

انفوجرافيك لمادة الكيمياء للسنة العاشرة

الفصل الدراسي الأول



إعداد المعلمة :
أ. غدير العتيبي

رئيسة القسم :
أ. سهام بو عباس

الموجه افني :
أ. ابتسام المطيري
أ. منى الرشيدى

مديرة المدرسة :
أ. سارة المطيري

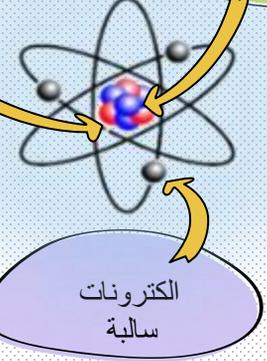


تطور النماذج الذرية

نموذج

نيوترونات متعادلة

بروتونات موجبة



الكترونات سالبة

الفلك الذري

المنطقة الفراغية التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الالكترون

السحابة الالكترونية

هي منطقة في الفضاء المحيط بالنواة ويحتمل وجود الالكترون فيها في كل الاتجاهات والابعاد



كمية الطاقة اللازمة لنقل الالكترون من مستوى الطاقة الساكن فية الى مستوى طاقة اعلى

كم الطاقة

معظم الذرة فراغ وحجم النواة صغير جدا

تشبة الذرة المجموعة الشمسية

حين يدور الالكترون حول النواه يخضع لقوتين قوة جذب النواه والقوة المركزية الناشئة من الدوران

تتركز كتلة الذرة في النواه

الالكترونات تدور في مدارات خاصة

الذرة متعادلة كهربائيا

يوجد في الذرة نوعان من الشحنات موجبة في النواه (البروتونات وسالبة حول النواه (الكترونات)

نظرية رذرفورد

نظرية بور

طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين

1

للذرة عدد من المدارات لها نص قطر ثابت وطاقة محددة

2

لا يشع الالكترون الطاقة ولا يمتصها مادام في المسار نفسه حول النواة

3

يمكن للالكترون ان ينتقل من مستوى طاقة الى اخر اذا غير طاقته بما يتناسب مع طاقة المستوى الجديد

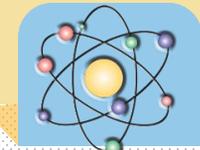
4

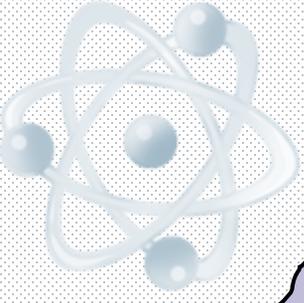
يدور الالكترون حول النواة في مدار ثابت

النموذج الميكانيكي الموجي للذرة

نموذج يصف موضع الالكترون وشكل حركته حول النواه واتجاه محور حركته حول النواه وتم بعد ذلك إضافة عدد كم رابع يصف اتجاه حركة الالكترون حول نفسه

- عدد الكم الرئيسي
- عدد الكم الثانوي
- عدد الكم المغناطيسي
- عدد الكم المغزلي





لعمركم

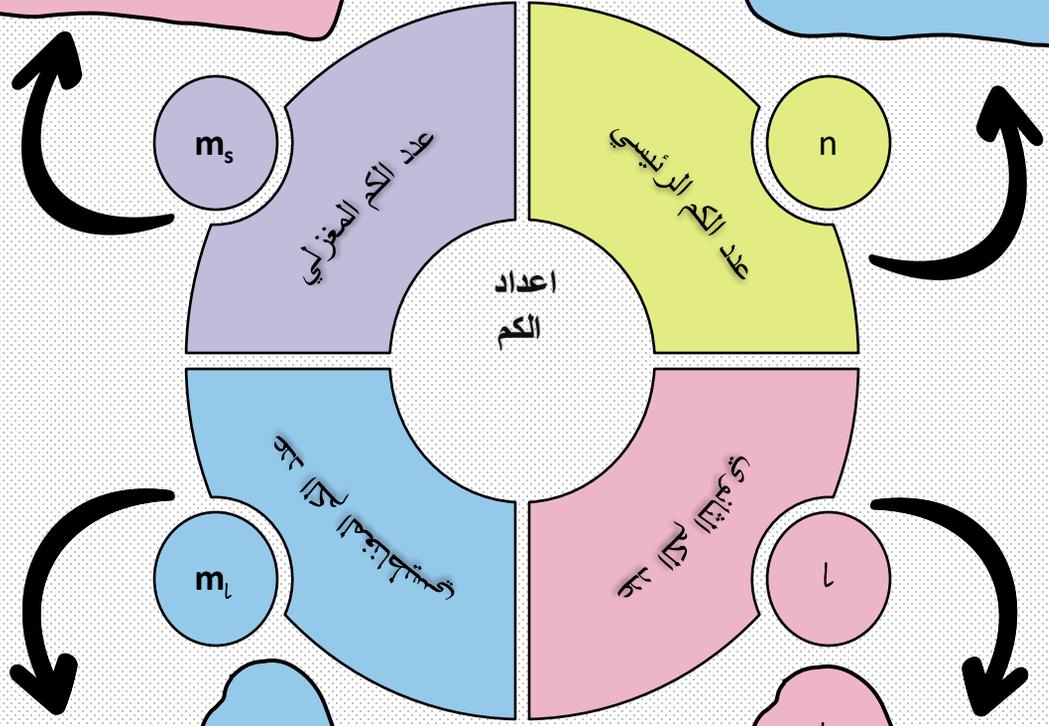
أعداد الكم

m_s

هو عدد الكم الذي يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره
 يأخذ القيم $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$

n

العدد الذي يحدد مستويات الطاقة في الذرة
 $n=1,2,3,4,5,6,7$
 K,L,M,N ,O,P,Q
 لمعرفة اقصى عدد الالكترونات التي يمكن ان تتواجد كل مستوى طاقة في الذرة من العلاقة التالية ($2n^2$)



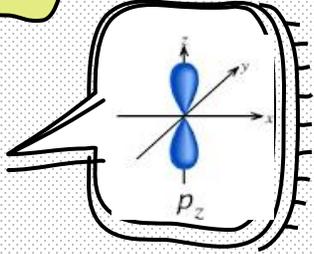
m_l

هو العدد الذي يحدد عدد الافلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهاتها في الفراغ
ويأخذ قيمة عدد صحيح من l الى $-l$
 $-l \leq m_l \leq l$
 $l = 2$
 $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$

l

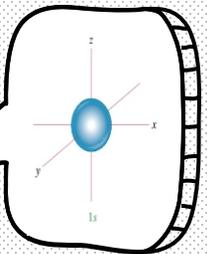
هو العدد الذي يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة
 $0 \leq l \leq n-1$
 s, p, d, f
 0, 1, 2, 3

الفلك p



عبارة عن فصين متقابلين عند الرأس حيث تنعدم الكثافة الالكترونية ويتكون تحت مستوى الطاقة من ثلاث افلاك متساوية في الطاقة عن بعضها البعض وتختلف عن بعضها بالاتجاهات

الفلك s



له شكل كروي واتجاه محتمل واحد ويكون احتمال تواجد الالكترون في أي اتجاه من النواه متساويا

استثناء .. علل : يملئ تحت المستوى 4s قبل تحت المستوى 3d بالالكترونات ؟
 لان تحت المستوى 4s اقل طاقة من تحت المستوى 3d لذلك يملئ أولا بالالكترونات حسب مبدأ اوفباو

ترتيب الالكترونات في الذرات

الترتيبات
الالكترونية



الطرق التي تترتب بها
الالكترونات حول انوية الذرات

الترتيب في مستويات الطاقة الرئيسية

2, 6

2, 8, 8

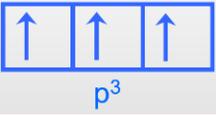
2, 8, 8, 2

مبدأ باولي للاستبعاد

في ذرة ما , لا يوجد إلكترونان لها اعداد الكم الأربعة نفسها

قاعدة هوند

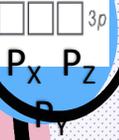
تتص على ان الالكترونات تملأ افلاك تحت مستوى الطاقة الواحد, كل إلكترون بمفرده باتجاه الغزل نفسه ثم تبدأ بالازدواج في الافلاك تبعا باتجاه غزل معاكس



مبدأ البناء التصاعدي
(اوفباو)

لا بد للإلكترونات ان تملأ تحت المستويات ذات الطاقة المنخفضة أولا ثم تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة الأعلى

قواعد الترتيب الالكتروني



افلاك تحت المستوى P
(P_x, P_z, P_y) متساوية في الطاقة وتنطبق هذه القاعدة على افلاك تحت المستوى ماعدا f, d

S

تحت المستوى S هو دائما الأقل طاقة في تحت مستويات أي مستوى طاقة رئيسي

الترتيب في تحت مستويات الطاقة



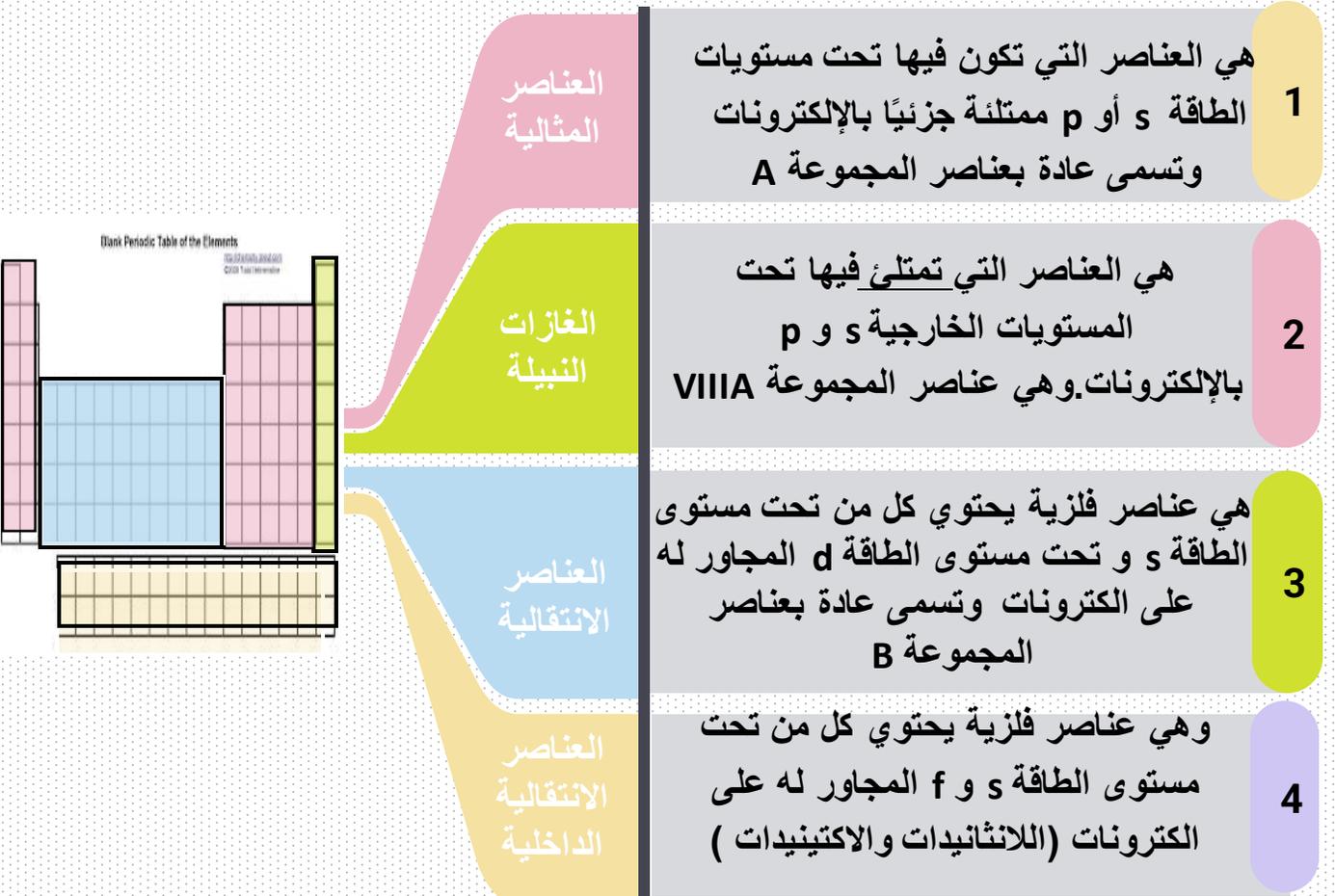
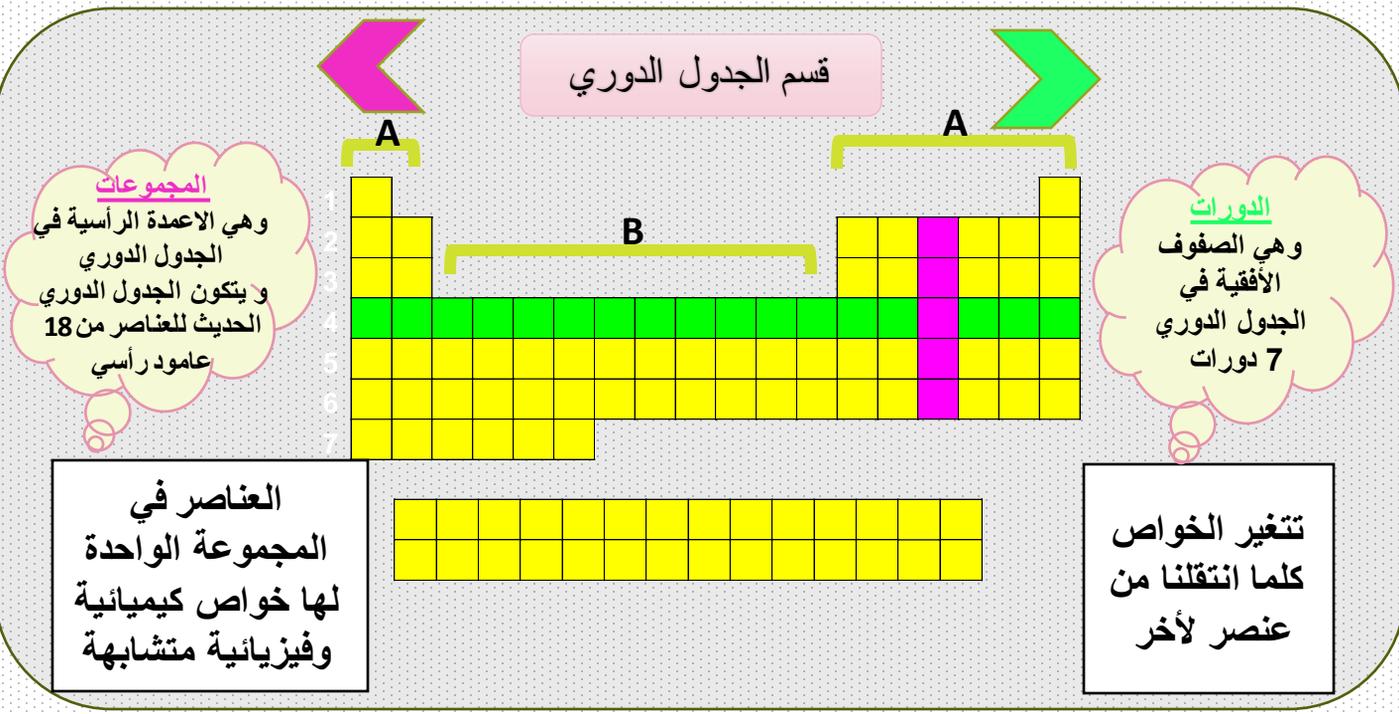
تطور الجدول الدوري

رُتبت العناصر حسب
الاعداد الذرية
الجدول
الدوري الحديث

رُتبت العناصر حسب
الكتل الذرية
جدول مندلييف

القانون الدوري

عند ترتيب العناصر بحسب ازدياد العدد الذري يحدث تكرر دوري للصفات الفيزيائية والكيميائية



تقسيم العناصر

لها سالبية كهربائية اكبر من
الفلزات الانتقالية الأولى و اكبر
من الفلزات القلوية والقلوية
الأرضية.
درجة الانصهار ودرجة الغليان
اقل من الفلزات الانتقالية، كما
انها اقل صلابة

توصيل كهربائي عالي
لها لمعان
قابلية السحب و الطرق
80 % من العناصر
فلزات صلبة في درجة
حرارة الغرفة ماعدا فلز
واحد وهو الزئبق

الفلزات

المجموعة 1A وتعرف
بالفلزات القلوية/ المجموعة 2A
الفلزات القلوية الأرضية/
وتشمل أيضاً عناصر الانتقالية و
عناصر الانتقالية الداخلية
و تكون هذي العناصر
المجموعة B

هي فلزات تحت المستوى
p وتقع بين اشباه الفلزات
و الفلزات الانتقالية

تقع في الجزء الأيمن
العلوي من الجدول
الدوري (الهالوجينات
من بينها 7A المجموعة
الكلور والبروم)
(مجموعة الغازات النبيلة
8A المجموعة

تقع على الخط المتعرج على
هيئة سلم والمرسوم بين
البورون والاساتين

اللافلزات

ضعيفة في توصيل التيار
الكهربائي
ليس لها لمعان كالفلزات
غير قابلة للسحب والطرق

اشباه الفلزات

لها صفات متوسطة بين
الفلزات و اللافلزات

الميل الدورية

نصف القطر الذري

هو نصف المسافة بين ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة.

الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة ونزع الكترون من الذرة في الحالة الغازية.

طاقة التأين

الميل الالكتروني

كمية الطاقة المنطلقة عند إضافة الكترون الى ذرة غازية متعادلة لتكوين ايون سالب في الحالة الغازية.

هي ميل ذرات العناصر لجذب الالكترونات, عندما تكون مرتبطة كيميائيا بذرات عنصر اخر.

السالبية الكهربية

يقل الحجم
الذري

تزداد طاقة
التأين

يزداد الميل
الالكتروني

تزداد السالبية
الكهربية

1 H hydrogen 1.008																	2 He helium 4.003
3 Li lithium 6.941	4 Be beryllium 9.012											5 B boron 10.81	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 32.06	17 Cl chlorine 35.45	18 Ar argon 39.948
19 K potassium 39.098	20 Ca calcium 40.078	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titanium 47.88	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 72.63	33 As arsenic 74.922	34 Se selenium 78.96	35 Br bromine 79.904	36 Kr krypton 83.798
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 95.94	43 Tc technetium 98	44 Ru ruthenium 101.07	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.37	47 Ag silver 107.87	48 Cd cadmium 112.41	49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimony 121.76	52 Te tellurium 127.6	53 I iodine 126.91	54 Xe xenon 131.29
55 Cs cesium 132.91	56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.85	75 Re rhenium 186.21	76 Os osmium 190.23	77 Ir iridium 192.22	78 Pt platinum 195.08	79 Au gold 196.97	80 Hg mercury 200.59	81 Tl thallium 204.38	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 208.98	84 Po polonium 209	85 At astatine 210	86 Rn radon 222
87 Fr francium 223	88 Ra radium 226	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium 261	105 Db dubnium 262	106 Sg seaborgium 266	107 Bh bohrium 264	108 Hs hassium 277	109 Mt meitnerium 268	110 Ds darmstadtium 285	111 Rg roentgenium 282	112 Cn copernicium 285	113 Nh nihonium 284	114 Fl flerovium 289	115 Mc moscovium 288	116 Lv livermorium 293	117 Ts tennessine 289	118 Og oganeson 294
57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium 145	62 Sm samarium 150.36	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.967			
89 Ac actinium 227	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium 237	94 Pu plutonium 244	95 Am americium 243	96 Cm curium 247	97 Bk berkelium 247	98 Cf californium 251	99 Es einsteinium 252	100 Fm fermium 257	101 Md mendelevium 258	102 No nobelium 259	103 Lr lawrencium 260			

الترتيب الألكتروني في الرابطية الأيونية

هي الأشكال التي
توضح إلكترونات
التكافؤ في صورة
نقاط

الترتيبات
النقطية

الكترونات
التكافؤ

هي الإلكترونات
الموجودة في أعلى
مستوى طاقة مشغول
في ذرات العنصر

عل: الكترونات التكافؤ هي
الوحيدة التي تظهر في الترتيبات
الالكتروني النقطية؟

لأنها الالكترونات الوحيدة التي تستخدم عادة في
تكوين الروابط الكيميائية

إلكترونات التكافؤ هي التي تدخل في تكوين
الروابط الكيميائية في المركبات

يرتبط عدد إلكترونات التكافؤ برقم
المجموعة في الجدول الدوري



قاعدة الثمانية

$ns^2 np^6$

التي تنص على أن
الذرات تميل إلى بلوغ
الترتيب الإلكتروني
الخاص بالغاز النبيل
خلال عملية تكوين
المركبات

الترتيبات النقطية للكاتيونات والانيونات

اللافلزات

تميل إلى اكتساب إلكترونات لتصل
إلى ثمانية إلكترونات كاملة
وتتحول إلى أيون سالب مثل
عناصر المجموعات 5A, 6A, 7A

الفلزات

تميل إلى فقدان إلكترونات
التكافؤ لتبقى ثمانية إلكترونات
كاملة
في مستوى الطاقة الأقل تتحول
إلى أيونات موجبة (كاتيونات)
مثل عناصر المجموعات
1A, 2A, 3A

تكايفو عناصر 6A
2

تكايفو عناصر 7A
1

تكايفو عناصر 5A
3

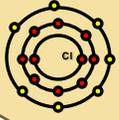
تكايفو عناصر 2A
2

تكايفو عناصر 1A
1

تكايفو عناصر 3A
3

فلز (يفقد إلكترون) + لافلز (يكتسب إلكترون)
=
رابطة أيونية

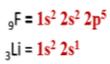
الرابطة الأيونية



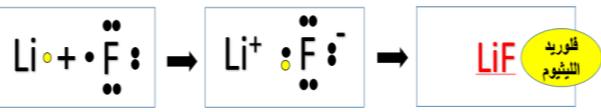
بأستخدام الترتيب النقطي وضح كيف
يتم تكوين الرابطة بين الذرتين

الرابطة الأيونية

قوى التجاذب
الإلكتروستاتيكية التي
ترتبط بين الأيونات
المختلفة في الشحنة



*الفلور F ، الليثيوم Li :

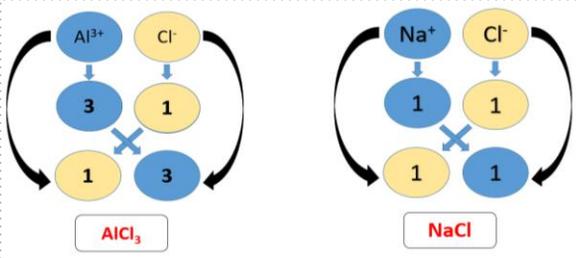


المركبات الأيونية

المركبات التي تتكون من
مجموعات متعادلة كهربائياً
من الأيونات المرتبطة
ببعضها بقوى
إلكتروستاتيكية

وحدة الصيغة

أقل نسبة عددية
صحيحة من
الكاتيونات إلى
الأيونات لأي عينة
من مركب أيوني



خواص المركبات الأيونية

جميع المركبات الأيونية مركبات صلبة بلورية

يمتاز كلوريد الصوديوم والمركبات الأيونية
الأخرى بارتفاع درجة الغليان ودرجة الانصهار

توصل المركبات الأيونية التيار الكهربائي
الحالة المنصهره وفي حالة المحاليل

المركبات الأيونية في الحالة الصلبة لا توصل
التيار الكهربائي

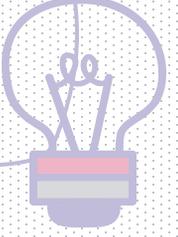
لا فلز + لا فلز = رابطة تساهمية



الرابطة التساهمية

قاعدة الثمانية الخاصة بالرابطة التساهمية

تحدث المساهمة بالالكترونات إذا اكتسبت الذرات المشاركة في تكوين الرابطة التساهمية الترتيبات الالكترونية الخاصة بالغازات النبيلة



الرابطة التساهمية الاحادية



تتشارك فيها الذرتان زوج من الالكترونات

الرابطة التساهمية الثلاثية



تتشارك فيها الذرتان 3 أزواج من الالكترونات



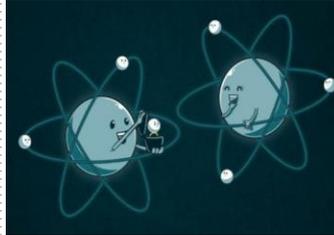
تتشارك فيها الذرتان زوجين من الالكترونات

الرابطة التساهمية الثنائية

هي الرابطة التي تساهم فيها ذرة واحدة بكل الكترونات الرابطة

الرابطة التساهمية التناسقية

الذرة المانحة : هي الذرة التي تمنح زوج من الالكترونات الرابطة



الذرة المستقبلية : هي الذرة التي تستقبل زوج من الالكترونات الرابطة

أزواج الالكترونات الغير مشاركة أو الغير مرتبطة إلكترونيات التكافؤ التي لم تساهم في تكوين الرابطة بين الذرات

