الألفة الكيميائية

تعليل بنظرية الكهرب

لنقولا خداد

أشرت في مقالي السابق الى ان عدد الكهربات السالبة (الا النيوترونات) تقرر اخواص الكيميائية لعنصرية الذرة ، لان الذرات تتحد بعضها ببعض في جزيئات بالقوى الكهربية التي فيها . واتحادها يتم بتوازن كهربتها الخارجية المتطرفة وترتيبها . وهذا يتقرر بمجموعة الكهربات الحرة التي فيها كما سيتضح في هذا البحث

الألفة الكيميائية هي شكل من اشكال الجاذبية العامة يتحد فيها عنصران او اكثر بقوة التجاذب بينهما . وانما الفضية الدقيقة في التآلف الكيميائي ان طائفة من العناصر أشد ائتلافاً بعضها مع بعض منها مع طائفة أخرى. مثال ذلك إذا أضفت الى محلول كربونات الصودا شيئاً من الحامض الايدروكلوريك انتلت الصوديوم الكربون (ينطلق هذا بفوران في شكل حامض كربوني) واتحد بالكلور تالياً مؤلفاً كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)

الفضة أعشق للكلور من الصوديوم بدليل الصوديوم أعشق منها للبيتروجين . فاذا أضفت الى محلول ذرات الفضة محلول ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) . أخذت الفضة الكلور من الصوديوم في الحال وتركت له الجذر البيتروجيني فيصبح محلول ذرات الصوديوم ويرسب فيه كلوريد الفضة

من هذين المثلين نفهم ان قوة الألفة الكيميائية تختلف باختلاف العناصر . واختلاف العناصر ناشئ عن تفاوتها في عدد الكهربات الحرة في مداراتها الخارجية فيمكن اتحاد بعض العناصر ببعض لتساويهما عدداً منها بعناصر أخرى كما مر آنفاً . وقد جعل ارتباط العناصر مع الايدروجين مقياساً للارتباط فعند ارتباط ذرة عنصر مع ذرة واحدة من الايدروجين وذرة عنصر آخر مع اثنتين منها او ذرة عنصر آخر قابل للارتباط مع ذرتي إيدروجين . وآخر مع ثلاث او مع ذرة عنصر ذي ارتباط مع ٣ ذرات إيدروجين وهكذا

فاختلاف العناصر من حيث الارتباط هذا يسمونه الاصطلاح الكيميائي valence

ونحن نسميه هنا «الرابطة الألفية». وهي عبارة عن جملة «قدرة ذرة اي عنصر من العناصر على الاتلاف مع ذرة او ذرات من الايدروجين او ما يمكن ان يحل محلها من العناصر او المركبات الأخرى الجذرية» Radicals . من أمثلة ذلك :—

يد [1] — ك . جزيء حامض ايدروكلوريك. فان ذرة كلور مرتبطة مع ذرة ايدروجين فيقال هنا ان للكلور رباطاً واحداً من اربطة الالفة الكيميائية Univalent

يد — و — يد . جزيء ماء = ذرة أوكسجين مرتبطة مع ذرتي ايدروجين . فيقال ان للأوكسجين رباطين Bivalent

يد — ن — يد جذر النشادر = ذرة نتروجين مرتبطة مع ثلاث ذرات ايدروجين . فيقال ان للنتروجين ثلاثة أربطة Trivalent

يد
|
يد — كر — يد = جزيء ميثان = ذرة كربون مرتبطة مع ٤ ذرات ايدروجين
|
يد

فيقال ان للكربون اربعة أربطة Quadravalent . وهلم جرًّا الى ان نجد اعظم العناصر رباطاً ذا ٨ أربطة . وهذه الروابط او الاربطة تفسر بأن عنصراً يشرك عنصراً آخر بعدد من كهربائيه يقدر هذه الروابط لكي يتسنى له الاتلاف معه كما سيتضح في شرح الرسوم التالية

سر الالفة الكيميائية

اذا تأملت جدول العناصر (الذي رسمناه ٣ سلاسل فقط[2]) بحسب ترتيبها العددي الذي يدل على عدد كهربائها الحرة رأيت ان العناصر المستوفية منطقها الكهربات اللازمة لها بحيث لم يبق نقص في المنطقة الثانية (على اعتبار ان كل منطقة تحتمل ٨ كهربات ، وبعضها ١٨ كما علمت في المقال السابق في مقتطف ابريل ١٩٤٠) ، وجدتها مستقرة كيميائيًّا اي يتعذر جدًّا اتحادها كيميائيًّا بعناصر أخرى كعناصر الهليوم والنيون (انظر الشكل الاول) والارجون والكريبتون وكهربائهُ الحرة ٣٦ والزنون وكهربائهُ الحرة ٥٤

(١) [المقتطف]: يد = خرف الذي يرمز به الى عنصر الايدروجين (١) في قسم سابق من هذه الرسوم

وأما العناصر التي مناطقها الخارجية ناقصة كهربات اي غير مستوفية العدد القانوني ، فانها هي قابلة الاتحاد بعضها ببعض بقدر ما يمكن التوفيق بينها للاشتراك بكهربات تجعل المناطق مستوفية عددها كما يتضح في يلي . واصحاب هذه النظرية تصوروا كهربات المنطقة ذات النهاية موزعة في المنطقة بشكل مكعب ذي ثماني زوايا . وقد سموا هذا النظام Octet ونحن نسميه « مثمناً » كما ترى في درة بون (الشكل ١)

فاذا كانت المنطقة تنقص كهرباً أو أكثر امكن اتحاد ذرتها بذرة اخرى في منطقتها الخارجية بالاشتراك معها في كهرب واحد فقط (او اكثر بقدر نقص تلك) فيتم الاتحاد

مثال ذلك ذرة كلور متحدة بذرة الصوديوم (صوديوم كلوريد = ملح الطعام) هكذا :

	المناطق		
	الداخلية	الوسطى	الخارجية
الكلور يحتوي على	٢	٨	٧ = ١٧ كهرباً
الصوديوم « «	٢	٨	١ = ١١ «

(كما ترى في الشكل ٢) فترى ان الكلور تنقص منطقته الخارجية كهرباً واحداً والصوديوم ليس في منطقته الخارجية الا كهرب واحد فأشرك الكلور به

	الداخلية	الخارجية	
الكربون =	٢	٤ = ٦	تنقص منطقته الخارجية ٤
الاوكسجين	٢	٦ = ٨	« « ٢

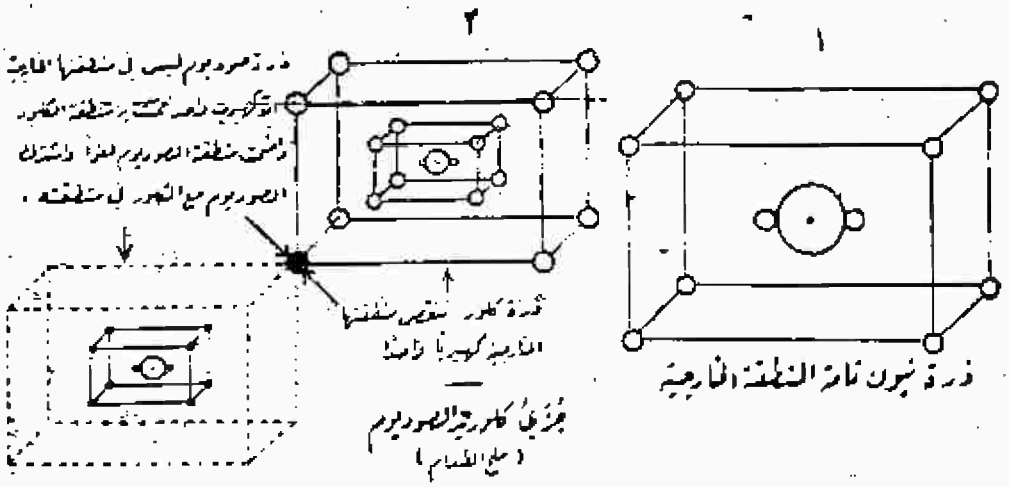
هذا يقدر اتحادهما اتحاداً راسخاً ذرة فذرة . والمعروف ان ٥ ك و ٤ ؛ أي كربون مونوكسيد ، مختلف التركيب ولكنهما كذلك ان ذرتي اوكسجين بذرة كربون اتحاداً متيناً = ثاني اوكسيد الكربون اي الحامض الكربوني . لأن مجموع كهربائهما ٢٢ ، اثنان منها حول كل نواة والباقي ١٨ يوزع على زوايا المكعبات المتحدة كما ترى في الشكل ٣

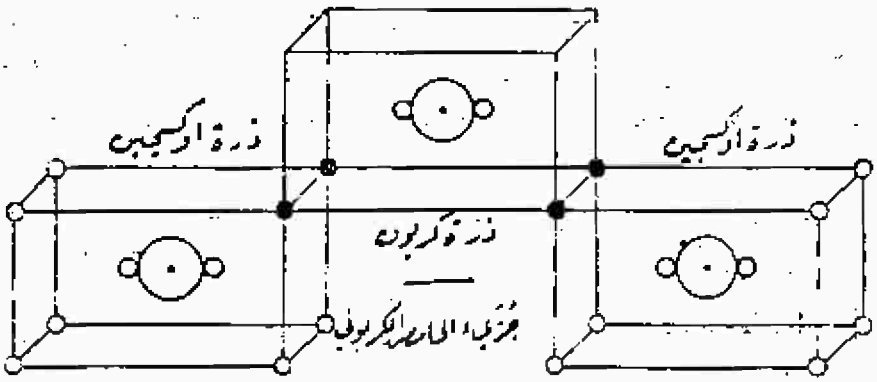
ثم هذا النحو ترى في الشكل ٤ كيف يتحد الصوديوم بالاكسجين والايدروجين لكي يتألف جزيء ايدروكسيد الصوديوم

وفي الشكل ٥ ترى كيف تتحد ذرة اوكسجين بذرتي ايدروجين لتتألف جزيء الماء

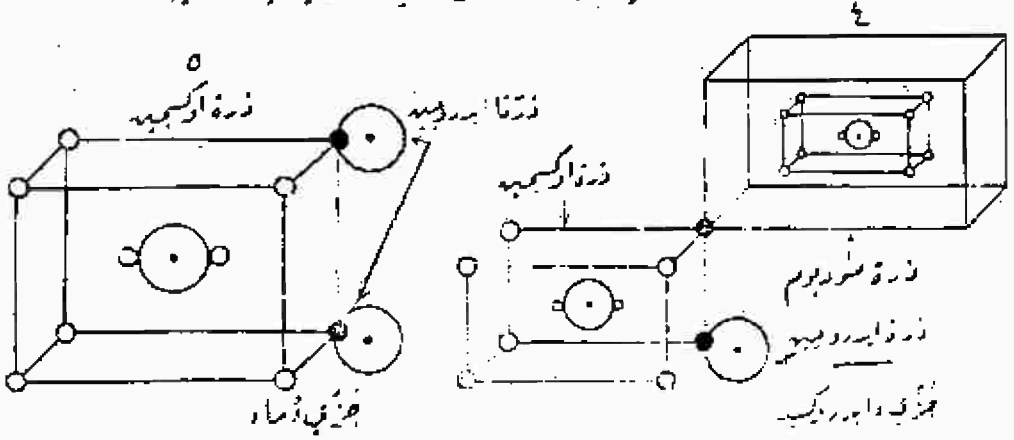
سر الرابطة الكهربية

يظهر مما تقدم ان سر الرابطة لألفة [illegible] في نقص الكهربات الحرة في منطقة الذرة الخارجية . لأن هذا النقص يستوجب [illegible] مع ذرة اخرى ناقصة مثلها لكي





في ذرة الكربون ٤ كهربيات فقط في مستطيلها الخارجي مثلثات كل اثنين منها النائمين
في ذرتي الأوكسجين كما ترى في النقط السود في الرسم تحت مستطيلة الكربون الخارجية
كما نرى الغير والمشترك مع ذرتي الأوكسجين في مستطيلهما



٧	٦	٥	٤	٣	٢	١	صفر
٩	٨	٧	٦	٥	٤	٣	٢
فلورين	اوكسجين	بتروجين	كربون	بورون	جلوسيوم	ليثيوم	هليوم
١٩	١٦	١٤	١٢	١٠٫٨	٩	٦٫٩	٤
١٧	١٦	١٥	١٤	١٣	١٢	١١	١٠
كلورين	كبريت	فوصفور	سليكون	الومنيوم	منغنيسيوم	صوديوم	نيون
٣٥٫٤٦	٣٢	٣١	٢٨	٢٦٫٩٧	٢٤٫٣٢	٢٢٫٩٧	٢٠
٢٥	٢٤	٢٣	٢٢	٢١	٢٠	١٩	١٨
منغنز	كروميوم	فاناديوم	تيتانيوم	سنديوم	كلسيوم	بوتاسيوم	آرجون
٥٤٫٩٣	٥٢	٥٠٫٢	٤٠	٤٥	٤٠	٣٩	٣٩٫٥

٢ ١ ٣

هذا هو البعض الاول من جدول مندليف وقد اقتصرنا على هذا البعض لان مناطقه او افلاك الكهيربات فيه نظامية :— المنطقة الاولى القطبية . وهي لا تحتمل اكثر من كهيربين . وبعدها منطقة ثانية تحتمل الى حد ثمانية كهيربات . وبعدها منطقة ثالثة تحتمل الى حد ٨ كهيربات ثم منطقة رابعة تحتمل الى ثمانية كهيربات ايضاً . أرقام الصف الأعلى من صفر الى ٧ تدل على ما في المنطقة الخارجية لكل ذرة من الكهيربات الحرة. وهي تدل ايضاً على مقدار الرابطة الألفية لكل عنصر وفوق كل عنصر عدد الكهيربات الحرة فيه . فاذا طرحت من كل رقم ٢ (كهيربي المنطقة القطبية) في الصف الاول من العناصر ، فالباقي هو كهيربات المنطقة الثانية التي تلي القطبية . وكذلك اذا طرحت ٢+٨ في الصف الثاني فالباقي هو كهيربات المنطقة الثالثة الخارجية فيه . وكذلك اذا طرحت ٢+٨+٨ في الصف الثالث فالباقي هو كهيربات المنطقة الرابعة الخارجية . وفي كل طرح يكون الباقي هو نفس ارقام الصف الأعلى الدال على عدد كهيربات المنطقة الخارجية وعلى قوة الرابطة الألفية . والارقام التي تحت اسماء العناصر هي أثقال الذرات بالنسبة الى الايدروجين الذي يعتبر واحداً

تستكمل احداهما نقصها عما هو باق في الاخرى ، فتعتبر المنطقة الخارجية في هذه كأنها لم تكن ، أو كأن المنطقتين اصبحتا منطقة واحدة مشتركة بين الذرتين

مثال ذلك : راجع ما ذكرناه بشأن كلوريد الصوديوم . في منطقة الكلور الخارجية سبعة كهيربات اي ينقصها كهيرب واحد . فتأخذ الكهيرب الوحيد الموجود في منطقة الصوديوم الخارجية فتفنى منطقة الصوديوم الخارجية كما نراها في (الشكل ٢) وقد دلت على فنائها الخطوط المنقوطة. وبذلك ان تقول ايضاً ان منطقة الصوديوم اخذت الكهيربات السبعة من الكلور فاستتمت بها . وكلا القولين بمعنى واحد . والواقع ان المنطقتين أصبحتا منطقة واحدة جمعت بين الذرتين

مثال آخر . في منطقة المغنيزيوم الخارجية كهيربان فقط . وفي منطقة الاوكسجين الخارجية ٦ كهيربات فينقصها اثنان ، فتأخذ كهربي المغنيزيوم لتكون مكملة المغازيا . وتصبح منطقته الخارجية لاغية كأنها غير موجودة ، وبذلك ان تقول ان المغنيزيوم أخذ من الاوكسجين الكهيربات الستة التي عنده فاصبحت منطقة الاوكسجين الخارجية لاغية ... لا فرق بين هذين القولين لان الواقع ان كلتا الذرتين اشتركت في منطقة واحدة تامة بعد ان كانت كل منها ذات منطقة ناقصة

فاذاً قدرة الرابطة الالفية هي بقدر ما في المنطقة الخارجية للذرة من الكهيربات الموجودة (او الناقصة ايضاً فلا فرق) . فيدعى الصوديوم مثلاً احادي الرابطة لان في منطقته الخارجية كهيرباً واحداً . ويدعى المغنيسيوم ثنائي الرابطة لان في منطقته الخارجية كهيربين فقط ، والالومنيوم ثلاثي الرابطة ، والكربون رباعيها ، والنتروجين خماسيها ، والاوكسجين سداسيها ، والكلور سباعيها ، لان في منطقتها الخارجية ٤ و ٥ و ٦ و ٧ كهيربات على الترتيب الخ

هكذا حسبت الروابط الالفية قبل ظهور نظرية الكهيرب كما لوحظ من المركبات الكيميائية المختلفة . ولكن بعد ان ظهرت النظرية لم يبق حساب لاكثر من الرابطة الرباعية لان قوة الرابطة تتوقف على ما ينقص المنطقة من كهيربات كما تتوقف ما فيها من كهيربات ما دامت الالفة متوقفة على اتضام كهيربات منطقتي الذرتين في منطقة واحدة مشتركة بينهما . فالذرة الخماسية يمكن ان تعتبر ثلاثية ايضاً والثلاثية خماسية ايضاً ، ما دامت منطقتا الاثنتين تؤلفان معاً منطقة واحدة كاملة

يؤيد ذلك ما لاحظه الكيميائيون قبل ظهور نظرية الكهيرب من أن الزرنيخ مثلاً وهو خماسي الرابطة يتصرف احياناً كأنه ثلاثيها . فحسبوه ذا رابطتين خماسية وثلاثية . ومثله الانتيمون والبزموت والفسفور . فاذاً ، الحقيقة أن الروابط الالفية لا تتعدى الاربع . لان الموجود في المنطقة غير الكاملة في ذرة يكمل الناقص في الاخرى

وقد حسبوا رابطة ثمانية ايضاً ولكنها لا تكون في حلقات السلاسل الثلاث التي رسمناها هنا . لان النطفة المنوية كهربائيا انيانية لا تحب بها الاتحاد مع نطفة ذرة اخرى كالهليوم وزملائه مما تقدم ذكره . على ان هذه الرابطة الثامنة تقع في العناصر الثقيلة التي زادت نواتها على أربع ، وصارت تحتمل من الكهربات اكثر من ثمانية الى ١٨ و٣٦ كما سبق ذكره في المقال السابق

انكشاف كثير من الاسرار الكيميائية

بعد هذا البيان أصبح سر الالفة الكيميائية مكشوفاً وصار في الامكان تفسير كثير من المستغربات في الاتحادات الكيميائية وظاهرات الخواص الكيميائية

فما يلاحظ ان العناصر كلها اشتملت مناطقها الخارجية على عدد اقل من الكهربات كانت اميل الى الفلزية كالبتاسيوم والصوديوم والبوتاسيوم . فكل منها ذو كهرب واحد في المنطقة الخارجية وتليها في الفلزية ذات الكهربين كالمغنيزيوم والكلسيوم والزنك وأضعفها العناصر ذات الثلاثة كهربات كالالومنيوم والسليسيوم

وكلما تجاوزت الاربعة كهربات في المنطقة الخارجية مالت الى الحمضية حتى اذا بلغت الى السبعة كانت اشد حموضة كالكلورين والفورين والبرومين واليودين الخ . فكل منها تؤالف مع الايدروجين حامضاً شديد الحموضة . واما ما قلت عن سداسية وخماسية كالكبريت والفوسفور والنيتروجين فلا بد من دخول الاوكسجين معها لكي تكون حامضاً ؛ واضعف هذه الحوامض الكربون وهو رباعي الكهربات والرابطة 6 عامة

بقليل تأمل في هذه الاعتبارات تستطيع ان تفسر كثيراً من التفاعلات الكيميائية . مثلاً . اذا اختلط اي كربونات مع اي كوريد حدث تفاعل كيميائي . مثال ذلك كاوريد الكلس مع بكربونات الصودا ينتج كربونات الكلس (طبشور) وكاوريد الصوديوم (ملح الطعام) . لان الكلور اشد حمضية والكلس اقرب الى الفلزية فيتحدان من غير وساطة الاوكسجين الذي في الكربونات . وقد يلاحظ ايضاً انهُ اذا تمت المركبات بالمتفاعلة معقدة التركيب وأمكن ان ينتج من تفاعلها مركب أقل تعقداً يحدث هذا التفاعل على الغالب لان كهربات الذرات تتخذ في ترتيبها في افلاكها أحصر الطرق

ومما يلاحظ ايضاً ان الجزيئات المتشابهة في التركيب على نحو هذه النظرية ، متشابهة في الخواص الكيميائية أيضاً . مثال ذلك ان اوكسيد النتروجين مؤلف من ذرة اوكسجين في الوسط وذرتي نيتروجين حولها وتجموع كهرباتها الخمسة ١٠ تعقداً

١ اوكسجين = ٢ + ٦ = ٨

٢ بيروجين = ٢ (٥ + ٢) = ١٤

٢٢

وهذا التركيب كتركيب أوكسيد الكربون السابق شرحه ورسم مناطقه (شكل ٣) وخواص هذا تكاد تماثل تماماً كلاهما غازان متقاربين في درجة الغليان نحو ٨٠ درجة تحت الصفر وعند ٧٥ درجة يتشابهان في قوة الضغط ويشملان حيزين متساويين الخ

ثم ان العناصر الثقيلة العديدة الكهربات الحرة أقل رسوخاً واستقراراً من العناصر الخفيفة لان مقدار الكهربات في مناطقها الخارجية القصية عن النواة للعناصر الثقيلة يجعلها معلقة تضعف قوة الجاذبية هناك . فركيبها نادراً تكون راسخة مستقرة . ولذلك يحدث فيها تشعع إذ تفقد منها كهربات وبروتونات . ونرى هذا التشعع واضحاً في أثقل العناصر اليورنيوم والراديوم والاورانيوم

لا يمكننا التوسع في هذا البحث لانهُ دقيق جداً ويقتضي احاطة واسعة بمعرفة خواص العناصر الكيميائية وتطبيق هذه النظرية عليها ؛ ولان تطبيق هذه النظرية على العناصر الثقيلة مصطنع . فمن شاء التوسع فعليه بمطالعة كتاب مير « مقدمة للطبيعة الحديثة » (١)

مع ان هذه الصورة لترتيب الكهارب تتفق اتفاقاً مدهشاً مع الظاهرات الكيميائية كما رأيت فنها نحمل نظرية دوران الكهربات في أفلاكها حول النواة متعذرة وتعليلها معقداً . كيف يدور الكهرب المشترك بين ذرتين ؟ هل يدور حول النواتين معاً ؟

هذا مايتعذر تعليله ويجعل نظرية الدوران متروكاً بها

ليس من العدل ان نغفل ذكر من اكتشف نظرية عدد الكهربات في ذرات العناصر — هذه النظرية التي كشفت سر الرابطة الاتحادية التي بسطناها — هو العالم الطبيعي الانكليزي موزلي الذي قتل في الحرب الكبرى في غاليبولي وربما كانت خسارته أعظم من خسارة جميع من قتلوا هناك لانهُ لو بقي حياً يبحث بباحثه الدقيقة لربما اكتشف كثيراً من أسرار كيمياء العناصر

فهو اكتشف طريقة مضاهية Spectroscopic يمكنهُ بها ان يتحقق ان الشحنة الكهربية لنواة الايدروجين ١ ولنواة الهليوم ٢ ولنواة النيوم ٣ وهكذا دواليك الى ٩٢ للاورانيوم وتحقق علاوة ان الشحنة الكهربية لنواة تساوي عدد الكهربات الحرة في أفلاكها (مناطقها) وهكذا استخرج لكل عنصر عدد كهرباته الحرة . وهو ما عبروا عنهُ بالعدد الذري فجاء مطابقاً لترتيب العناصر في جدول مندليف الا فيما ندر

(١) [illegible]