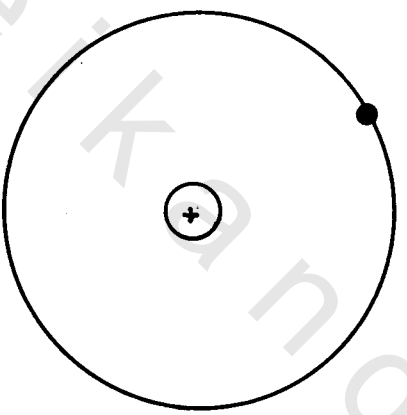
وقد ذكرنا فيما سبق أن عدد النيوترونات مساوياً لعدد البروتونات إلا أنه قد يزيد أحياناً عدد النيوترونات عن عدد البروتونات ومن أمثلة ذلك :

فى ذرة الألومنيوم يكون عدد النيوترونات (١٤) نيوترون بينما عدد البروتونات = (١٣) بروتون .

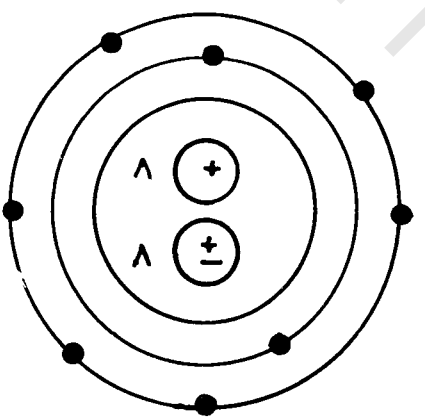
انظر الرسم شكل (٢ ــ ٢) وهو يوضح ذلك .



(أ) ذرة ألومنيوم
١٣ بروتون
١٤ نيوترون



(ب) ذرة هيدروجين
بروتون واحد
وإلكترون واحد



(جـ) ذرة أوكسجين
٨ بروتون
٨ نيوترون

شـــكل (٢ ـ ٢) (أ) ، (ب) ، (جـ)

obeikandl.com

[٢ ـ ٤] توزيع الإلكترونات فى الذرة

Distribution of electrons

تدور الإلكترونات فى ذرة أى عنصر طبقاً لنظام محدد وليس إعتباطاً وتكون كل مجموعة من الإلكترونات فى الذرة بحيث تدور على بعد محدد من النواة . وكل من هذه المجموعات تدور فيما يشبه غلاف كروى shell أو بيضاوى يحتوى على عدد محدد من الإلكترونات .

ويزداد عدد الإلكترونات التى يستوعبها غلاف ما (أو مدار ما) بزيادة بعد هذا الغلاف عن مركز الذرة أو عن النواة .

ويرمز لهذه الأغلفة أو المدارات بالرموز K, L, M, N, O, P, Q (٧ مدارات) بدءاً من المدار الأقرب إلىالذراتوهو **المدار** K وأقصى عدد للمدارات المعروفة التى تحيط بنواة أى ذرة فى الذراة المعروفة هو ٧ أغلفة فالمدار K لا يمكنه أن يحتوى على أكثر من (٢) إلكترون فى حين أن المدار الذى يليه L فيحتوى على (٨) إلكترونات ، والمدار M لا يحتوى على أكثر من (١٨) إلكترون ، المدار N على أكثر من (٣٢) إلكترون ويمكن حساب أقصى عدد لإلكترونات أى مدار من العلاقة التالية :

العدد = ٢ ن^{٢}

حيث العدد : هو أقصى عدد للإلكترونات يمكن أن يحتويها المدار

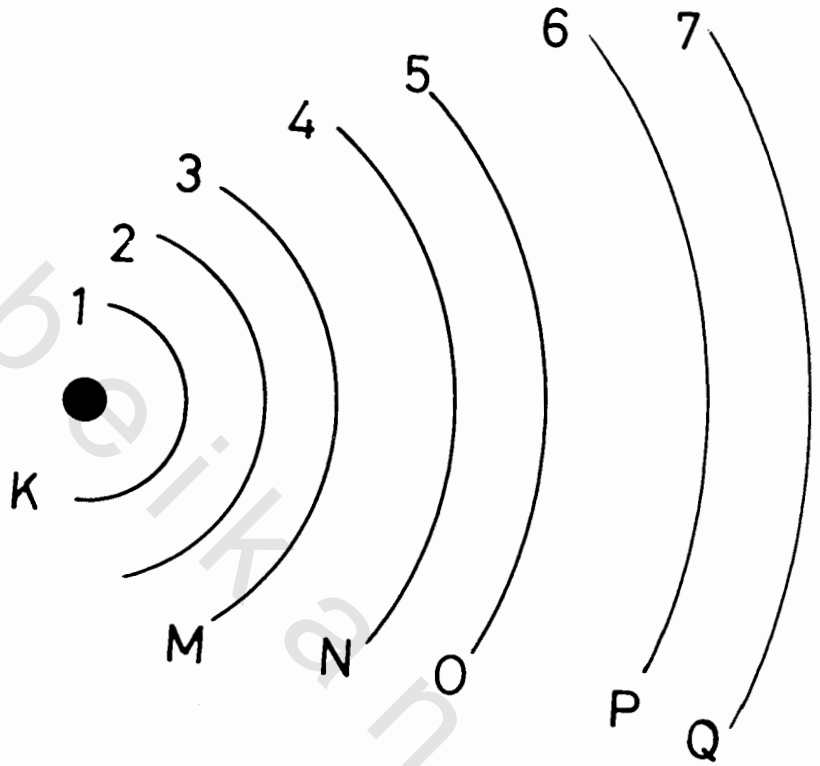
، ن : رتبة المدار [K = 1, L = 2, M = 3, N = 4 , O = 5, P = 6, Q = 7

فمثلاً أقصى عدد للإلكترونات فى المدار الأول K = ٢ × (١)^{٢} = ٢

، أقصى عدد للإلكترونات فى المدار **الثالث M** = ٢ × (٣)^{٢} = ١٨

، أقصى عدد للإلكترونات فى المدار **الرابع N** = ٢ × (٤)^{٢} = ٣٢

انظر شكل (٢ ــ ٣)



شـكل (٢ ـ ٣)
مدارات الإلكترونات حول النواة

وتنطبق هذه القاعدة حتى الغلاف الرابع فقط .

أما الأغلفة ٥ ، ٦ ، ٧ فلا تنطبق عليها هذه القاعدة .

ومن هذه القاعدة ، نجد أن أقصى عدد للإلكترونات التى تتواجد فى غلاف (حتى الرابع) هو ضعف مربع ترتيب هذا الغلاف (٢ ن^{٢}) .

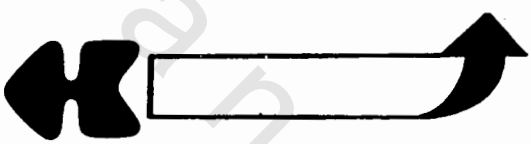
ويوضح جدول (٢ ــ ٣) توزيع الإلكترونات فى المدارات المختلفة للذرات لعدد ١٠٣ عنصر (المعروف هو ١٠٩ عنصر حتى الآن) ، انظر جدول (٢ ــ ٣) .

ويلاحظ من هذا الجدول ما يلى :

١ ــ فى الثمانية عشر عنصر الأولى يضاف الإلكترون الجديد إلى المدار الخارجى إلى أن يكتمل ثم يبدأ غلاف جديد أبعد عن النواة .

٢ ــ فى العناصر العليا ذات المدارات الكثيرة ، سنجد أنه يوجد أحياناً مدار أو إثنان أو حتى ثلاثة مدارات غير مكتملة بالإلكترونات .

٣ ــ لا يوجد فى المدار الخارجى لأى ذرة مهما بعد عن النواة ، أكثر من ٨ إلكترونات .



obeikandl.com

العدد الذرى	العنصر	المدارات						
		K	L	M	N	O	P	Q
١	هيدروجين	١						
٢	هيليوم	٢						
٣	ليثيوم	٢	١					
٤	بريليوم	٢	٢					
٥	بورون	٢	٣					
٦	كربون	٢	٤					
٧	نيتروجين	٢	٥					
٨	أكسجين	٢	٦					
٩	فلورين	٢	٧					
١٠	نيون	٢	٨					
١١	صوديوم	٢	٨	١				
١٢	مغنسيوم	٢	٨	٢				
١٣	ألومنيوم	٢	٨	٣				
١٤	سيلكون	٢	٨	٤				
١٥	فوسفور	٢	٨	٥				
١٦	كبريت	٢	٨	٦				
١٧	كلور	٢	٨	٧				
١٨	أرجون	٢	٨	٨				
١٩	بوتاسيوم	٢	٨	٨	١			
٢٠	كالسيوم	٢	٨	٨	٢			

جدول (٢ - ٣)

توزيع الإلكترونات فى المدارات المختلفة لذرات ١٠٣ عنصر

العدد الذرى	العنصر	المدارات						
		K	L	M	N	O	P	Q
٢١	سكانديوم	٢	٨	٩	٢			
٢٢	تيتانيوم	٢	٨	١٠	٢			
٢٣	فاناديوم	٢	٨	١١	٢			
٢٤	كروميوم	٢	٨	١٣	١			
٢٥	منجنيز	٢	٨	١٣	٢			
٢٦	حديد	٢	٨	١٤	٢			
٢٧	كوبالت	٢	٨	١٥	٢			
٢٨	نيكل	٢	٨	١٦	٢			
٢٩	نحاس	٢	٨	١٨	١			
٣٠	زنك	٢	٨	١٨	٢			
٣١	جاليوم	٢	٨	١٨	٣			
٣٢	جرمانيوم	٢	٨	١٨	٤			
٣٣	أرسنيك	٢	٨	١٨	٥			
٣٤	سيلينيوم	٢	٨	١٨	٦			
٣٥	برومين	٢	٨	١٨	٧			
٣٦	كريبتون	٢	٨	١٨	٨			
٣٧	رابيديوم	٢	٨	١٨	٨	١		
٣٨	سترونتيوم	٢	٨	١٨	٨	٢		
٣٩	يتريوم	٢	٨	١٨	٩	٢		
٤٠	زيركونيوم	٢	٨	١٨	١٠	٢		
٤١	نيوبيوم	٢	٨	١٨	١٢	١		
٤٢	موليبدينوم	٢	٨	١٨	١٣	١		

تابع جدول (٢ ـ ٣)

العدد الذرى	العنصر	المدارات						
		K	L	M	N	O	P	Q
٤٣	تكنيتيوم	٢	٨	١٨	١٤	١		
٤٤	روثينيوم	٢	٨	١٨	١٥	١		
٤٥	روديوم	٢	٨	١٨	١٦	١		
٤٦	بالاديوم	٢	٨	١٨	١٨	صفر		
٤٧	فضة	٢	٨	١٨	١٨	١		
٤٨	كادميوم	٢	٨	١٨	١٨	٢		
٤٩	أنديوم	٢	٨	١٨	١٨	٣		
٥٠	قصدير	٢	٨	١٨	١٨	٤		
٥١	أنتيمونى	٢	٨	١٨	١٨	٥		
٥٢	تيلوريوم	٢	٨	١٨	١٨	٦		
٥٣	يود	٢	٨	١٨	١٨	٧		
٥٤	إكسينون	٢	٨	١٨	١٨	٨		
٥٥	كيزيوم	٢	٨	١٨	١٨	٨	١	
٥٦	باريوم	٢	٨	١٨	١٨	٨	٢	
٥٧	لانثانيوم	٢	٨	١٨	١٨	٩	٢	
٥٨	سيريوم	٢	٨	١٨	٢٠	٨	٢	
٥٩	براسيوديميوم	٢	٨	١٨	٢١	٨	٢	
٦٠	نيودميوم	٢	٨	١٨	٢٢	٨	٢	
٦١	بروميثيوم	٢	٨	١٨	٢٣	٨	٢	
٦٢	ساماريوم	٢	٨	١٨	٢٤	٨	٢	
٦٣	أورربيوم	٢	٨	١٨	٢٥	٨	٢	
٦٤	جادولينيوم	٢	٨	١٨	٢٥	٩	٢	
٦٥	رتيربيوم	٢	٨	١٨	٢٧	٨	٢	

تابع جدول (٢ ـ ٣)

العدد الذرى	العنصر	المدارات						
		K	L	M	N	O	P	Q
٦٦	ديسيروسيوم	٢	٨	١٨	٢٨	٨	٢	
٦٧	هولميوم	٢	٨	١٨	٢٩	٨	٢	
٦٨	إربيوم	٢	٨	١٨	٣٠	٨	٢	
٦٩	ثوليوم	٢	٨	١٨	٣١	٨	٢	
٧٠	يتربيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٨	٢	
٧١	لوتيتيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٩	٢	
٧٢	هانفيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٠	٢	
٧٣	تانتالوم	٢	٨	١٨	٣٢	١١	٢	
٧٤	تنجستن	٢	٨	١٨	٣٢	١٢	٢	
٧٥	رينيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٣	٢	
٧٦	أوسيميوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٤	٢	
٧٧	ايريديوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٧	صفر	
٧٨	بلاتينيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٧	١	
٧٩	ذهب	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	١	
٨٠	زئبق	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٢	
٨١	ثاليوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٣	
٨٢	رصاص	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٤	
٨٣	بيزموث	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٥	
٨٤	بولونيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٦	
٨٥	أستاتين	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٧	
٨٦	رادون	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٨	
٨٧	فرانسيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٨	١
٨٨	راديوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٨	٢

تابع جدول (٢ ـ ٣)

العدد الذرى	العنصر	المدارات						
		K	L	M	N	O	P	Q
٨٩	أكتينيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٩	٢
٩٠	ثوريوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	١٠	٢
٩١	بروتاكتينيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٠	٩	٢
٩٢	يورانيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢١	٩	٢
٩٣	نيوتينوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٢	٩	٢
٩٤	بلوتونيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٣	٩	٢
٩٥	امريكيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٤	٩	٢
٩٦	كوريوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٥	٩	٢
٩٧	بركليوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٦	٩	٢
٩٨	كالينورينوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٧	٩	٢
٩٩	أينشتينيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٨	٩	٢
١٠٠	فيرميوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٩	٩	٢
١٠١	مندليفيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٣٠	٩	٢
١٠٢	نوبليوم	٢	٨	١٨	٣٢	٣١	٩	٢
١٠٣	لاورنسيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٣٢	٩	٢

تابع جدول (٢ - ٣)

توزيع الإلكترونات فى المدارات المختلفة لذرات ١٠٣ عنصر

ويلاحظ أنه عندما يكتسب الإلكترون فى الغلاف الداخلى للذرة الأقرب للنواة الطاقة فإنه ينتقل إلى غلاف خارجى آخر أبعد عن النواة .

إلا أنه يعود مرة ثانية إلى مكانه الأصلى إذا ما فقد الطاقة التى سبق وأن اكتسبها ويتم فقد الطاقة على صورة ضوء .

ولذلك يطلق على المدارات أو الأغلفة بمستويات الطاقة .

ومن الجدول (٢ ــ ٣) يمكن تحديد التركيب المختلف للذرات لأربعة أنواع منها وهى :

(١) العناصر الخاملة Inert elements :

وهى التى تكون مدارات ذراتها مكتملة وموضوع تحتها خط بالجدول وهى الهيليوم ، النيون ، الأرجون ، الكريبتون ، اليزنون ، الرادون .

(٢) العناصر البسيطة Simple elements :

وهى التى يكون هنالك مدار واحد فقط غير مكتمل بالإلكترونات فى ذراتها .

(٣) العناصر الانتقالية Transtion elements :

وهى التى يكون هنالك مداران غير مكتملين بالإلكترونات فى ذراتها .

(٤) العناصر الأرضية النادرة Rare earth elements :

وهى التى بها ثلاث مدارات غير مكتملة بالإلكترونات فى ذراتها .

وما يعنينا هنا هو نقطتين حيويتين أساسيتين بالنسبة للتفاعلات والتغيرات الكيميائية ، من وجهة نظر التركيب الذرى للعناصر وهى :

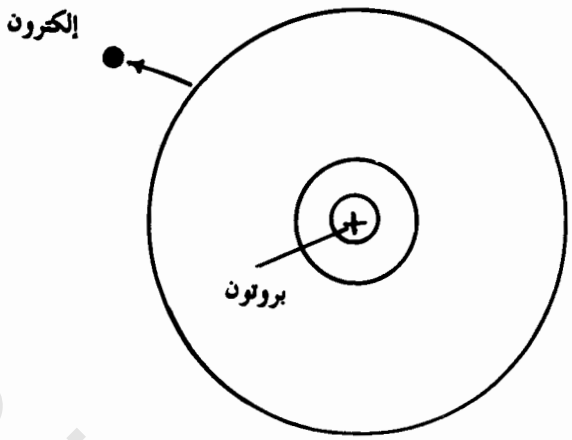
١ ــ تتم التفاعلات الكيميائية بين ذرات العناصر عن طريق الإلكترونات فقط الموجود بالأغلفة الخارجية للذرات ولا تدخل نواة الذرة فى هذه التفاعلات بأى صورة من الصور .

٢ ــ قد تدخل إلكترونات فى الغلاف قبل الأخير فى التفاعلات الكيميائية فى بعض العناصر ذات عدد الأغلفة الكبير بذراتها إلا أن التفاعل الكيميائى لا يمكنه أن يتعدى أكثر من هذا الغلاف الثانى تجاه نواة الذرة .

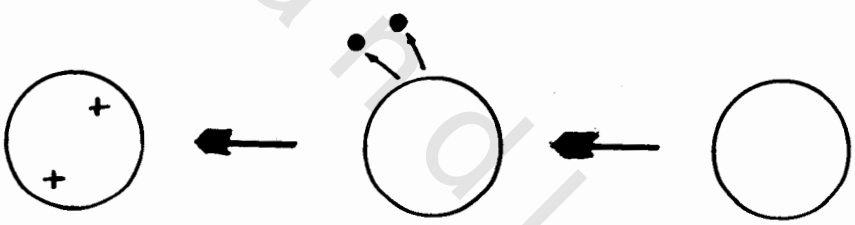
[٢ ـ ٥] الأيون الموجب :

تتحول ذرة العنصر إلى أيون موجب إذا فقدت إلكتروناً أو أكثر من غلافها الخارجى ، حيث سيقل عدد الإلكترونات ذات الشحنة السالبة خارج النواة عن عدد البروتونات الموجبة بنواة الذرة .

مما يجعل عدد الشحنات الموجبة داخل النواة أكبر من عدد الشحنات السالبة على الإلكترونات خارج النواة . انظر الرسم شكل (٢ ــ ٤) .



شـــكل (٢ ـ ٤) (أ)
أيون هيدروجين موجب (بروتون)
أى ذرة هيدروجين فقدت إلكترون



عند فقدها لعدد ٢ إلكترون — تصبح أيون ثنائى موجب

شـــكل (٢ ـ ٤) (ب)
بيان كيفية تكوين أيون موجب من ذرة متعادلة ، كهربياً ،
مثل أيون Mg^{2+} ''الماغنسيوم''

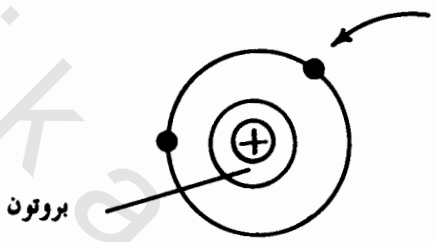
obeikandl.com

[٢ ـ ٦] الأيون السالب :

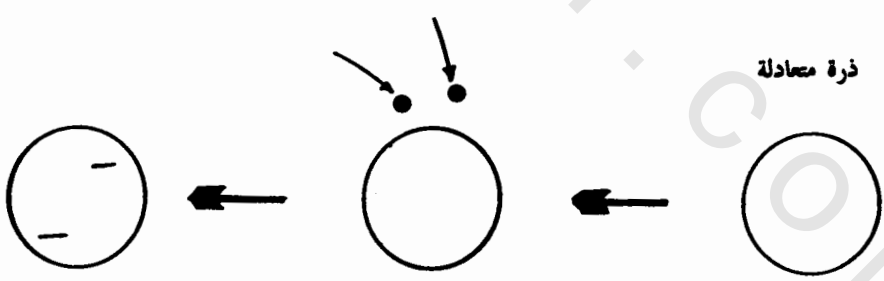
تتحول ذرة العنصر إلى أيون سالب عند اكتساب ذرة هذا العنصر إلكتروناً واحداً أو أكثر فى غلافها الخارجى حيث سيزيد عدد الإلكترونات السالبة خارج النواة عن عدد البروتونات الموجبة بداخل النواة .

أو بمعنى آخر سيزيد عدد الشحنات السالبة عن عدد الشحنات الموجبة داخل النواة .

انظر الرسم شكل (٢ ــ ٥) .



شـكل (٢ ـ ٥) (أ)
أيون هيدروجين سالب ''هيدريد''
أى ذرة هيدروجين مكتسبة إلكتروناً



عند إكتسابها لعدد ٢ إلكترون

شـكل (٢ ـ ٥) (ب)
بيان كيفية تكوين أيون سالب من ذرة متعادلة ''كهربياً''
مثل أيون O^{2-} ''الأوكسجين''

[٢ ـ ٧] الجزيئـــات Molecules :

علمنا فيما سبق أن كل المواد والعناصر يمكن تصنيفها بطريقتين :

(١) إما إلى أجسام صلبة وسوائل وغازات أو

(٢) كعناصر ومركبات ومخاليط .

ويجب ألا ننسى أن :

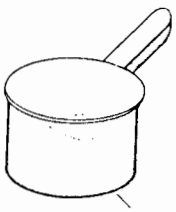
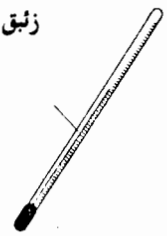
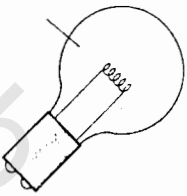
(أ) العناصر هى المواد التى لا يمكن تجزيئها إلى ما هو أبسط من ذلك .

(ب) المركبات تتكون من العناصر ويمكن تجزيئها إلى عناصرها .

(جـ) المخاليط تحتوى على إثنين أو أكثر من المواد المختلفة .

ويوضح شكل (٢ ــ ٦) مقارنة بين خواص النحاس (صلب) والزئبق (سائل) والأرجون (غاز) .

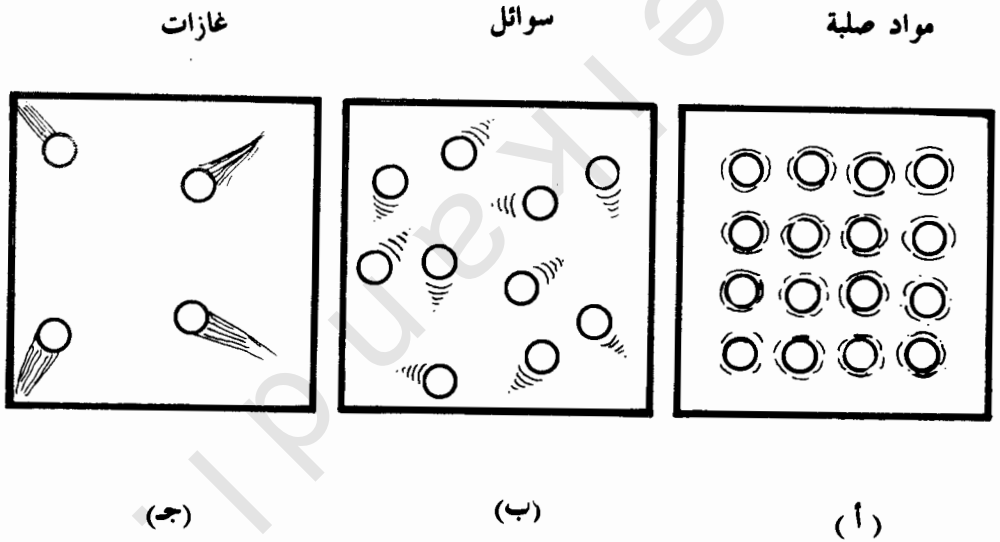
obeikandl.com

	نحاس صلب	زئبق سائل	أرجون غاز
	نحاس 	زئبق 	أرجون 
الحجم	محدد	محدد	يتغير ويملء كل الحيز
الشكل	ثابت	يأخذ شكل أسفل الوعاء	يأخذ شكل الوعاء كله
الكثافة	عالية	عالية	منخفضة
التمدد بالحرارة	صغير	متوسط	كبير
سهولة ضغطه	صعب	صعب	سهل

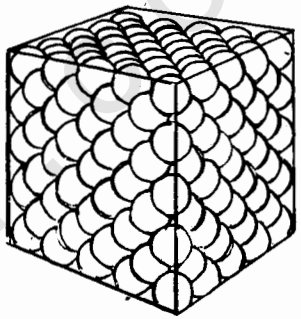
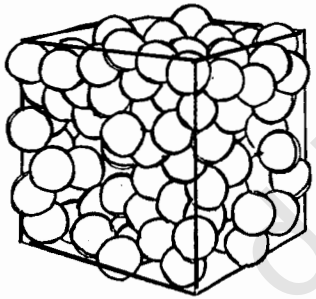
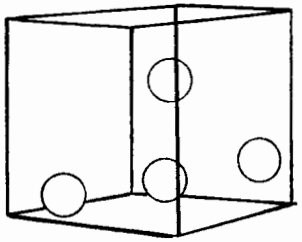
شـــكل (٢ ـ ٦)

ويمكن توضيح الخواص المبينة بشكل (٢ ــ ٦) للمواد الصلبة والسائلة والغازية وذلك بالنظر إلى ترتيب الذرات بكل منها . ويتضح هذا من شكل (٢ ــ ٧) .

obeikandl.com



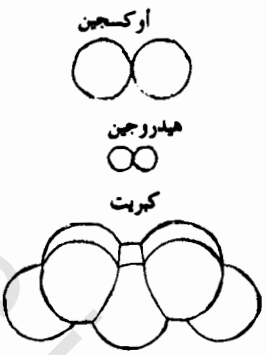
شـــكل (٢ ـ ٧) (أ)
حركة الجزيئات فى : (أ) مواد صلبة ، (ب) سوائل ، (جـ) غازات

صلب	سائل	غاز
		
+ ترتيب منتظم + القوى كبيرة بين الجزيئات + الجزيئات تتذبذب فقط	+ ترتيب غير منتظم + القوى كبيرة بين الجزيئات + تتحرك الجزيئات بصورة أكبر منها فى الأجسام الصلبة	+ ترتيب غير منتظم + لا توجد قوى (أو قوى صغيرة جداً بين الجزيئات) + تحرك سريع للجزيئات بدون أى شكل محدد منتظم

شـــكل (٢ ـ ٧) (ب)

obeikandl.com

وفى بعض المواد فإن ذراتها لا تكون موجودة كذرات منفصلة ولكنها توجد فى مجموعات تعرف بـ الجزيئات **molecules** ، انظر شكل (٢ ــ ٨) .



شـــكل (٢ ـ ٨)

ويُطلق على الأوكسجين والهيدروجين بأنهما ثنائى الذرة **diatomic** أى أن جزىء كل منهما يحتوى على ذرتين من ذرات هذا العنصر .

ومن شكل (٢ ــ ٧) أ ، ب يتضح الفرق بين المواد فى صورها الصلبة والسائلة والغازية .

ولكن كيف يمكننا تفسير الاختلاف بين العناصر والمركبات والمخاليط وقد كانت أول إجابة لهذا السؤال ، التى أجاب بها **جون دالتون John Dalton** فى عام ١٨٠٣ .

حيث وضع دالتون نظريته عن الذرات والجزيئات .

The atomic theary of matter by John Dalton

وبهذه النظرية يكون دالتون أول عالم يستعمل تعبير الذرة atom فى التعبير عن أصغر جسيم للمادة .

وفيما يلى أهم النقاط فى نظرية دالتون :

١ ــ كل المواد تتكون من جسيمات صغيرة جداً تعرف بالذرات .

٢ ــ لا يمكن عمل الذرات أو تكسيرها أو فصلها . .

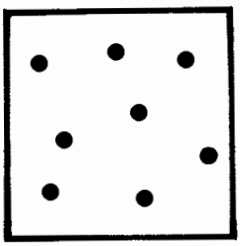
٣ ــ كل ذرات العنصر الواحد متشابهة تماماً فالمادة هى عنصر مصنوع (مخلوق) من نوع واحد من الذرات .

٤ ــ تختلف ذرات كل عنصر عن ذرات أى عنصر آخر ولكل منهم كتلة مختلفة ولون مختلف ، ... إلخ .

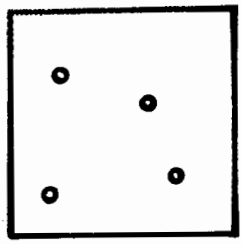
٥ ــ يمكن لذرات أى مادة أن تتحد مع ذرات مادة أخرى لتكوين مركبات وتسمى هذه الجسيمات الكبيرة بالجزيئات **molecules** .

٦ ــ يحتوى الخليط على نوعين أو أكثر من الذرات أو الجزيئات إلا أن الجزيئات المختلفة لا تتحد مع بعضها فى مركب واحد .

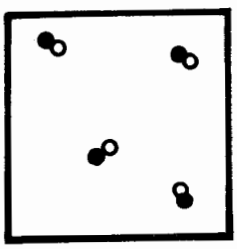
ويوضح شكل (٢ ــ ٩) ؛ تصور دالتون لعنصرى الحديد والكبريت ولمركب كبريتيد الحديد وخليط من الحديد والكبريت وبالرغم من أن تصور دالتون هذا ، قد مضى عليه قرابة ٢٠٠ عام إلا أنه مازال مفيداً جداً .



الذرات فى الحديد



الذرات فى الكبريت



جزيئات كبريتيد الحديد

الذرات فى خليط من الحديد والكبريت

شـــكل (٢ ـ ٩)
تصور دالتون لعنصرى الحديد والكبريت ولمركب كبريتيد الحديد ولخليط منهما

وعلى ما تقدم فإن الجزيئات تكون إما لعنصر أو المركب .

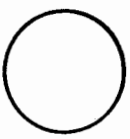
(أ) جزيئـات العناصر :

يتكون جزىء العنصر من ذرة واحدة أو ذرتين أو أكثر وجميع جزيئات العنصر الواحد متشابهة تماماً لأنها تحتوى على نفس الذرات وتختلف عن جزيئات العناصر الأخرى .

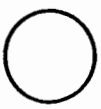
١ ــ جزيئات العناصر فى الصورة الصلبة :

فى هذه الجزيئات ، يحتوى الجزىء على ذرة واحدة . مثل جزيئات الكربون والحديد والنحاس .

انظر الرسم شكل (٢ ــ ١٠) .



جزىء الحديد Fe =
ذرة حديد



جزىء الكربون C =
ذرة كربون

شــكل (٢ ـ ١٠)
جزيئات الكربون والحديد

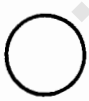
٢ ــ جزيئات العناصر فى الصورة السائلة :

فى هذه الجزيئات ، إما يكون جزىء العناصر السائل عبارة عن ذرة واحدة مثل جزىء الزئبق .

أو عبارة عن ذرتين مثل جزىء البروم انظر الرسم شكل (٢ ــ ١١) .

جزىء بروم

جزىء زئبق



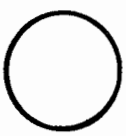
شــكل (٢ ـ ١١)
جزيئات العناصر فى الصورة السائلة

٣ ــ جزيئات العناصر فى الصورة الغازية :

فى هذه الجزيئات ، يكون جزىء العنصر الغازى عبارة عن ذرتين متشابهتين وبينهما ارتباط من نوع ما .

فجزىء الأوكسجين يتكون من ذرتين أكسيجين وجزىء الهيدروجين يتكون من ذرتين هيدروجين ، إرجع لشكل (٢ ــ ٨) .

أما جزيئات عناصر الغازات الخاملة أو النادرة فتتكون من ذرة واحدة انظر شكل (٢ ـ ١٢) .



جزىء الهيليوم من ذرة واحدة

شـكل (٢ ـ ١٢)
جزيئات الغازات الخاملة

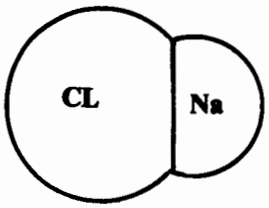
(ب) جزيئات المركبات :

يتكون جزىء المركب من عدد من الذرات المختلفة غير متشابهة لأنها عبارة عن ذرات مختلفة لأكثر من عنصر متحدين فى صورة المركب .

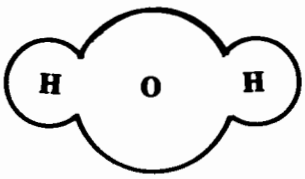
وكمثال : جزىء مكون من ذرتين فقط مثل جزىء كلوريد الصوديوم فهو عبارة عن ذرة كلور وذرة صوديوم متحدين معاً .

وجزىء مكون من ثلاث ذرات منهم اثنتان متشابهتان مثل جزىء الماء فهو عبارة عن ذرتين هيدروجين متحدين مع ذرة أكسجين انظر الرسم شكل (٢ ــ ١٣) .

obeikandl.com



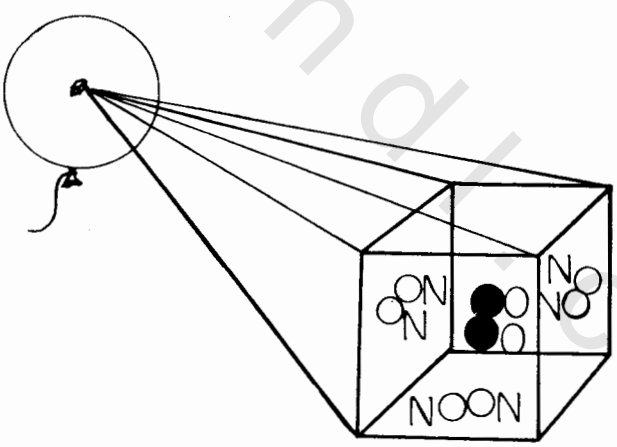
جزىء من كلوريد الصوديوم عبارة عن ذرة صوديوم وذرة كلور



جزىء ماء عبارة عن ذرة أوكسجين وذرتين من الهيدروجين

شـــكل (٢ ـ ١٣)

فى حين يوضح شكل (٢ ـ ١٤) جزيئات كل من الأكسجين والنيتروجين فى الهواء .



شـــكل (٢ ـ ١٤)
جزيئات الأوكسجين والنتروجين فى الهواء

[٢ ـ ٨] خلاصـة :

١ ــ كل العناصر تتكون من جسيمات غاية فى الصغر تُعرف بالذرات وتختلف ذرات أى عنصر عن ذرات العناصر الأخرى .

٢ ــ يمكن رؤية الذرات بواسطة ميكروسكوب الكترونى ويمكن إيجاد كتلة الذرة بواسطة مقياس الكتلة الطيفى .

٣ ــ ويمكن تفهم خواص المواد الصلبة والسائلة والغازية من توزيع ذراتها وجزيئاتها .

٤ ــ ففى الأجسام الصلبة ، تكون الذرات متقاربة جداً من بعضها ولا تتحرك الذارت ولكنها فقط تتذبذب .

٥ ــ وفى الغازات فإن الذرات تكون متباعدة جداً عن بعضها وتتحرك الذرات بسرعة كبيرة فى جميع الاتجاهات .

٦ ــ وتوجد الذرات أحياناً فى صورة مجموعات تعرف بالجزيئات .

٧ ــ والجزيئات قد تكون للعناصر منفردة أو للمركبات .

وفيما يلى نبذة عن حياة أحد مشاهير الكيمياء .

obeikandl.com

جون دالتون John Dalton

[١٧٦٦ ـ ١٨٤٤]

ولد جون دالتون فى إيجلزفيلد Eaglesfield قرب كمبرلاند Cumberland فى حوالى السادس من سبتمبر عام ١٧٦٦ لأب فقير كان يعمل نساجاً وهو الإبن الثالث بين إخوته من الوالد جوزيف دالتون .

وقد تعلم أولاً على يد والده ثم فى المدرسة وعند اعتزال المدرس قام دالتون بالعمل كمدرس بالمدرسة .

وعندما بلغ من العمر ١٥ عاماً عمل هو وأخيه كمساعد لمدير المدرسة وقد قام حينئذ بإلقاء محاضرات عامة لم تكن تلقى إهتماماً ولكنها ألقت الضوء على قدراته ومواهبه .

وفى عام ١٧٩٣ (٢٧ عاماً) أصبح دالتون مدرساً فى أكاديمية مانشستر وقد اكتشف أن قيامه بالتدريس لن يتيح له الوقت الكافى لعمل تجاربه العلمية .

وعند انتقال الأكاديمية إلى يورك York عام ١٧٩٩ أصبح مدرساً لكل من الرياضيات والكيمياء .

وقد منحته جميع الآداب والفلسفة فى مانشستر ، منزلاً فى عام ١٧٩٩ وقد كانت حياته خليطاً بين التدريس والأبحاث .

وقد كان هذا المنزل فى ٣٦ شارع الملك جورج ، إلا أنه للأسف تحطم فى عام ١٩٤٠ بواسطة الغارات الألمانية حيث فقدت معلومات كثيرة عن حياة دالتون .

وقد كانت له إهتمامات كثيرة بالطقس وقد سجل خلال حياته حالة الطقس اليومية منذ طفولته وحتى مماته .

وقد أدت اهتماماته بالطقس إلى دراسة الهواء الجوى والغازات وقد صاغ عدة

قوانين للغازات منها قانون دالتون للضغوط الجزئية ومن أشهر أعماله ، النظرية الذرية .

وقد درس فى حياته موضوع عمى الألوان ، حيث أنه كان يعانى منه وقد أصبح عضواً فى الجمعية الملكية Royal Society فى عام ١٨٢٢ وبعد أربع سنوات حصل على أول ميدالية ملكية للجميعة الملكية .

وقد كان معروفاً بأنه أشهر مواطن فى مانشستر وقد حضر وفاته فى مانشستر ما يزيد عن ٤٠ ٠٠٠ مواطن وقد جمع أهالى مانشستر التبرعات لإقامة نصب تذكارى له مازال موجوداً حتى الآن فى مانشستر تاون هول Manchester Town Hall .

انظر الرسم شكل (٢ ــ ١٥).

John Dalton
(1766–1844)

شـكل (٢ ـ ١٥)
العالم الإنجليزى جون دالتون