

1-1: مفهوم الذرة - نظره تاريخية - Concept of Atom- Historical view

إن أصل الكلمة الإنكليزية (Atom) والذي تدعى باللغة العربية بالذرة (يوناني - وهي تعني الشيء الذي لا يقبل الانقسام (Indivisible) حوالي ٤٠٠ سنة قبل الميلاد اقترح الفلاسفة اليونانيين (Greek philosophers) تعريفاً للذرة والذي ينص على أن الذرة جسيم صغير جداً لا يمكن رؤيته Invisible مستقلاً بذاته (discrete) غير قابل للانقسام بشكل وحدة بناء المادة (Block Building of Matter) ، ومما يجدر ذكره أن هذا التعريف كان نتاج تأمل وتصور فلسفي فقط أو بمعنى آخر لم يستند إلى الأدلة والملاحظات التحريبية.

بين عام ١٨٠٥ - ١٨٠٨ م نشر الإنكليزي جون دالتون أول الفرضيات الحديثة التي تصف وجود وطبيعة الذرة، استند دالتون على الملاحظات والتجارب العلمية التي كانت معروفة آنذاك في صياغة فرضيات نظرية دالتون الذرية، تماثل هذه الفرضيات بقرب مضمونها من فرضيات النظرية الذرية الحديثة (Modern Atomic Theory) لهذا السبب يعتبر العالم الإنكليزي جون دالتون أباً أو مؤسساً للنظرية الذرية الحديثة

فيما يلي ملخصاً لأهم فرضيات دالتون.

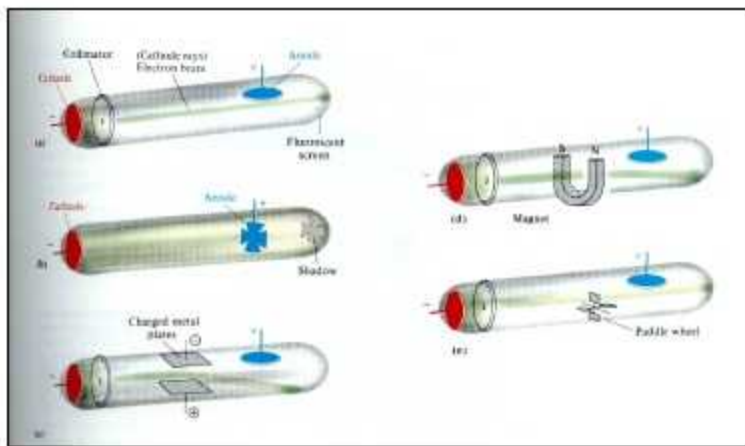
- ١ - جميع المواد تتكون من جسيمات صغيرة جداً - غير قابلة للانقسام تدعى الذرات.
- ٢ - تماثل ذرات العنصر الواحد بخواص فيزيائية وكيميائية متطابقة وتختلف عن خواص ذرات العناصر الأخرى.
- ٣ - ذرات العناصر المختلفة يمكنها أن تتحد بإعداد صحيحة بسيطة لتكوين مركبات (Compounds).

علماً أن ذرات العناصر المختلفة تفقد معظم خواصها (ماعدا الوزن الذري) عند تكوينها للمركبات.

في عام ١٨٩٧ م قام العالم الإنكليزي جي جي تومسون (J.J.Thomson) بتحريرة مستخدماً فيها أنبوباً زجاجياً مفرغاً من الهواء ومتصلاً بملف (Coil) يدعى الملف الشراري أو الوميضي (Spark Coil) وكما هو موضح في الشكل 1-1 .

لاحظ تومسون انبعاث شعاعاً من الضوء (A beam of Light) عند تسليط فرق جهد مناسب على طرفي الأنبوب المفرغ (Evacuated Tube) سمي هذا الشعاع الضوئي بالشعاع الكاثودي (Cathode Ray) كما لوحظ انحراف (Deflection) الشعاع الكاثودي عند مروره في كل من المجال الكهربائي (Electrical Field) والمجال المغناطيسي (Magnetic Field) .

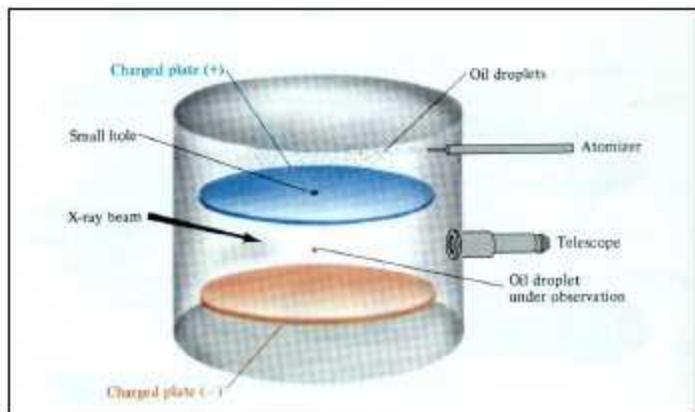
في ضوء هذه التجربة وما افقها من ملاحظات توصل تومسون إلى الاستنتاج التالي:
 أن الشعاع الكاثودي يتكون من جسيمات (Particles) متعادلة في الصغر تحمل شحنة كهربائية
 سالبة سماها بالإلكترونات، لذلك يعتبر تومسون مكتشف الإلكترون والذي هو أحد مكونات
 الذرة.



شكل(1-1). تجربة اكتشاف الإلكترون

[مصدر رقم ١ ، Whitten , etal , General Chemistry with Qualitative Analysis , 3rd ed., Saunders college publishing (Ref.) المصدر]

لقد طرح تومسون في إيجاد أو حساب نسبة (Ratio) الشحنة الكهربائية للإلكترون إلى كتلته ،
 بسبب هذه الإنجازات العلمية وفي عام ١٩٠٦ م مُنح العالم تومسون جائزة نوبل (Nobel prize) ،
 في عام ١٩٠٩ م تمكن العالم الأمريكي روبرت ميليكان (Robert Milliken) من قياس
 Measure كمية الشحنة الكهربائية الموجودة على الإلكترون وذلك باستخدام الجهاز المبين مختلطة
 أدناه (الشكل (2-1)) .



الشكل (2-1). مختلط جهاز قياس كمية شحنة الإلكترون (المصدر رقم 1).

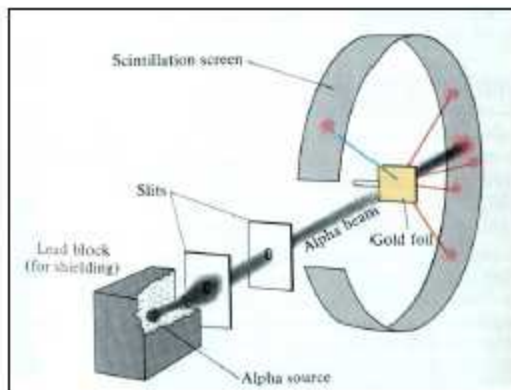
تتضمن تجربة ميليكان دفع رذاذ زيت إلى داخل حجرة أو تجويف (Chamber) حيث إن بعض قطرات الزيت وبشكل عشوائي (Randomly) فقدت إلكترونات والبعض الآخر اكتسب إلكترونات مما أدى إلى تكوين قطرات تحمل شحنة سالبة وأخرى تحمل شحنة موجبة على التوالي، ومن خلال ضبط أو تعديل (Adjustment) للمجال الكهربائي الموجود بين الصفيحة الموجبة والصفيحة السالبة يمكن التحكم بالحركة العلوية للقطرات سالبة الشحنة، حيث يتم مقاومة حركة قطرة الزيت سالبة الشحنة بواسطة تآكلور مناسب، ومعرفة معدل سرعة القطرة نحو الأعلى، شدة المجال الكهربائي وكذلك كتلة أو وزن القطرة- قادت ميليكان لحساب كمية الشحنة السالبة على قطرة الزيت والتي تساوي كمية الشحنة السالبة على الإلكترون الواحد، وبفضل الجمع (Combination) بين نتائج ميليكان ونتائج تجارب تومسون تمكن ميليكان من حساب كتلة الإلكترون والتي تساوي 9.1×10^{-31} جم.

في عام 1911م قام العالم الإنكليزي ايرنست رذرفورد (Ernest Rutherford) بتجربة الشهيرة المسماة بتجربة رقيقة الذهب (Gold Foil Experiment) والتي كان لها أثر متميز في صياغة النظرية الذرية الحديثة.

في هذه التجربة أسقط رذرفورد أشعة ألفا (أشعة ألفا عبارة عن نيار من نويات عنصر الهليوم He^{2+}) على رقيقة الذهب، لاحظ رذرفورد ما يلي:

١ - العدد الكبير من جسيمات أشعة ألفا (Alpha particles) مر بمسار مستقيم من خلال الرقيقة.

٢ - عدد قليل يقدر بـ $\frac{1}{8000}$ من جسيمات أشعة ألفا المنحرفة عن المسار المستقيم ارتدت وبشكل مستقيم باتجاه مصدر الأشعة.



شكل (3-1). تجربة رذرفورد (المصدر رقم 1).

لقد تم تفسير نتائج أو ملاحظات التجربة أعلاه على الشكل التالي:

انحراف العدد القليل من جسيمات أشعة ألفا موجبة الشحنة يشير إلى مرورها بالقرب من جسيم ذري متركز يحمل شحنة موجبة، أما الارتداد المستقيم لبعض الأشعة المتحرفة فهذا ناتج عن اصطدامها بالجسيم الذري الموجب.

مرور القسم الأكبر من أشعة ألفا يعني وجود مساحات فارغة (Empty Spaces) بين الجسيم الذري الذي يحمل الشحنة الموجبة و الإلكترونات ذات الشحنة السالبة والتي تحدد حجم الذرة.

الضارب اللاحقة التي قام بها العالم رذفورد كشفت على أن الجسيم الكثيف ذات الشحنة الموجبة (النوية) يحتوي على جسيمات صغيرة تحمل شحنة موجبة تدعى البروتونات (Protons)، سرعان ما أدرك رذفورد أن البروتونات هي ليست المكون الوحيد للنوية وذلك من خلال الفرق بين مجموع كتل هذه البروتونات وكتلة النوية، لهذا السبب توقع رذفورد وجود جسيمات أخرى متعادلة الشحنة في النوية. في عام ١٩٣٢ م تمكن العالم الإنكليزي جيمس جادوك (James Chadwick) من اكتشاف الجسيمات النووية المتعادلة والمسماة بالنيوترونات (Neutrons).

على الرغم من تجاوز عدد الجسيمات الموجودة في الذرة والمعروفة لدينا في الوقت الحاضر ٩٠ جسيم إلا أن الجسيمات المسماة بالإلكترونات، البروتونات والنيوترونات هي من أكثر هذه الجسيمات استخداما في كتف المستوي الحامضي و ماهو دون ذلك.

الجدول ١ - ١ يوضح بعض ثوابت مكونات الذرة الرئيسية

اسم الجسيم	الرمز	الكتلة الحقيقية	الكتلة نسبة إلى كتلة البروتون
الإلكترون	e^-	9.11×10^{-31} جم	١ / ١٨٣٧
البروتون	p^+	1.673×10^{-27} جم	١
النيوترون	n	1.675×10^{-27} جم	١

2-1، نموذج أو تصور بور للذرة Bohr Model for Atom

في عام ١٩١٣ تقدم العالم الفيزيائي الدنماركي نيلز بور (Neils Bohr) بنموذج يلخص تركيب الذرة والذي يمكن إيجازه بالنقاط التالية:

- ١ - للذرة نوية موجية الشحنة ذات كثافة عالية.
- ٢ - إلكترونات سالبة الشحنة توجد في مدارات دائرية محددة حول النوية كما تسمى هذه المدارات (Orbits) بالمستويات الطاقية (Energy Levels) أو بالأغلفة (Shells).
- ٣ - تقرب هذه المدارات أو مستويات الطاقة حول النوية بشكل تشترك فيه جميعها بمركز واحد. استخدمت الحروف K, L, M, N, O, P للإشارة إلى هذه المستويات أو المدارات، المستوى K هو أقرب المستويات إلى النوية، في الوقت الحاضر تستخدم الأرقام ١، ٢، ٣، ٤، ٥، ٦..... وهكذا للإشارة إلى هذه المدارات، علما بأن المدار ١ هو أقرب المدارات إلى النوية.
- ٤ - تزداد طاقة هذه المستويات الطاقية كلما ابتعدنا عن النوية لذلك يمكن ترتيب هذه المستويات الطاقية حسب ازدياد طاقيتها بالشكل المبين أدناه.



من الواضح أن المستوى K أو ١ القريب من النوية هو أقل المستويات طاقة.

- ٥ - يحتاج الإلكترون إلى طاقة من أجل أن ينتقل من مستوى طاقي واطن إلى مستوى طاقي أعلى.
- ٦ - يقسم المستوى الطاقي المعين إلى عدد أقصى من الإلكترونات يساوي $2n^2$ حيث n تمثل رقم المستوى الطاقي أو الغلاف الرئيسي مثال:
العدد الأقصى من الإلكترونات التي يمكن أن تتواجد في المدار الثالث = $2 \times 3^2 = 18$ إلكترون.
يتضح من كل ما تقدم أعلاه أن رسم مختلط يبين التركيب الذري لذرة عنصر ما وحسب تصور العالم (بور) يعتبر معرفة عدد الإلكترونات، البروتونات و النيوترونات الموجودة في تلك الذرة.

3-1 : العدد الذري والعدد الكتلي Atomic and Mass Numbers

العدد الذري هو عبارة عن عدد البروتونات الموجودة في نوية ذرة العنصر، ولما كانت ذرات العناصر المختلفة في الطبيعة متعادلة كهربائياً فهذا يعني أن عدد البروتونات يساوي عدد الإلكترونات. لذلك يمكن القول أن

$$\text{العدد الذري} = \text{عدد البروتونات} (P^+) = \text{عدد الإلكترونات} (e^-).$$

يعتبر العدد الذري من مميزات ذرات العنصر الواحد حيث لجميع ذرات العنصر الواحد نفس العدد الذري وهو يختلف عن العدد الذري لذرات العناصر الأخرى. لذلك يمكن استخدام العدد الذري للتمييز بين ذرات العناصر المختلفة. العالم الإنكليزي هنري موسيلي (Henry Moseley) أول من عين الأعداد الذرية لعدد من العناصر باستخدام أشعة اكس (X-Ray).

أما مجموع Sum عدد البروتونات وعدد النيوترونات في نوية ذرة عنصر ما فيدعى بعدد الكتلة. إذن عدد الكتلة = عدد P^+ + عدد n

لقد اتفق أن يكتب عدد الكتلة إلى يسار الرمز الكيميائي للعنصر وفي الزاوية العليا أما العدد الذري فيكتب إلى يسار الرمز الكيميائي وفي الزاوية السفلى للرمز.



4-1 : وحدة الكتلة الذرية Atomic Mass Unit

نظرا لصغر كتلة الذرة وبالتالي صغر القيمة العددية لهذه الكتلة في حالة استخدام وحدة الكتلة المتعارف عليها (الجرام و مشتقاته) اقترح استخدام وحدة تسمية تدعى وحدة كتلة الذرة والتي يرمز لها (amu) (قارن الرمز بالعبارة الأجنبية أعلاه) كبديل عن وحدة الجرام ومشتقاته. يمكن تعريف وحدة كتلة الذرة على أنها جزء من اثني عشر جزءا من كتلة نظير الكربون -12 وتوضيح ذلك دعنا نأخذ المثال التالي.

يقال إن وزن ذرة الهليوم (He) تساوي 4 amu فما هو المقصود بذلك ؟ المقصود وزن ذرة الهليوم تساوي $4 \times \frac{1}{12}$ من وزن ذرة نظير الكربون -12 ويمكن القول أيضا أن وزن ذرة الهليوم هو $\frac{1}{3}$ وزن ذرة نظير الكربون - 12 .

تسمى وحدة كتلة الذرة أحيانا بوحدة الكتلة الموحدة (Unified Mass Unit) ويرمز لها بـ u أو $Dalton$.

الجدول (2-1) يحتوي على القيم العددية لبعض المفاهيم ذات العلاقة بالتركيب الذري والتي نوقشت في الصفحات السابقة وللعناصر 16 الأولى في الجدول الدوري

العنصر	الرمز	العدد الذري	العدد الكتلي	عدد P^+	عدد n	عدد e^-	عدد إلكترونات في المدارات
الهيدروجين	H	1	1	1	1	1	1
الهيليوم	He	2	4	2	2	2	2
الليثيوم	Li	3	7	3	3	3	2, 1
البريليوم	Be	4	9	4	4	4	2, 2
البورون	B	5	11	5	5	5	2, 3
الكربون	C	6	12	6	6	6	2, 4
النيتروجين	N	7	14	7	7	7	2, 5
الأوكسجين	O	8	16	8	8	8	2, 6
الفلور	F	9	19	9	9	9	2, 7
النيون	Ne	10	20	10	10	10	2, 8
الصوديوم	Na	11	23	11	11	11	2, 8, 1
المغنيسيوم	Mg	12	24	12	12	12	2, 8, 2
الألومنيوم	Al	13	27	13	13	13	2, 8, 3
السيلكون	Si	14	28	14	14	14	2, 8, 4
الفسفور	P	15	31	15	15	15	2, 8, 5
الكبريت	S	16	32	16	16	16	2, 8, 6

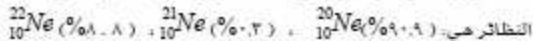
5-1: النظائر والوزن الذري Isotopes and Atomic Weight

النظائر عبارة عن مجموعة من ذرات نفس العنصر متطابقة في الخواص الكيميائية (Chemically Identical) ومتساوية في العدد الذري مختلفة في عدد الكتلة، هذا الاختلاف ناتج عن وجود أعداد مختلفة من النيوترونات (n) في نويات هذه الذرات.

معظم العناصر الكيميائية تتكون من نظيرين أو أكثر إلا أن هناك عدداً قليلاً نسبياً (مثل ، الفلور ، الصوديوم ، الألمنيوم) تتكون من نوع واحد من الذرات ، أي ليس لها نظير.

تشكل هذه النظائر نسب مئوية مختلفة في عينة العنصر إلا أن النسبة المئوية للوفرة الطبيعية (% Natural Abundance) لهذه النظائر ثابت لا يعتمد على طبيعة المادة التي تحتوي على هذا العنصر مثال:

تشكل عينة من غاز النيون من ثلاث نظائر وحسب النسبية المئوية المبينة الى جوار كل من هذه النظائر.



يلاحظ من هذه النسب أن النظير ${}_{10}^{20}\text{Ne}$ هو أكثر هذه النظائر وفرة في الطبيعة ، هذه النسب ثابتة لا

تغير بتغير العينة أو بمعنى آخر من المسحيل أن تحد نسبة النظير ${}_{10}^{22}\text{Ne}$ -على سبيل المثال- تساوي ١٠ % في عينة طبيعية.

بالإضافة إلى ما تقدم بخصوص تعيين الوزن الذري أو كتلة ذرة عنصرا ما نسبة إلى وزن ذرة نظير الكربون - ١٢ أن عملية حساب الوزن الذري أو بشكل دقيق معدل الوزن الذري لعنصر متعدد النظائر تعطل خطوة إضافية على ما ذكر سابقا حيث يمكن توضيحها من خلال المثال الآتي:

يتكون عنصر المغنيسيوم Mg من ثلاثة نظائر طبيعية ، الأوزان الذرية و النسبة المئوية لوفرة هذه النظائر موضحة في الجدول أدناه _ احسب الوزن الذري أو معدل الوزن الذري لعنصر المغنيسيوم

النظير	الوفرة %	الوزن الذري
${}_{12}^{24}\text{Mg}$	٧٨,٧٠	٢٣,٩٨٥٠٤
${}_{12}^{25}\text{Mg}$	١٠,١٣	٢٤,٩٨٥٨٤
${}_{12}^{26}\text{Mg}$	١١,١٧	٢٥,٩٨٢٥٩

الوزن الذري = الوفرة % × الوزن الذري للنظير ١ + الوفرة % × الوزن الذري للنظير ٢ + الوفرة % × الوزن

الذري للنظير ٣.

$$20,98209 \times 0,1117 + 24,98584 \times 0,1013 + 23,98504 \times 0,7870 =$$

$$2,902 + 2,531 + 18,88 =$$

$$. \text{amu } 24,313 =$$

الجدول (3-1) تظاهر بعض العناصر.

الوزن الذري للعنصر (amu)	الكثافة (amu)	الوفرة %	النظير	العنصر
١٠,٨١١	١٠,٠١٢٩٤	١٩,٦	$^{10}_5B$	البورون
	١١,٠٠٩٣١	٨٠,٤	$^{11}_5B$	
١٠,٩٩٩٤	١٠,٩٩٤٩١	٩٩,٧٥٩	$^{16}_8O$	الأوكسجين
	١٦,٩٩٩١٤	٠,٠٣٧	$^{17}_8O$	
	١٧,٩٩٩١٦	٠,٢٠٤	$^{18}_8O$	
٣٥,٤٥٢٧	٣٤,٩٦٨٨٥	٧٥,٥٣	$^{35}_{17}Cl$	الكلور
	٣٦,٩٦٥٩	٢٤,٤٧	$^{37}_{17}Cl$	
٥٥,٨٤٧	٥٣,٩٣٩٦	٥,٨٢	$^{54}_{26}Fe$	الحديد
	٥٥,٩٣٤٩	٩١,٦٦	$^{56}_{26}Fe$	
	٥٦,٩٣٥٤	٢,١٩	$^{57}_{26}Fe$	
	٥٧,٩٣٣٣	٠,٣٣	$^{58}_{26}Fe$	

كل ذرة تحاول (Attempt) ومن خلال اتحادهما مع ذرة أو مجموعة ذرات أن تمتلك غلافاً أو مستوى طاقياً خارجياً تاماً (Complete Outer Energy Level) وهذا يعني أن المستوى الطاقى الأخير للذرة يحتوي على العدد الأقصى من الإلكترونات).

امتلاك الذرة لغلاف أو مستوى طاقى خارجي تام أو مشبع (Saturated) يمكن أن يتم من خلال اكتساب (Gain) أو فقدان (Loss) الذرة لعدد من الإلكترونات أو مشاركة (Sharing) الذرات ببعضها بالإلكترونات.

تسمى الإلكترونات الموجودة في المستوى الطاقى الرئيسي الأخير بالإلكترونات التكافؤ (Valence Electrons)، والإلكترونات التكافؤ هي إلكترونات التي يمكنها إن تنتقل من ذرة إلى أخرى أي يمكن إن تفقد من قبل ذرة أو تكتسب من قبل ذرة أخرى وكذلك إن تشارك فيها الذرات، عدد الإلكترونات المقفودة أو المكتسبة يسمى بالعدد التكافؤي وهو عبارة عن عدد صحيح مطلق (Absolute Number) (عدد بدون إشارة) وللتعبير عن الحالة الكهربائية ل نوع الشحنة للذرة بعد عملية الفقدان أو الاكتساب للإلكترونات تضاف الإشارة + أو - إلى عدد التكافؤ وعلى التوالي يسمى العدد المتكون من العدد التكافؤي والإشارة بالعدد التأكسدي (Oxidation Number) أو الحالة التأكسدية (Oxidation State) للذرة.

معرفة العدد التأكسدي يساعد على كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات المختلفة وكذلك كتابة وموازنة المعادلات الكيميائية.

فيعا يلي بعض القواعد العامة (General Rules) التي تساعد على تعيين الأعداد التأكسدي لعدد كبير من الذرات.

- ١ - العدد التأكسدي لذرات العناصر الحرة (Free atoms) يساوي صفراً.
- ٢ - العدد التأكسدي لذرات العناصر المكونة لجزيئات متعددة الذرات المتشابهة يساوي صفراً
مقال: O_2, O_3, S_8, N_2, Cl_2 إلخ
- ٣ - العدد التأكسدي لذرة عنصر الهيدروجين في معظم مركباته يساوي +1 ما عدا: (except) في المركبات السامة الهيدرايد (Hydride) (مقال: $LiAlH_4, NaBH_4$)، حيث يكون عدده التأكسدي فيها يساوي -1.
- ٤ - في معظم مركبات الأوكسجين - العدد التأكسدي لذرة عنصر الأوكسجين يساوي -2 ما عدا في المركبات السامة البيروكسيد (Peroxides).

(مقال: H_2O_2 بيروكسيد الهيدروجين) حيث يكون العدد التأكسدي لذرة عنصر الأوكسجين فيها

يساوي ١- وكذلك في المركبات الناتجة عن اتحاده مع عنصر الفلور كما في المركب OF_2 حيث إن

العدد التأكسدي لذرة عنصر الأوكسجين في هذا الصنف من المركبات يساوي $+2$.

٥ - العدد التأكسدي لأيون أحادي الذرة يساوي عدد الشحنات الكهربائية للأيون-

مقال: العدد التأكسدي لأيونات Li^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} هو $+1$ و $+2$ و $+3$ على التوالي

٦ - حاصل جمع الأعداد التأكسدية لذرات العناصر الداخلة في تكوين أيون متعدد الذرات يجب

أن تساوي عدد الشحنات على الأيون-

مقال: أيون الكبريتات متعدد الذرات SO_4^{2-} يحمل شحنتين كهربائيتين سالبة لذلك

عدد الشحنات على الأيون = العدد التأكسدي لذرة عنصر + العدد التأكسدي لذرة

الأوكسجين في الأيون	الكبريت في الأيون	عدد الشحنات على الأيون =
$(2 \times 4) +$	$6 +$	

$(8 -) +$	$6 +$	عدد الشحنات على الأيون =
-----------	-------	--------------------------

	-2	عدد الشحنات على الأيون =
--	------	--------------------------

٧ - في المركبات التساهمية (Covalent Compounds) والمركبات الأيونية

(Ionic Compounds) يجب أن يكون مجموع الأعداد التأكسدية لذرات العناصر الداخلة في

تكوين المركب تساوي صفراً.

مقال: Na_2SO_4

$2 \times$ العدد التأكسدي للصوديوم $+ 1 \times$ العدد التأكسدي $+ 4 \times$ العدد التأكسدي

للأوكسجين للكبريت

$2 \times (+1) + 1 \times (+6) + 4 \times (-2) =$

$2 + 6 - 8 =$

$=$ صفر

وهذا أن جميع المركبات الكيميائية متعادلة كهربائياً أي لا تحمل شحنة كهربائية.

٨ - العدد التأكسدي لذرات العناصر الفلزية (Metals) في مركباتها عدد موجب دائماً، العدد

التأكسدي لذرات العناصر اللافلزية (Non-Metals) في مركباتها عدد سالب دائماً.

مقال: في ملح الطعام $NaCl$ الذي يتكون من فلز الصوديوم ولا فلز الكلور - العدد التأكسدي

للصوديوم $+1$ بينما للكلور اللافلز -1 .

مقال. عين العدد التأكسدي لذرة عنصر النيتروجين في الصيغ الكيميائية التالية.

(أ) N_2O_4 رابع أكسيد النيتروجين

١ - ما كان هذا المركب ليس بنيتروكسيد أو فلوريد (انظر الفقرة ٤ ص 112) إذن العدد

التأكسدي للأوكسجين = 2^-

٢ - من الواضح أن المركب متعادل كهربائياً (لا يحمل شحنة كهربائية) وأولية ووفقاً للفقرة ٧

ص ١٢^{١٤} مجموع الأعداد التأكسدية للأوكسجين والنيتروجين يجب أن يكون صفراً -

حيث يمكن التعبير عن هذه القاعدة بالطريقة الرياضية الموضحة أدناه.

العدد التأكسدي للأوكسجين $\times 4 +$ العدد التأكسدي للنيتروجين $\times 2 =$ صفراً

٠	=	$2 \times N$	+	$4 \times (2^-)$
٠	=	$2N$	+	8^-
$8+$	=	$2N$		
$2/8+$	=	N	=	$4+$
العدد التأكسدي للنيتروجين في $N_2O_4 = 4+$				

(ب) NH_3 الأمونيا

١ - أما كان هذا المركب ليس هايدريد - إذن العدد التأكسدي لذرة عنصر الهيدروجين = $1+$

٢ - لما كان مركب الأمونيا NH_3 متعادل كهربائياً - إذن مجموع الأعداد التأكسدية لذرة

عنصر الهيدروجين وذرة عنصر النيتروجين تساوي صفراً

صفر	=	N	+	$3H$
صفر	=	N	+	$3 \times (1+)$
صفر	=	N	+	$3+$
صفر + ٣	=	N		
$3+$	=	N		

العدد التأكسدي لذرة عنصر النيتروجين في NH_3 تساوي $3+$.

(Nitrate) أيون النترات NO_3^- (ج)

١ - من الواضح أنه ليس بيروكسيد أو يحتوي على فلور [انظر القواعد الأكسدية ذات العلاقة] وعلية فإن العدد التأكسدي لذرة عنصر الأوكسجين يساوي -٢ .

٢ - لما كانت هذه الصيغة الكيميائية تمثل أيون - أذن مجموع الأعداد التأكسدية لذرات عنصر الأوكسجين و النروجين تساوي عدد الشحنة الموجودة على الصيغة [انظر القاعدة ٦ ص ١٣] يمكن التعبير على ما جاء أعلاه بما يلي:

$$1- = \text{N} + 3(2-)$$

$$1- = \text{N} + 6-$$

$$6 + 1- = \text{N}$$

$$5 = \text{N}$$

العدد التأكسدي لذرة عنصر النروجين في الأيون NO_3^- يساوي + ٥ .

(د) غاز النروجين N_2

لما كانت هذه الصيغة تمثل جزيئة متعددة الذرات المشابهة [أو ذرات نفس العنصر]

العدد التأكسدي لذرة عنصر النروجين في هذه الصيغة يساوي صفرأ ، لاحظ القاعدة ٢ ص ١٢ .

7-1 تصنيف العناصر والفعالية الكيميائية

Classification of Elements and Chemical Reactivity

سبق أن ذكر إن ذرات العناصر المختلفة تميل إلى الوصول إلى الحالة التي فيها يحتوي الغلاف الخارجي للذرة على العدد الأقصى من إلكترونات وذلك من خلال فقدان أو اكتساب أو مشاركة بعدد من الإلكترونات مع ذرات آخر ، يمكن استخدام ميول الذرات للفقدان أو الاكتساب أو المشاركة لتصنيف العناصر إلى فلزات، لا فلزات، أشباه الفلزات، وعناصر الغازات الخالية.

١ - الفلزات Metals

وهي مجموعة العناصر التي تميل إلى فقدان أو منح إلكترونات إلى ذرة أخرى ، لهذا السبب تظهر عناصر هذه المجموعة أعداد تأكسدية موجبة ، ومن الأمثلة على هذه المجموعة هي الصوديوم ، البوتاسيوم ، الحديد ، الزئبق ، السكانيديوم ، اليورانيوم .

٢ - اللافلزات Non Metals

وهي مجموعة العناصر التي تميل إلى اكتساب إلكترونات، لهذا السبب تظهر عناصر هذه المجموعة أعداد تأكسدية سالبة، ومن الأمثلة على هذه المجموعة عناصر الأوكسجين، الفلور، الكلور، النروجين و الفسفور.

٣ - أشباه الفلزات Metalloids Or Semi Metals

وهي مجموعة العناصر التي تظهر ميول للفقدان أو الاكتساب وحسب الظروف المحيطة بذرات عناصر هذه المجموعة، ومن الأمثلة على هذه المجموعة عناصر البورون، السليكون، الزرنيخ

٤ - الغازات النبيلة Noble Gases

وهي مجموعة العناصر التي لا تميل إلى فقدان أو اكتساب الإلكترونات تحت الظروف الاعيادية، السبب في ذلك يعود إلى احتواء ذرات هذه المجموعة على غلاف تكافئي يحوي على العدد الأقصى من الإلكترونات ومن عناصر هذه المجموعة هي الهليوم، النيون، الأركون، الكريبتون والزنون. تتوقف الفعالية الكيميائية (أو النشاطية الكيميائية) على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة أو المشتركة حيث كلما كان هذا العدد قليل كان العنصر أكثر نشاطية كيميائية.

8-1: الطيف الذري وأعداد الكم Atomic Spectrum and Quantum Numbers

عند مرور تيار كهربائي خلال ذرات عنصر ما في الحالة الغازية (Gas State) وتحت ضغط منخفض فإن ضوء ينبعث من الذرات المهيجة أو المشارة (Excited State) وتحليل هذا الضوء بواسطة مشور (Prism) نحصل على مجموعة من الخطوط نعرف بالطيف الخطي (Line Spectrum)، يتميز كل خط بطول موجي وتردد محددين كما ويتميز كل عنصر بطيف خطي يختلف عن الطيف الخطي لذرات عنصر آخر، لاحظ الشكل أدناه.