تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج البحرينية

*للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

https://almanahj.com/bh

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف التاسع اضغط هنا

https://almanahj.com/bh/9

* للحصول على جميع أوراق الصف التاسع في مادة علوم ولجميع الفصول, اضغط هنا

https://almanahj.com/bh/9science

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف التاسع في مادة علوم الخاصة بـ الفصل الثاني اضغط هنا

https://almanahj.com/bh/9science2

* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ الصف التاسع اضغط هنا

https://almanahj.com/bh/grade9

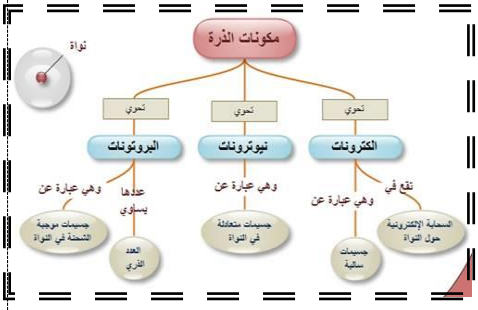
* لتحميل جميع ملفات المدرس ELDIAN .M. MR اضغط هنا

للتحدث إلى بوت على تلغرام: اضغط هنا almanahjbhbot/me.t//:https

الدرس الأول : اتحاد الذرات

البناء الذري:

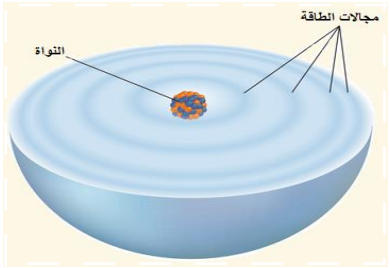
- الذرة مكونة من نواة تحتوي على بروتونات ونيوترونات تدور حولها إلكترونات في فراغات تدعى السحابة الإلكترونية

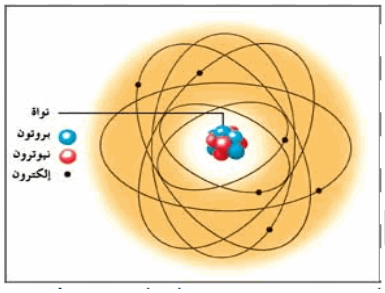


لا يمكن تحديد موقع ها لسرعتها الهائلة ويتوقع المكان يمكن أن تكون فيه .

ترتيب الالكترونات (التوزيع الإلكتروني)

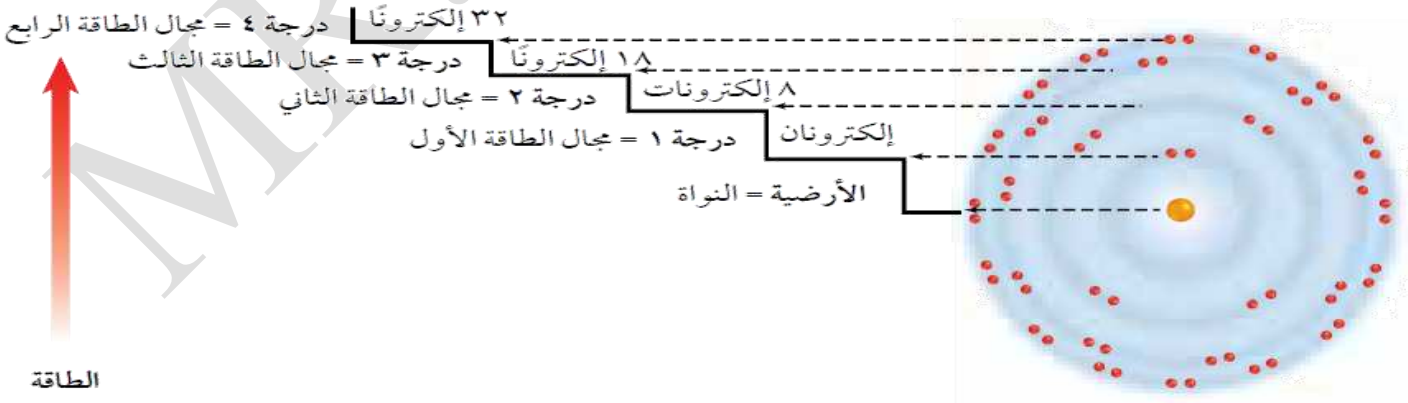
- تدور الالكترونات في مستويات طاقة (المناطق المختلفة التي توجد فيها الالكترونات)
- لكل مستوى طاقة استيعاب قصوى لعدد من الإلكترونات حسب المعادلة التالية عدد الإلكترونات = ٢ ن ٢ (ن رقم المستوى)





المستوى	عدد الإلكترونات	
الأول	٢	
الثاني	٨	
الثالث	١٨	
الرابع	٣٢	
الخامس	٣٢	لا ينطبق القانون هنا لأن إذ زاد عدد الإلكترونات عن ٣٢ فإن الذرة تصبح غير مستقرة
السادس	٣٢	
السابع	٣٢	

يتم تعبئة المستويات بالترتيب الأول فالثاني . . . ولا يبدأ تعبئة المستوى التالي إلا بعد اكتمال تعبئة المستوى السابق .



- عدد الإلكترونات في المستوى الأخير يحدد خواص العنصر . (وتعرف هذه الإلكترونات بإلكترونات التكافؤ)

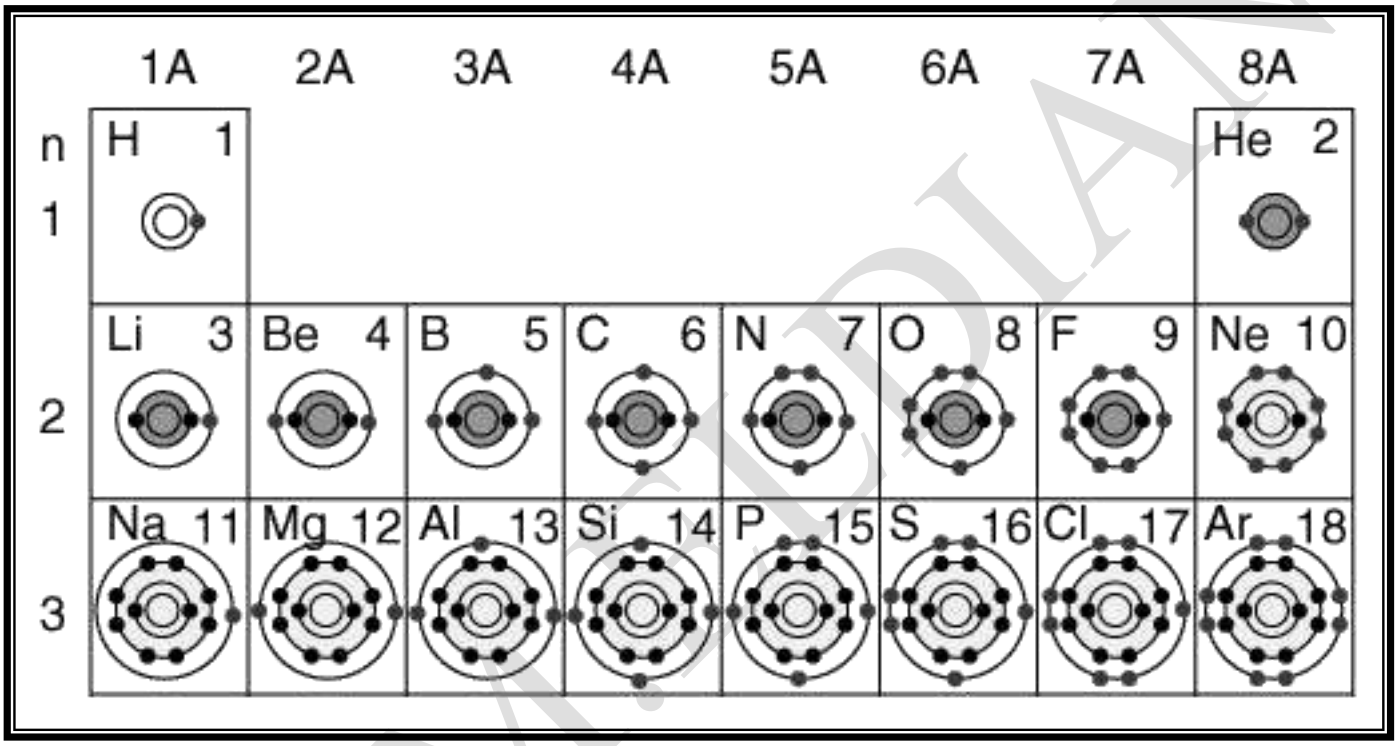
وهي التي يتم فقدها أو اكتسابها والمشاركة بها في التفاعلات الكيميائية.

MR.M.FLDIAN

الجدول الدوري ☚ تمثل الدورات في الجدول الدوري مستويات الطاقة السبعة فالدورة الأولى تمثل المستوى الأول بينما الدورة الثانية تمثل المستوى الثاني وهكذا .

☚ يزداد عدد الإلكترونات واحدا كلما تجهنا من اليسار لليمين في الدورة نفسها .

ملحوظة (موقع العنصر ف الجدول) عدد المستويات هو رقم الدورة ، عدد الالكترونات في المستوى الاخير هو رقم المجموعة



النشاط الكيميائي والتوزيع الإلكتروني:

☚ بالنسبة للفلزات: يزداد النشاط بازدياد عدد المستويات (زيادة الحجم من أعلى للأسفل في المجموعة ومن اليمين لليسار في الدورة) حيث تقل قوة جذب النواة فيسهل فقد الإلكترونات.

الفلزات القلوية : ☚ عناصر المجموعة الأولى ومنها الليثيوم – الصوديوم – البوتاسيوم – الروبيديوم .جميعا تنتهي بإلكترون في مستوى الطاقة الخارجي .

☚ يزداد النشاط للعنصر لأسف في المجموعة فيها لان مستوى الطاقة الخارجي أبعد عن لنواة (يسهل فقده) لذا السيزيوم في الدورة السادسة أكثر نشاط من الصوديوم في الدورة الثالثة .

MR.MEDIAN

☚ **بالنسبة للا فلزات:** يزداد النشاط بانخفاض عدد المستويات (نقص الحجم من الأسفل للأعلى في المجموعة ومن اليسار لليمين في الدورة)

مما يزيد قوة جذب النواة فيصعب فقد الإلكترونات بل يسهل كسبها .

الهالوجينات : ☚ عناصر المجموعة ١٧ (٧ الكترونات في مستوى الطاقة الاخير) .

☚ الفلور هو انشط عنصر فيها لان مستوى الطاقة الخارجي أقرب للنواة (أي لجذب الكترون سالب) .

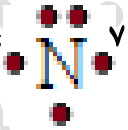
☚ كلما اتجهنا اسفل في المجموعة يقل النشاط (لبعد مستوى الطاقة الخارجي عن النواة) لذا البروم هو الاقل نشاطا .

الغازات النبيلة : ☚ تتميز بأن مستوى الطاقة الاخير لها مكتمل (فهي مستقرة) بها ٨ الكترونات عدا الهيليوم ٢ الكترون

☚ لا تتحد بسهولة مع العناصر الاخرى (أكثر العناصر استقرارا) ☚ تستخدم في صناعة المصابيح

☚ كان يعتقد أنها لا تتفاعل لذا اسموها (الغازات الخاملة) لكنها تتفاعل احيانا لذا اسموها (الغازات النبيلة) .

التمثيل النقطي للإلكترونات: عبارة عن رمز العنصر محاط بنقطة تمثل عدد الإلكترونات في مجال الطاقة الخارجي

نكتب النقاط على صورة أزواج على الجهات الأربع لرمز العنصر بوضع نقطة في الأعلى ثم اليمين ثم الأسفل ثم اليسار وبعد ذلك نضع نقطة خامسة في أعلى الرمز لعمل أزواج من النقاط مثال: النيتروجين ٧  ، الكلور ١٧ ، الاكسجين ٨

استخدام التمثيل النقطي : توضح كيفية ارتباط ذرات العناصر ببعضها البعض .

الروابط الكيميائية : القوى التي تربط بين ذرتين معا

الدرس الثاني : ارتباط العناصر

☚ تسعى العناصر للاستقرار وكي تستقر لا بد من أن يكون مجال الطاقة الخارجي لها مشبع بالإلكترونات (٨ إلكترونات) عدا الهيدروجين.

☚ لذلك تدخل العناصر التفاعلات الكيميائية مكونة مركبات أو تكون جزيئات وتكون الروابط الكيميائية

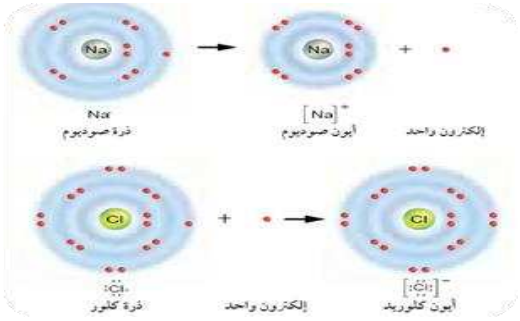
فالعناصر التي في مجالها الخارجي عدد أقل من ٤ إلكترونات تميل للفقد أما التي لها أكثر من ٤ إلكترونات فإنها تميل للاكتساب ليصبح لدى كل منها في مجاله الأخير ٨ إلكترونات أما التي لها ٤ إلكترونات في مجالها فإنها تميل للاشتراك لا الفقد ولا الاكتساب.

MR.MELDIAN

أنواع الروابط

الرابطة الأيونية

- تتكون بفقد عنصر لإلكتروناته الخارجية وكسب الآخر لها ليصبح العنصر الفاقد أيون موجب والآخر سالب
- وتتكون الرابطة نتيجة قوة جذب قوية بين الأيونين وتسمى المركبات الناتجة عنها مركبات أيونية وهي أقوي الروابط الكيميائية
- والمركبات الأيونية صلبة ذات درجات انصهار عالية
- عناصر المجموعتين (١ و ٢) تكون رابطة أيونية عند تفاعلاتها أما المجموعة الثالثة عشرفتكونها في الغالب
- تختلف عدد الالكترونات المكتسبة والمختلفة باختلاف العنصر (بعدد الالكترونات التكافؤ) التي يمتلكها العنصر.

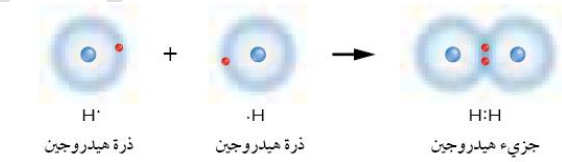


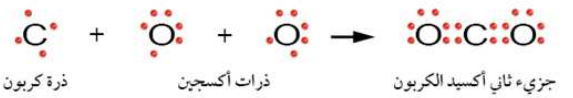
الرابطة التساهمية

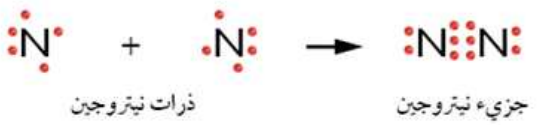
- تتكون باشتراك عنصرين بزوج الكترون (من كل عنصر إلكترون) دون أن يحدث فقدان أو اكتساب للإلكترونات ليدور حول كلا الذرتين (فيكون المستوى مكتمل لبعض الوقت)
- تسمى المركبات الناتجة بالمركبات التساهمية أو الجزيئية . (وحدته الاساسية الجزيء)
- هي أضعف من الروابط الأيونية ومركباتها بعضها غازية وبعضها سائلة وبعضها صلبة ذات درجات غليان أو انصار منخفضة.
- يميل الهيدروجين وعناصر المجموعة الرابعة عشر لتكوينها.

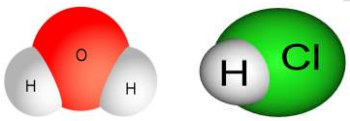
أنواع الروابط التساهمية

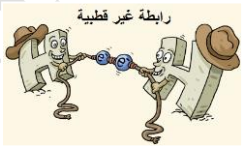
حسب عدد الأزواج المشتركة	حسب استئثار العناصر بالزوج المشترك
أحادية :تشترك الذرتين بزوج واحد فقط	١. **رابطة تساهمية قطبية:** عندما يستأثر أحد العنصرين بالزوج المشترك أكثر من الآخر (بسبب الاختلاف في قطر الذرة) كما في الماء وكلوريد الهيدروجين
ثنائية : تشترك الذرتين بزوجين	٢. **غير قطبية:** عندما لا يمكن لأي من العنصرين الاستئثار بالزوج المشترك كما في جزيئات العنصر الواحد
ثلاثية : تشترك الذرتين بثلاثة أزواج	

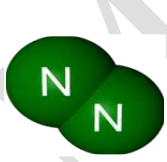






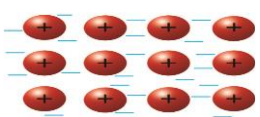






الرابطة الفلزية

- تنتج بسبب قوى التجاذب بين الإلكترونات في المجال الخارجي بالنواة من جهة وبنوى الذرات الأخرى من جهة أخرى.
- هي رابطة خاصة تتكون بسبب كون الإلكترونات في المجال الخارجي للفلزات منفردة غير مترابطة بشكل كبير..... لذلك يصبح الفلز الصلب مجموعة من الأيونات الموجبة تسبح حولها إلكترونات بحرية تامة مما يسمح بـــ(توصيل التيار الكهربائي)
- تؤثر هذه الرابطة على خواص الفلز فتمنع تكسر الفلز عند الطرق أو السحب
- بل تترتب طبقات من ذرات الفلز فوق بعض مما يجعلها متماسكة .

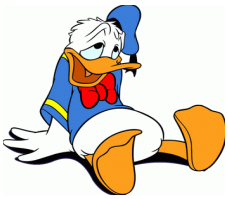


MR.MEDIAN

صيغ المركبات وتسميتها: ١ . صيغ المركبات:

☚ تستخدم للتعبير عن المركبات باستخدام رموز العناصر المكونة له وأرقام تدل على عدد ذرات كل عنصر في جزيء واحد من المركب.

وكي يمكن كتابة صيغة المركب لا بد من معرفة : العناصر المكونة له ، ورموزه ، وتكافؤه



☚ **التكافؤ:** هو عدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة أو التي تشارك بها أثناء التفاعل

المجموعة	١	٢	١٣	١٤	١٥١	١٦	١٧	١٨
التكافؤ	١+	٢+	٣+	٤+ أو ٤-	٣-	٢-	١-	٠

☚ يكتب رمز العنصر ذو التكافؤ الموجب على اليسار والعنصر ذو التكافؤ السالب على اليمين (يشذ النشادر) .

☚ يكتب الرقم الدال على عدد الذرات في المركبات في اسفل الجهة اليمنى

☚ تتم عملية تبادل تكافؤات العناصر لتتساوى الشحنات لأن المركبات متعادلة الشحنة.

☚ تسمية المركبات :اسم العنصر مكون من جزأين الأول هو الجزء السالب والثاني هو الموجب.

☚ **المجموعة الذرية** : مجموعة من ذرات مختلفة تسلك مسلك الذرة الواحدة في التفاعل ولها تكافؤ خاص بها .

لكتابة الصيغ الكيميائية للمركبات (غير العضوية) لابد من معرفة ثلاثة أشياء هى

١- رموز العناصر وتكافؤاتها: ويمكن تقسيمها كالتالي

(أ) عناصر أحادية التكافؤ

العنصر	رمزه	العنصر	رمزه
ليثيوم	Li^{+1}	هيدروجين (هيدريد)	H^{-1}
صوديوم	Na^{+1}	فلور (فلوريد)	F^{-1}
بوتاسيوم	K^{+1}	كلور (كلوريد)	Cl^{-1}
فضة	Ag^{+1}	بروم (بروميد)	Br^{-1}
نحاس	Cu^{+1}	يود (يوديد)	I^{-1}

بوابة ازهري التعليمية

(ب) عناصر ثنائية التكافؤ

العنصر	رمزه	العنصر	رمزه
نحاس	Cu^{+2}	خارصين	Zn^{+2}
ماغنسيوم	Mg^{+2}	رصاص	Pb^{+2}
كالسيوم	Ca^{+2}	كوبلت	Co^{+2}
باريوم	Ba^{+2}	نيكل	Ni^{+2}
زئبق	Hg^{+2}	أكسجين(أكسيد)	O^{-2}
حديد	Fe^{+2}	كبريت(كبريتيد)	S^{-2}

(ب) مجموعات ثنائية التكافؤ

المجموعة	صيغتها	المجموعة	صيغتها
كربونات	CO_3^{-2}	سيليكات	SiO_3^{-2}
كبريتات	SO_4^{-2}	سينامید	CN_2^{-2}
كبريتيت	SO_3^{-2}	ثاني كرومات	$Cr_2O_7^{-2}$
ثيوكبريتات	$S_2O_3^{-2}$		

(ج) مجموعات ثلاثية التكافؤ

بوابة ازهري التعليمية

المجموعة	صيغتها	المجموعة	صيغتها
فوسفات	PO_4^{-3}		

٢-طريقة الكتابة: أ- **الاسم العلمي:** وخطواتها كالتالي

١ - كتابة الاسم باللغة العربية
٢ -استبدال الأسماء بالرموز والصيغ
٣ -كتابة التكافؤ تحت الآخر بالتبادل
٤ -الاختصار لأبسط أرقام إن أمكن
٥ - كتابة الصيغة

كالسيوم	كربونات
Ca	CO_3
2	2
1	1

$Ca\ CO_3$

ب- **الطريقة الثانية:** وخطواتها كالتالي

يمين
رمز اللافلزأو
المجموعةالذرية السالبة
يسار
رمز الفلزأو
المجموعة الذرية الموجبة

ثم نكمل الخطوات ٣، ٤، ٥ كماسبق

ملاحظات هامة:

١ -عندما تأخذ المجموعة الذرية رقما أكبر من الواحد توضع داخل قوس ويكتب الرقم أسفل يمينها.
٢ -الحديدوز (ثنائى) والحديديك (ثلاثى) ، النحاسوز (أحادى) والنحاسيك (ثنائى).
٣ - الأحماض غير العضوية تبدأصيغتها ب H وتكتب على اليسار.

الوحدة الثانية

في

العلوم
الكيمياء

للصف الثالث الإعدادي

للثانوية العامة

إعداد الأستاذ

MR. M. ELDIAN