

الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية الجزئيات والأيونات

I - الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية

1 - الترتيب الدوري حسب مندليف

تميز الجدول الدوري لمندليف بترتيب العناصر الكيميائية حسب الكتل المولية الدرية التصاعدية مع احترام دورية الخواص الكيميائية .
فوضع العناصر المشابهة تحت بعضها وترك خانات فارغة لعناصر افترض أنها موجودة ، لكن ليست معروفة آنذاك وتنبا بخواص هذه العناصر .
وقد تم فعلا اكتشاف هذه العناصر فيما بعد وتبين أن خواصها مطابقة للخواص التي تنبا بها مندليف .
ابتداء من سنة 1913م أصبح الجول الدوري لمندليف يتألف من ترتيب العناصر الكيميائية حسب تصاعد العدد الذري Z .

			Cr(52)	Mo(96)	W(186)
			Fe(56)	Rh(104,4)	Pt(197,4)
H(1)			Cu(63,4)	Ru(104,4)	It(198)
	Be(9,4)	Mg(24)	Zn(65,2)	Pd(106,6)	Os(199)
	B(11)	Al(27,4)	?(68)	Ag(108)	Hg(200)
	C(12)	Si(28)	?(70)	Cd(112)	
	N(14)	P(31)	As(75)	Ur(116)	Au(197 ?)
	O(16)	S(32)	Se(79,4)	Sb(118)	
	F(19)	Cl(35,5)	Br(80)	Sn(122)	Bi(210 ?)
Li(7)	Na(23)	K(39)	Sr(87,6)	Te(123)	
		Ca(40)		I(127)	
		?(45)		Cs(133)	Tl(204)
		?(56)		Ba(137)	
		?(60)			

1 - 2 الترتيب الدوري المعمول به حاليا :

- مميزات الترتيب الدوري الحالي :
- يتكون من حوالي 115 عنصرا كيميائيا
- يتكون من 18 مجموعة كيميائية (الأعمدة الرأسية) حيث ترتب العناصر التي لها نفس عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي .
- يتكون من 7 دورات (الصفوف الأفقية) حيث ترتب العناصر حسب تزايد العدد الذري Z
- تحتوي ذرات العناصر الكيميائية التي تنتمي إلى نفس الدورة ، على نفس عدد الطبقات الإلكترونية الذي يوافق رقم الدورة .

المجموعات الدورات	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	${}^1_1\text{H}$							${}^2_1\text{He}$
2	${}^7_3\text{Li}$	${}^9_4\text{Be}$	${}^{11}_5\text{B}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{19}_9\text{F}$	${}^{20}_{10}\text{Ne}$
3	${}^{23}_{11}\text{Na}$	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{28}_{14}\text{Si}$	${}^{31}_{15}\text{P}$	${}^{32}_{16}\text{S}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$

II - استعمال الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية

1 - المجموعات الكيميائية

تسمى المجموعة الكيميائية مجموع العناصر الكيميائية التي تنتمي إلى نفس العمود الرأسي للترتيب الدوري للعناصر الكيميائية .

2 - الخصائص الكيميائية المشتركة

تضم العناصر الكيميائية المنتمية إلى نفس المجموعة نفس عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية ، وتتنصف بخواص كيميائية جد متقاربة .

*** مجموعة القلائبات alcalins** (العمود I من الترتيب الدوري المبسط)

– تسمى عناصر هذه المجموعة **بالفلزات القلائية** : الليثيوم Li و الصوديوم Na والبوتاسيوم K تتميز الفلزات القلائية بخواص كيميائية جد متقاربة حيث تحتوي ذراتها على إلكترون واحد في الطبقة الخارجية ، وينتج عنها كاتيونات Li^+ و Na^+ و K^+

*** مجموعة الهالوجينات** (العمود VII من الترتيب الدوري المبسط) les halogènes

الهالوجينات الأكثر تداولاً هي الفلور F و الكلور Cl والبروم Br واليود I . وتحتوي ذراتها على 7 إلكترونات في الطبقة الخارجية ، وتنتج عنها الأيونات F^- و Cl^- و Br^- و I^- .

*** مجموعة الغازات النادرة** (العمود VIII من الترتيب الدوري المبسط) les gaz rares

تتميز هذه الغازات بأحادية الذرة وبطبقة إلكترونية خارجية تتحقق فيها القاعدتان الثمانية والثمانية ، تجعلها في حالة استقرار . وتسمى كذلك بالغازات الخاملة ملحوظة : الهيليوم الغاز النادر الأكثر تواجد في الكون ، فأما الغازات الأخرى فتواجدها يبقى ضعيفا في الهواء .

III - القاعدة الثمانية و الثمانية

1 - نص القاعدتان

القاعدة الثمانية : العناصر الكيميائية التي لها عدد ذري قريب من العدد الذري لعنصر الهيليوم تسعى للحصول على البنية الإلكترونية لذرة الهيليوم $(\text{K})^2$.

القاعدة الثمانية : العناصر الكيميائية التي لها عدد ذري أكبر من 5 وأقل من 18

تسعى للحصول على البنية الإلكترونية لذرة النيون $(\text{K})^2(\text{L})^8$ أو ذرة الأرجون $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^8$ ، أي أن يكون لها ثمانية إلكترونات في طبقتها الخارجية .

لانشاء الطبقة الخارجية هناك ثلاثة طرق :

إما باكتساب أو فقدان إلكترون واحد أو أكثر فنحصل على أيون

إما بإشراك زوج إلكتروني أو زوجين أو ثلاثة أزواج إلكترونية فنحصل على جزيئة .

IV - تمثيل الجزيئات حسب نموذج لويس .

1 - تعريف بالجزيئة

الجزيئة وحدة كيميائية تتكون من مجموعة ذرات مرتبطة ، وتكون الجزيئة مستقرة ومتعادلة كهربائيا . وتكون جميع جزيئات الجسم الخالص متشابهة .

أمثلة : جزيئة ثنائي الهيدروجين تتكون من ذرتي هيدروجين صيغتها الإجمالية H_2
أنظر النشاط الثاني

2 - الرابطة التساهمية

كيف ترتبط الذرات فيما بينها ؟

أ - مثال جزيئة ثنائي الهيدروجين H_2

عدد الإلكترونات الخارجية لذرة الهيدروجين هي $1e^-$ تطبق القاعدة الثنائية فهي تسعى للحصول على البنية الإلكترونية لذرة الهليوم ولتحقيق ذلك تقوم بإشراك زوج إلكترون مع ذرة أخرى للهيدروجين أي أن كل ذرة ستساهم بإلكترون واحد . بحيث يحقق هذا الزوج تماسك الجزيئة واستقرارها فينتج عن هذا التشارك رابطة تساهمية .

ب - تعريف الرابطة التساهمية

تنتج الرابطة التساهمية عن إشراك زوج إلكترون بين ذرتين حيث يحقق هذا الزوج الإلكتروني تماسك الذرتين واستقرار الرابطة التساهمية .

ج - عدد الروابط التساهمية المكونة من طرف ذرة

عدد الروابط التساهمية التي يمكن أن تكونها ذرة تساوي عدد الإلكترونات اللازمة لإشباع طبقته الخارجية.

د - تمثيل الرابطة

تمثل الرابطة بخط صغير — يربط بين رموز الذرات. مثل $H-O-H$ $O=C=O$ وتسمى الصيغ المحصل عليها الصيغة المنشورة للجزيئة

ملحوظة : تتكون الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة تساهمية ثنائية $O=O$ أو رابطة تساهمية ثلاثية $N \equiv N$

3 - تمثيل الجزيئات حسب نموذج لويس

لتمثيل جزيئة حسب نموذج لويس يجب أن نبين الأزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات (الروابط التساهمية) والأزواج غير الرابطة (الأزواج الحرة) إذا وجدت والتي تحملها بعض الذرات . لتمثيل جزيئة حسب نموذج لويس نتبع الطريقة التالية :

* كتابة البنية الإلكترونية لكل ذرة . CO_2 لدينا $C : z=6$ و $(K)^2(L)^4$ و بالنسبة $O : z=8$ و $(K)^2(L)^6$

* تحديد العدد الإجمالي n_t للإلكترونات الطبقة الخارجية لكل ذرة : $n_t = 6 \times 2 + 4 = 16$

* تحديد العدد الإجمالي n_d للأزواج الإلكترونية $n_d = \frac{n_t}{2}$ لدينا $n_d = \frac{16}{2} = 8$

* تحديد عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة (الروابط التساهمية) لكل ذرة كما يلي :

– بالنسبة لذرة الهيدروجين رابطة تساهمية واحدة ($n_L = 2 - 1 = 1$)

– بالنسبة لباقي الذرات : $n_L = 8 - p$ بحيث أن p عدد إلكترونات الطبقة الخارجية للذرة .

$$C : 8 - 4 = 4$$

$$O : 8 - 6 = 2$$

* تحديد n'_d عدد الأزواج الإلكترونية غير الرابطة في كل ذرة

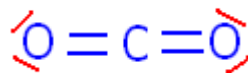
– بالنسبة لذرة الهيدروجين $n'_d = \frac{1-1}{2} = 0$

– بالنسبة لباقي الذرات : $n'_d = \frac{p - n_L}{2}$

$C : \frac{4-4}{2} = 0$

$O : \frac{6-2}{2} = 2$

نستنتج أن تمثيل لويس لجزيئة ثنائي أوكسيد الكربون هي :



مثال (النشاط 5)

4 – مفهوم التماكب

المتماكبات هي جزيئات لها نفس الصيغة الإجمالية وصيغ مشورة مختلفة .

7 – هندسة بعض الجزيئات البسيطة Modilisation de Gillespie

1 – تنافر الأزواج الإلكترونية والهندسة الفضائية للجزيئات .

تتكون بعض الجزيئات البسيطة من ذرة مركزية ترتبط بذرات أخرى بواسطة روابط تساهمية بسيطة .

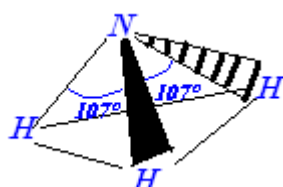
تنافر الأزواج الإلكترونية المشتركة والحررة فيما بينها تنتج عنه أشكالاً هندسية مختلفة للجزيئة في الفضاء .

أمثلة :

الماء H_2O	الأمونياك NH_3	الميثان CH_4	النماذج الجزيئية
			الهندسة الفضائية

2 - تمثيل كرام

يمكن تمثيل كرام من التعبير بشكل مبسط عن الاتجاهات الفضائية للروابط التساهمية وهذا يساعد على إعطاء فكرة عن الهندسة الفضائية للجزيئة .
الاصطلاحات المستعملة في تمثيل كرام



رابطته موجوه في مستوى الصفحة

رابطته موجوه خلف مستوى الصفحة

رابطته موجوه أمام مستوى الصفحة

3 - صيغ بعض الجزيئات المتداولة

تكون ذرات العناصر لنفس المجموعة نفس عدد الروابط التساهمية لأن طبقاتها الخارجية تحتوي على نفس عدد الإلكترونات .

مثال

الفوسفور P ينتمي إلى المجموعة التي تضم الأزوت فيكون مثله ثلاث روابط تساهمية مع ذرات أخرى مثلا PH_3 و PCl_3

نفس الشيء بالنسبة للسيليسيوم Si ينتمي إلى المجموعة التي تضم الكربون فيكون مثله أربع روابط تساهمية

بالنسبة للهالوجينات : تتواجد الهالوجينات على شكل جزيئات ثنائية الذرة مثل : F_2 و Cl_2 و Br_2 و I_2 وأغلب هذه الجزيئات هي سامة وخائفة

VI - الأيونات

1 - تعريف

الأيون هو ذرة أو مجموعة من الذرات مرتبطة ببعضها ، فقدت أو كسبت إلكترونات أو أكثر . ويسمى الأيون الناتج عن ذرة واحدة أيون أحادي الذرة والأيون الناتج عن عدة ذرات أيون متعدد الذرات .

2 - الأيونات الأحادية الذرة

عندما تفقد الذرة إلكترونات أو أكثر تعطي أيون موجبة كالفلزات القلوية مثلا فهي تعطي في الغالب أيونات موجبة تحمل شحنة موجبة أو أكثر . وتسمى هذه العناصر بالعناصر الكهروموجبة .
البوتاسيوم K تتحول ذرته إلى أيون K^+ وذلك بفقدان إلكترون واحد .
المغنيزيوم Mg تتحول ذرته إلى أيون Mg^{2+} وذلك بفقدان إلكترونين .
الألومنيوم Al تتحول ذرته إلى أيون Al^{3+} وذلك بفقدان ثلاثة إلكترونات .
عندما تكتسب الذرة إلكترونات أو أكثر تعطي أيون سالبا يحمل شحنة سالبة أو أكثر وتسمى العناصر التي تعطي الأيونات السالبة بالعناصر الكهروسالبة
في الغالب هذه العناصر تنتمي إلى المجموعتين VI و VI (الهالوجينات)
الأوكسجين O تتحول ذرته إلى أيون O^{2-} وذلك باكتسابها إلكترونين .
الكبريت S تتحول ذرته إلى أيون S^{2-} (أيون كبريتور) وذلك باكتسابها إلكترونين .
الكلور Cl تتحول إلى أيون كلورور Cl^- وذلك باكتسابها إلكترون واحد .
ملحوظة :

هناك بعض العناصر الكيميائية ينتج عنها أيونات تختلف في عدد الشحنات التي تحملها مثلا الحديد يعطي نوعين من الأيونات : Fe^{2+} (أيون الحديد II) و Fe^{3+} (أيون الحديد III)
النحاس يعطي كذلك نوعين من الأيونات Cu^+ أيون النحاس I و Cu^{2+} أيون النحاس II .

3- الأيونات المتعددة الذرات

الأيونات المتعددة الذرات هي الأيونات التي تتألف من ذرات مختلفة وتحمل شحنة واحدة أو أكثر وتعتبر هذه الشحنة إجمالية لا يمكن أ، ننسبها إلى أي من الذرات الداخلة في تركيب الأيون . أغلب هذه الأيونات سالبة الشحنة . (أنظر الجدول المرافق)

4- الأحسام الأيونية الخالصة أو المركبات الأيونية

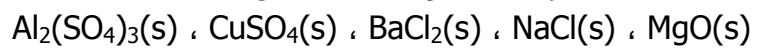
تتكون جميع المركبات الأيونية من أيونات موجبة وأيونات سالبة ، ويساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من طرف الذرات التي تعطي الأيونات السالبة عدد الإلكترونات المفقودة من طرف الذرات التي تعطي الأيونات الموجبة .

تكون بلورة المركب الأيوني متعادلة كهربائيا .

أ – تسمية المركبات الأيونية

يتألف اسم المركب الأيوني من اسم الأيون السالب متبوع باسم الأيون الموجب .

أعط أسماء المركبات الأيونية ذات الصيغ التالية :



ب – صيغ المركبات الأيونية

لكتابة الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية يجب الأخذ بعين الاعتبار التعادل الكهربائي لهذه المركبات .