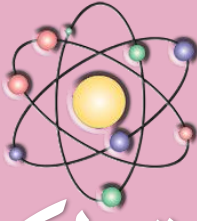
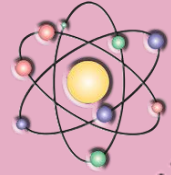


الإدارة العامة لمنطقة
الفروانية التعليمية
ثانوية درة الهاشمية



انفوجرافيك لمادة الكيمياء للسنة العاشرة

الفصل الدراسي الأول



إعداد المعلمة :

أ. غدير العتيبي

الموجه افني :

أ. ابتسام المطيري

أ. منى الرشدي

مديرة المدرسة :

أ. سارة المطيري

رئيسة القسم :

أ. سهام بو عباس



تطور النماذج الذرية

نيوترونات متعادلة

بروتونات موجبة

الكترونات سالبة



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

كم الطاقة

الفلك الذري

المنطقة الفراغية التي يكون فيها اكبر احتمال لوجود الالكترتون

السحابة الالكترونية

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

معظم الذرة فراغ وحجم النواة صغير جدا

تشبة الذرة المجموعة الشمسية

حين يدور الالكترتون 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 (بروتونات 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 الالكترتون الطاقة ولا يمتصها ما دام في المسار نفسه حول النواة

3

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

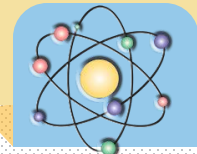
4

يدور الالكترتون حول النواة في مدار ثابت

النموذج الميكانيكي الموجي للذرة

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

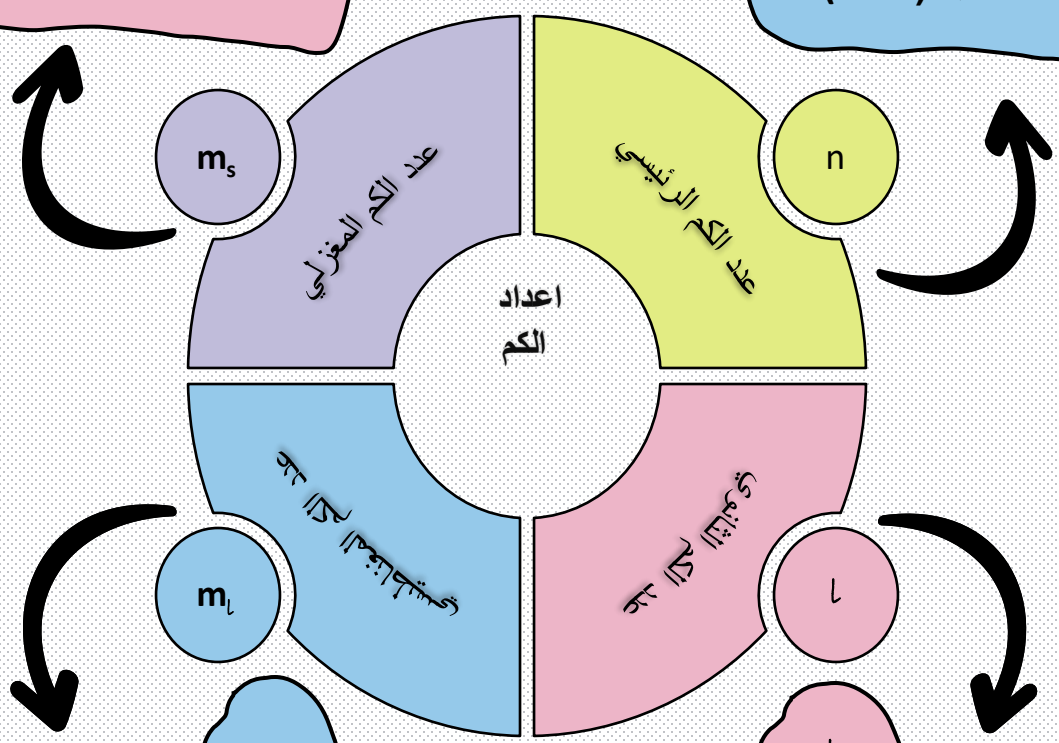
يأخذ القيم $+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$

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 $l+1$ الى $l-1$

$l \leq 0 \leq l$

$l = 2$

$m_l = -2, -1, 0, +1, +2$

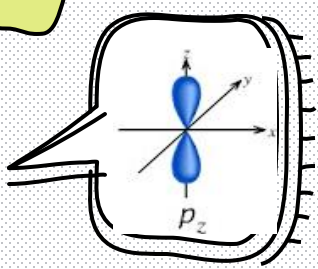
l

هو العدد الذي يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة

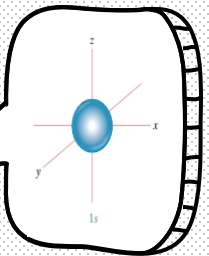
$0 \leq l \leq n-1$

s , p , d , f
0 , 1 , 2 , 3

الفلك p



الفلك s



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

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

استثناء .. علل : يملأ تحت المستوى 4s قبل تحت المستوى 3d بالالكترونات ؟
لأن تحت المستوى 4s أقل طاقة من تحت المستوى 3d لذلك يملأ أولاً بالالكترونات حسب مبدأ أوفباو

ترتيب الالكترونات في الذرات

الترتيبات
الالكترونية



الطرق التي تترتب بها
الالكترونات حول انوية الذرات

الترتيب في مستويات الطاقة الرئيسية

$2, 6 : 2s$

$2, 8, 8 : 3s$

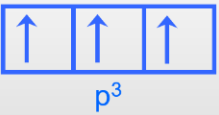
$2, 8, 8, 2 : 4s$

مبدأ باولي للاستبعاد

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

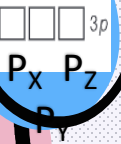
قاعدة هوند

تنص على ان الالكترونات تملأ افلاك تحت مستوي الطاقة الواحد، كل إلكترون بمفرده باتجاه الغزل نفسه ثم نبدأ بالازدواج في الافلاك تبعا باتجاه غزل معاكس



مبدأ البناء التصاعدي
(أوفباو)

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



افلاك تحت المستوى P
(p_x, p_z, p_y) متساوية في الطاقة وتطبق هذه القاعدة على افلاك تحت المستوى ماعدا f, d

قواعد الترتيب الالكتروني

الترتيب في تحت مستويات الطاقة



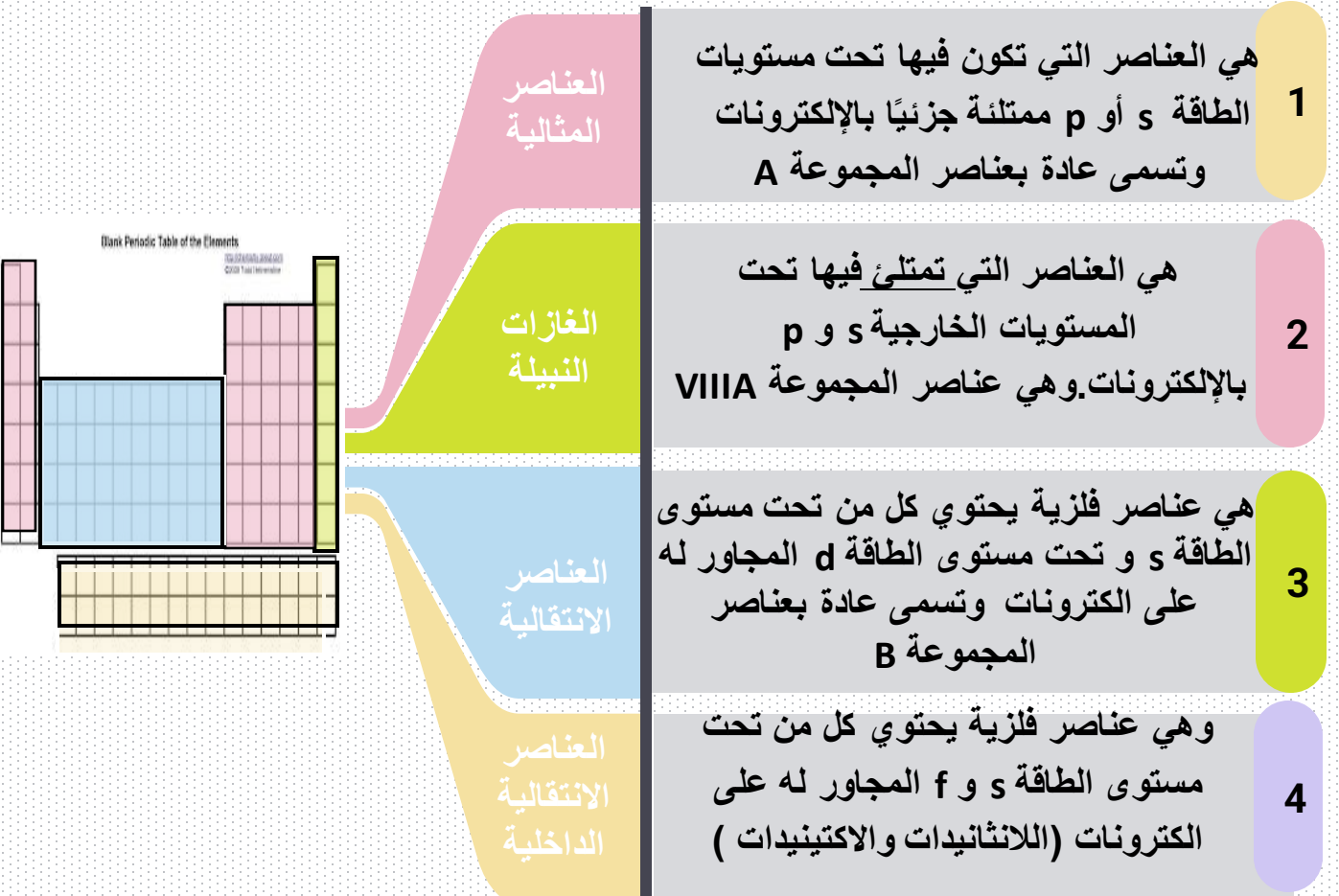
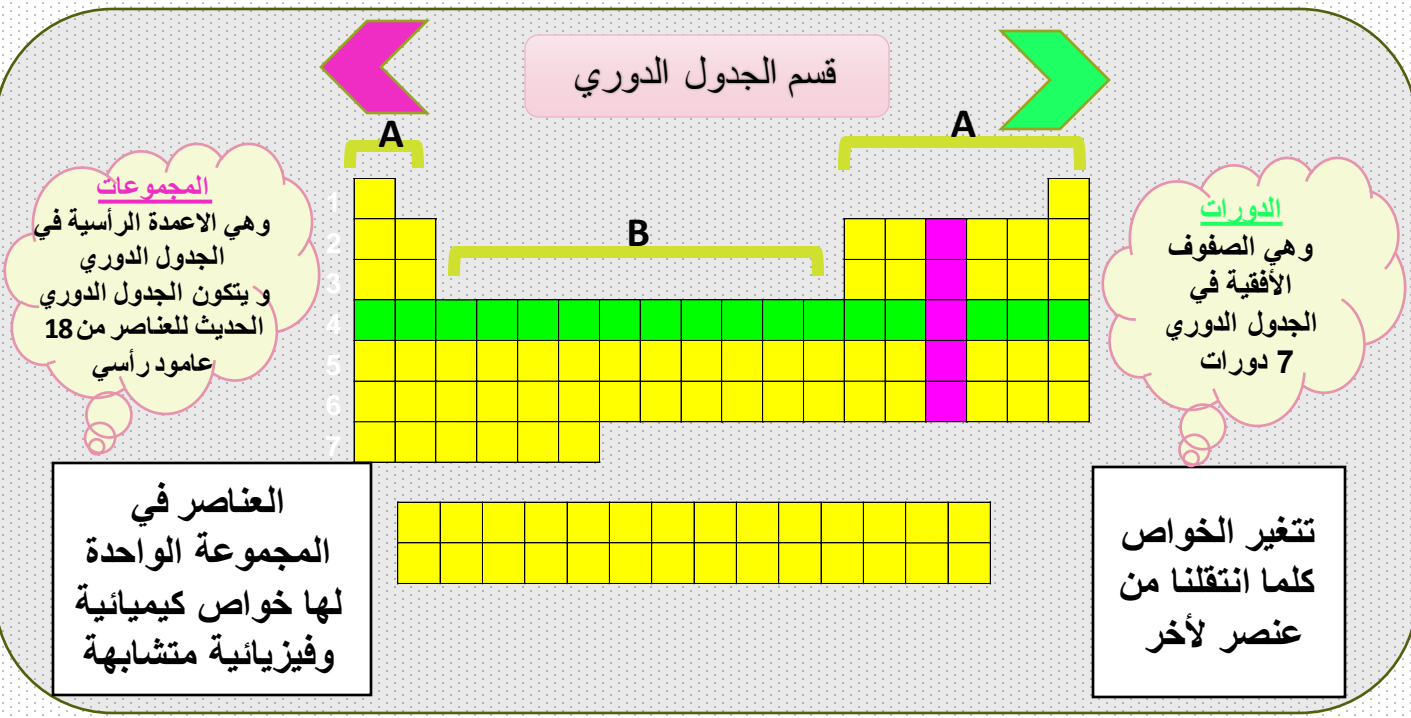
S

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



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 والاسستاتين

اللافلزات

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

اشباه الفلزات

لها صفات متوسطة بين
الفلزات و اللافلزات

هو نصف المسافة بين ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة.

طاقة التأين

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

السالبية الكهربائية

تزداد السالبية
الكهربائية

1 H hydrogen 1.00794 (1.00783, 1.00806)																	2 He helium 4.002602						
3 Li lithium 6.941 (6.938, 6.944)	4 Be beryllium 9.0122																	5 B boron 10.81 (10.806, 10.811)	6 C carbon 12.011 (12.009, 12.011)	7 N nitrogen 14.007 (14.006, 14.007)	8 O oxygen 15.999 (15.999, 15.999)	9 F fluorine 18.998	10 Ne neon 20.180
11 Na sodium 22.990	12 Mg magnesium 24.304 (24.304, 24.305)																	13 Al aluminum 26.982	14 Si silicon 28.086 (28.086, 28.087)	15 P phosphorus 30.974	16 S sulfur 32.06 (32.059, 32.061)	17 Cl chlorine 35.45 (35.447, 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 47.887	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 78.96	35 Br bromine 79.904 (79.904, 79.907)	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 98.906	44 Ru ruthenium 101.07	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.42	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 126.905	54 Xe xenon 131.29						
55 Cs cesium 132.91	56 Ba barium 137.33	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 (204.38, 204.39)	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	88 Ra radium	actinoids		104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganeson					
57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium	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	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium									

الترتيب الالكتروني في الرابطه الأيونية

هي الاشكال التي
توضح إلكترونات
التكافؤ في صورة
نقاط

الترتيبات
النقطية

الالكترونات
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 أنيون 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

تكايف عناصر 6A
2

تكايف عناصر 7A
1

تكايف عناصر 5A
3

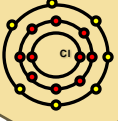
تكايف عناصر 2A
2

تكايف عناصر 1A
1

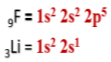
تكايف عناصر 3A
3

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

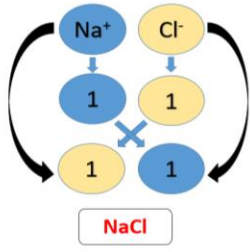
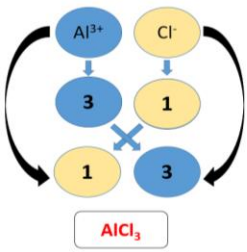
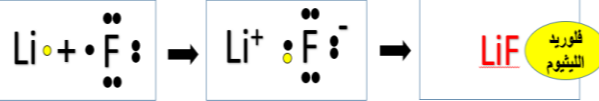
الرابطة الأيونية



بأستخدام الترتيب النقطي وضح كيف
يتم تكوين الرابطة بين الذرتين



*الفلور ${}_{9}\text{F}$ ، الليثيوم ${}_{3}\text{Li}$:



الرابطة الأيونية

قوى التجاذب
الإلكتروستاتيكية التي
تربط بين الأيونات
المختلفة في الشحنة

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 المنصهرة وفي حالة المحاليل

المركبات الأيونية في الحالة الصلبة لا توصل
التيار الكهربائي

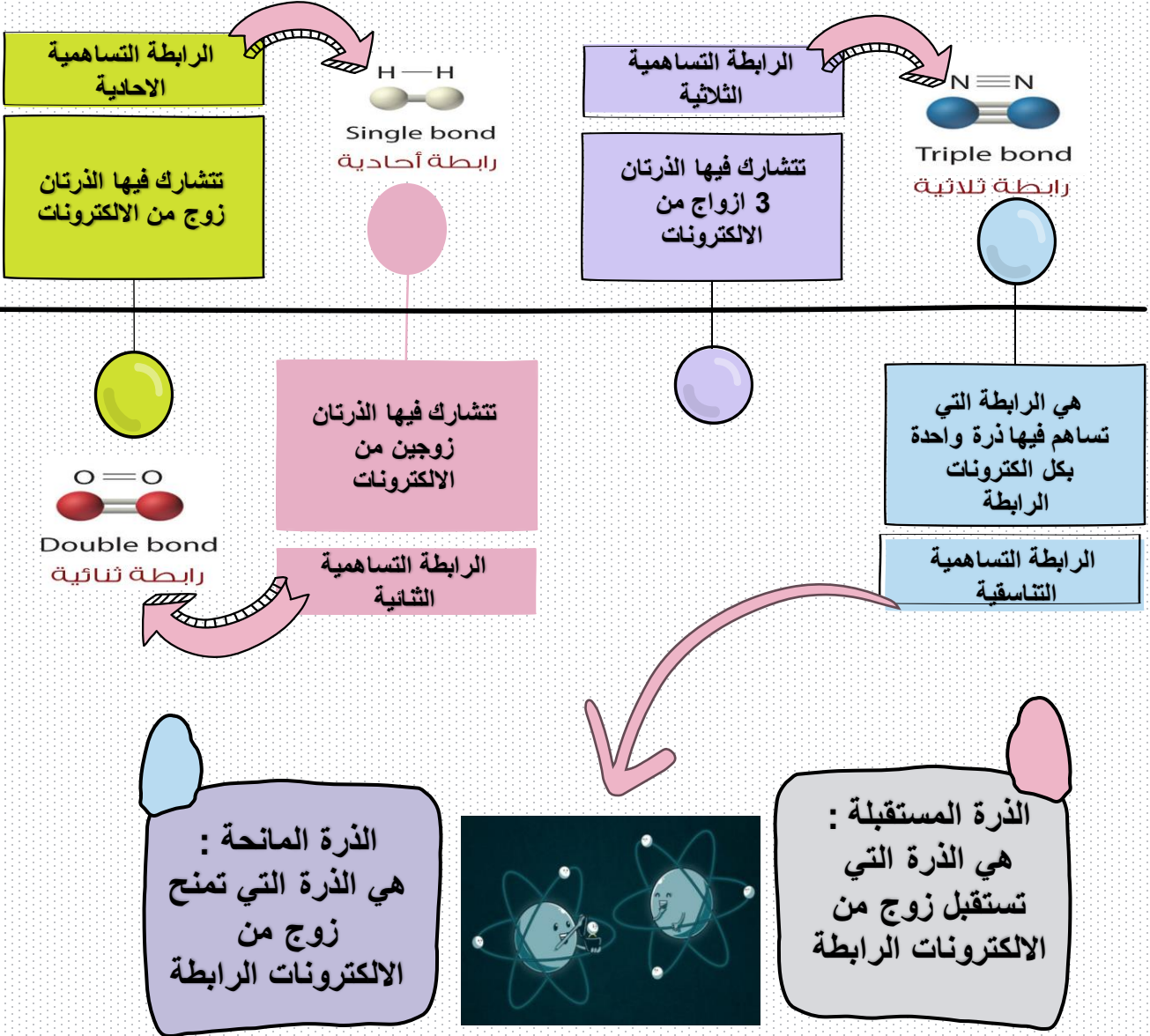
لا فلز + لا فلز = رابطة تساهمية



الرابطة التساهمية

قاعدة الثمانية الخاصة بالرابطة التساهمية

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



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

