



الكيمياء اللاعضوية

Inorganic Chemistry

المحاضرة السابعة/ 2020-2021

الصف الاول - قسم الكيمياء-

كلية التربية للبنات/ جامعة الموصل

الدكتور

أحمد مظفر محمد

الجدول الدوري للعناصر

Periodic Table of the Elements

1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.972	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 84.798
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.227	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [269]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [277]	113 Nh Nihonium unknown	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium unknown	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine unknown	118 Og Oganesson unknown
57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.055	71 Lu Lutetium 174.967			
89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]			
Alkali Metal	Alkaline Earth	Transition Metal	Basic Metal	Semimetal	Nonmetal	Halogen	Noble Gas	Lanthanide	Actinide								

بعض الخواص الدورية للذرات

توجد علاقة بين دورية الخواص للعناصر وبين دورية الترتيب الالكتروني لذراتها، ومن هذه الخواص :

1- انصاف الأقطار الذرية والتساهمية والايونية.

2- طاقة التأين

3- الالفة الالكترونية

4-السالبية الكهربية

5- التكافؤ

سنتناول كل خاصية من هذه الخواص بشيء من التفصيل.

بعض الخواص الدورية للذرات

1- انصاف الأقطار الذرية والتساهمية والايونية.

لما كانت عملية قياس نصف قطر الذرة (r) امراً مستحيلاً في ظل النظريات الحديثة، بسبب احتمال تواجد الالكترون على كل الابعاد المحتملة من النواة فقد لجأ العلماء الى قياس المسافات بين نوى الذرات في الجزيئات الغازية وكذلك المسافات بين نوى الايونات في البلورات الايونية واعتبار هذه المسافات مساوية لمجموع نصفي قطري الذرتين او الايونين المتجاورين.

أنواع انصاف الاقطار

يمكن تقسيم انصاف الأقطار بحسب المركبات الى نوعين رئيسيين هما:

النوع الأول : أنصاف الأقطار الآصرية، وتقسم الى:

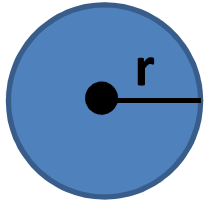
انصاف الأقطار الذرية والتساهمية : وتكون اما انصاف اقطار فلزية كما في الفلزات والسبائك او انصاف اقطار تساهمية كما في المركبات التساهمية .
انصاف الأقطار الايونية (بلورية): كأنصاف الأقطار في المركبات الايونية.

النوع الثاني : أنصاف الأقطار غير الآصرية: و تشمل على انصاف اقطار فندرفالز.

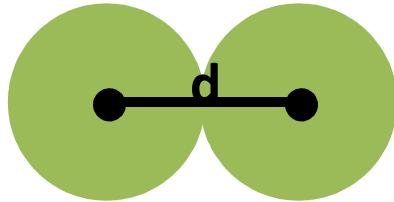
1-انصاف الأقطار الذرية والتساهمية

Atomic and Covalent Radii

يعرف نصف القطر الذري (نق r) Atomic Radius بأنه: المسافة المحصورة بين مركز النواة والغلاف الخارجي الأخير للذرة.



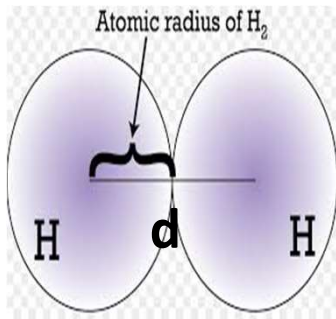
بينما يعرف النصف القطر الذري في **الجزيئة** بأنه: نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين عندما يكون العنصر في الحالة الصلبة



ويمكن تعيين نق radius الذرة بواسطة استخدام تقنية الأشعة السينية والطرائق الطيفية.
 $\text{Radius (r)} = d/2$

ويعرف نصف القطر الذري التساهمي Covalent Radius بأنه:

نصف المسافة بين نواتي ذرتين مرتبطتين في جزيء غازي.



$\text{Atomic Radius (r)} = d/2$

س/ ماهي العلاقة بين نصف القطر الذري والعدد الذري للعنصر؟

يتم مناقشة هذا الموضوع من خلال ترتيب العناصر في الجدول الدوري:

1- العناصر المرتبة في **دورة واحدة (ترتيب افقي للعناصر)**.

(يمكننا تمييز عناصر الدورة الواحدة من خلال تشابهها برقم الغلاف الرئيسي n للغلاف الالكتروني الأخير (غلاف التكافؤ)).

يقبل نصف القطر الذري عبر الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري للعناصر (كلما اتجهنا من اليسار الى اليمين في الجدول الدوري في أي دورة من دورات الجدول الدوري)، **وذلك بسبب الزيادة في قيمة z^* مع بقاء قيمة n ثابتة.**

مثال) لعناصر الدورة الأولى في الجدول الدوري نلاحظ من الجدول ادناه الزيادة الواضحة في قيمة z^* مع زيادة العدد الذري يقابلها النقصان في قيمة نصف القطر:

Element	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Atomic Nr.	3	4	5	6	7	8	9	10
Electron Configuration	[He]2S ¹	[He]2S ²	[He]2S ² 2P ¹	[He]2S ² 2P ²	[He]2S ² 2P ³	[He]2S ² 2P ⁴	[He]2S ² 2P ⁵	[He]2S ² 2P ⁶
z^*	1.3	1.95	2.6	3.25	3.9	4.55	5.2	5.85
Atomic Radii (r) A°	1.67	1.12	0.87	0.67	0.56	0.48	0.42	0.38

2- العناصر المرتبة في زمرة (مجموعة) واحدة (ترتيب عمودي للعناصر).
 (يمكننا تمييز عناصر الزمرة الواحدة من خلال تشابهها بعدد الإلكترونات في غلافها الإلكتروني الأخير (غلاف التكافؤ)).

يزداد نصف القطر الذري عبر الزمرة الواحدة بزيادة العدد الذري للعناصر (كلما اتجهنا من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري في أي زمرة من زمرة الجدول الدوري)، وذلك بسبب الزيادة الطفيفة في قيمة z^* نتيجة لعامل الحجب مع زيادة قيمة n بدرجة ملحوظة.

(مثال) لعناصر المجموعة الأولى في الجدول الدوري نلاحظ من الجدول زيادة طفيفة لقيمة z^* مع زيادة العدد الذري يقابلها زيادة في قيمة نصف القطر:

Element	H	Li	Na	K	Rb	Cs
Atomic Nr.	1	3	11	19	37	55
Electron Configuration	1S ¹	[He]2S ¹	[Ne]3S ¹	[Ar]4S ¹	[Kr]5S ¹	[Xe]6S ¹
z^*	1.0	1.3	2.2	2.2	2.2	2.2
Atomic Radii (r) A°	0.53	1.67	1.90	2.43	2.65	2.98

ملاحظات حول انصاف الاقطار التساهمية

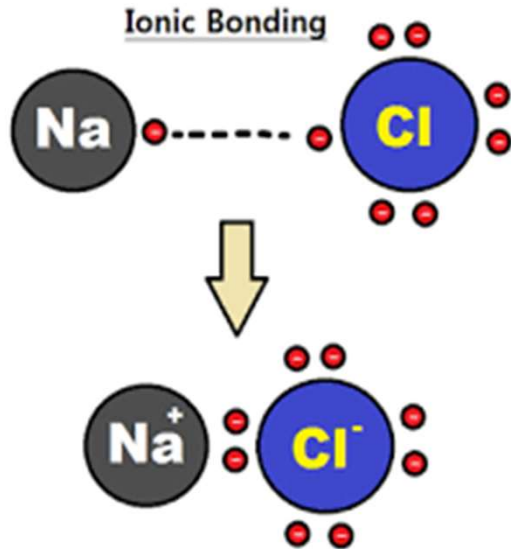
- **طول الاصرة C-C** هي المسافة بين نواتي ذرتي كاربون بينهما اصرة احادية، وجد انها تساوي 1.54 انكستروم وبذلك يكون نصف القطر التساهمي الاحادي للكاربون هو 0.77 انكستروم.
- انصاف الاقطار التساهمية للعناصر **لا تتغير بتغير المركبات** التي يدخل العنصر في تركيبها، فيمكننا اذاً حساب طول الاصرة التساهمية الاحادية بين ذرتي عنصرين معينين بمعرفة انصاف اقطارها. فمثلاً وجد ان طول الاصرة التساهمية الاحادية (C-Si) في مركبات مثل SiC أو $(CH_3)_4Si$ أنها تساوي 1.94 انكستروم، فهي تمثل نصف القطر التساهمي للـ C = 0.77 انكستروم ونصف القطر التساهمي للـ Si = 1.17 انكستروم.
- طول الاصرة بين ذرتي عنصرين **تقل كلما زادت رتبة الاصرة**، فمثلاً طول الاواصر (C-C) = 1.54 انكستروم، (C=C) = 1.34 انكستروم، (C≡C) = 1.20 انكستروم.
- نصف القطر التساهمي لعنصر **لا فلزي** مثل الكاربون **يساوي نصف القطر الذري** له.
- نصف القطر التساهمي لعنصر **فلزي** مثل البوتاسيوم يكون **اقل من نصف القطر الذري** له.

2- انصاف الأقطار الأيونية Ionic Radii

سؤال / ما هو نصف القطر الأيوني؟

يعرف نصف القطر الأيوني (نق r_0) بأنه: المسافة المحصورة بين نواتي أيونين احدهما موجب الشحنة والآخر سالب الشحنة في المركب الأيوني. وعليه سيكون نصف القطر الأيوني على نوعين:

- أ- نصف القطر للأيون الموجب (الكاتيون r^+) Cation Radii
- ب- نصف القطر للأيون السالب (الأنيون r^-) Anion Radii



وهذا يعني ان قيمة النصف القطر الأيوني هي مجموع نصفي قطري الأيونين الموجب والسالب.

$$r_0 = r^+ + r^-$$

مثال لمركب أيوني: كلوريد الصوديوم

أ- نصف القطر للأيون الموجب (الكاتيون r^+)

ملاحظة: يتكون الأيون الموجب M^+ نتيجة فقدان الذرة M للإلكترونات لتتحول من ذرة متعادلة غير مستقرة إلى أيون موجب أكثر استقراراً.

علي/ نصف القطر r^+ للأيون الموجب M^+ لعنصر ما $>$ نصف القطر r لذرته M ؟
الجواب/ لأن عدد الإلكترونات e في الأيون الموجب أقل من عدد البروتونات p^+ في النواة وهذا يؤدي إلى ازدياد قوة جذب النواة للإلكترونات (لأن قوة الجذب للنواة ستتوزع على عدد الكثرونات أقل فبذلك تزداد).
كما أنه يقل نصف قطر الأيون الموجب بازدياد عدد الشحنات الموجبة على الأيون أي أنه يقل نصف القطر كلما زاد حالة التكافؤ للأيون الموجب، والسبب في ذلك هو ازدياد تأثير النواة على الكثرونات الغلاف الخارجي مع نقصان عدد الكثرونات.

مثال ذلك/ نصف القطر لأيون الكوبلت الثلاثي أقل من نصف القطر لأيون الكوبلت الثنائي، والأخير هو أقل من ذرة الكوبلت $C_0 > C_0^{+2} > C_0^{+3}$

ب- نصف القطر للأيون السالب (الأيون - r)

ملاحظة: يتكون الأيون السالب M^- نتيجة اكتساب الذرة M للإلكترونات لتتحول من ذرة متعادلة غير مستقرة إلى أيون سالب أكثر استقراراً.

علي/ نصف القطر r^- للأيون السالب M^- لعنصر ما $<$ نصف القطر r لذرته M ؟

الجواب/ لأن عدد الإلكترونات e في الأيون السالب أكبر من عدد البروتونات p^+ في النواة ، وهذا يؤدي إلى قلة قوة جذب النواة للإلكترونات (لأن قوة الجذب للنواة ستتوزع على عدد الكثرونات أكبر فبذلك تقل).

كما أنه يزداد نصف قطر الأيون السالب بزيادة عدد الشحنات السالبة على الأيون أي أنه يزداد نصف القطر كلما زاد حالة التكافؤ للأيون السالب، والسبب في ذلك هو قلة تأثير شحنة النواة على الكثرونات الغلاف الخارجي مع زيادة عدد الإلكترونات.

مثال ذلك/ نصف القطر لأيون الأوكسيد الثلاثي أكبر من نصف القطر لأيون الأوكسيد الثنائي، والأخير هو أكبر من ذرة الأوكسجين $O^{-3} < O^{-2} < O$

مصادر المحاضرة:

1- الكيمياء اللاعضوية القسم الأول، تأليف د. نعمان النعيمي وجماعته ، 1976 .

2- Inorganic chemistry, third edition, Catherine E. and others, 2008.