البنية البلورية للمادة

البنية البلورية للمادة

المحاضرة الأولى: طبيعة المادة (Nature of Matter)

الأهداف: أن يكون الطالب قادرا على:

- فهم خواص المادة والتغيرات التي تطرأ عليها.
- الإلمام بالتركيب الأساسي للمادة (الذرة) .
- تطبيق التوزيع الإلكتروني.

لدراسة علم المواد لابد من التعرف عن قرب على المادة وخواصها وأشكالها والتغيرات إلي تطرأ عليها ، وطرق فصل المواد عن بعضها.

ما هي المادة:

كل شيء يشغل حيزا من الفراغ وله ثقل. مثل: الماء والهواء والحديد والورق والتراب .....الخ

خواص المادة (Properties of Matter):

يمكن تصنيف خواص المادة كما يلي:

الخواص الفيزيائية (الطبيعية):

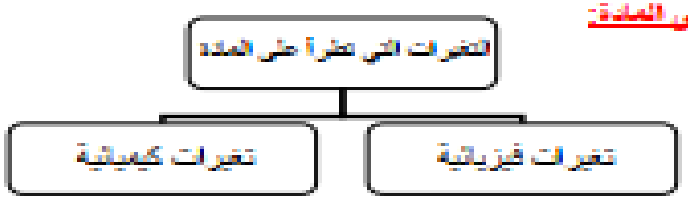
هي الخواص التي يمكن ملاحظتها بالحواس أو قياسها باستخدام الأجهزة المختلفة مثل اللون والطعم والرائحة، درجة الغليان، درجة التجمد، الكثافة، التوصيل الكهربائي، التمدد الحراري وانعكاس الضوء.

الخواص الكيميائية:

هي الخواص التي تؤدي إلي التغير في التركيب الكيميائي للمادة عند مزجها تحت ظروف معينة مع مادة أخرى أو عند تعرضها لمؤثر ما كالتسخين مثلا. وتعتبر من الخواص المهمة للمواد وخاصة تلك المستخدمة في ظروف أكلة أو درجات حرارة عالية.

ومن أمثلة الخواص الكيميائية في المواد الفلزية: التآكل أو الصدأ والأكسدة

التغيرات التي تطرأ على المادة:



التغيرات الفيزيائية:

تغيرات فقط في الشكل الظاهري للمادة دون التغير في التركيب الأساسي.

التغيرات الكيميائية:

تغير التركيب الكيميائي للمادة بحيث تنتج مادة مختلفة وبصفات وخواص جديدة.

أشكال المادة (Types of Matter):

توجد المادة في الطبيعة على شكل عناصر أو مركبات أو مخاليط

١- **العناصر (Elements)**

العنصر: هو مادة نوعية لا يمكن تحليلها إلى مواد ابسط منها لا بالطرق الفيزيائية أو الكيميائية. مثل: الأكسجين (O) والحديد (Fe). وتتألف العناصر من دقائق صغيرة جدا تسمى **الذرات**

الذرة: هي أصغر جزء من العنصر يمكن أن يدخل في التفاعلات الكيميائية دون أن ينقسم

٢- **المركبات (Component)**

مواد ناتجة من اتحاد عنصرين أو أكثر اتحادا كيميائيا مثل: الماء والسكر وملح الطعام وتتألف المركبات من وحدات تسمى الجزيئات (molecular).

الجزيء: أصغر جزء من المادة يتكون من ذرتين أو أكثر يمكن أن يوجد في حالة انفراد وتتضح فيه خواص المادة.

٣- **المخاليط (Mixtures)**

المخلوط: عبارة عن مادتين أو أكثر مجتمعة مع بعضها البعض دون حدوث اتحاد كيميائي. مثل: كوب الشاي الذي يتكون من خليط من الماء والسكر والشاي.

المفهوم الحديث للذرة:

تتكون الذرة من نواة موجبة الشحنة تحتوي على البروتونات والنيوترونات محاطة بإلكترونات تختلف في طاقتها، نتيجة لوجودها في مستويات مختلفة من الطاقة، وهناك فراغ هائل يفصل بين الإلكترونات ولذلك يعتبر جزءا من حجم الذرة.

الدقائق المكونة للذرة:

الإلكترونات: جسيمات سالبة الشحنة كتلة كل منها = ٩,١١ × ١٠$^{-٢٨}$ جرام

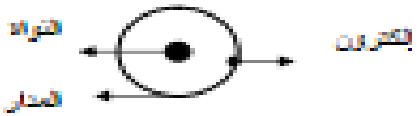
البروتونات : جسيمات موجبة الشحنة كتلتها أكبر من كتلة الإلكترون = ١,٦٧ × ١٠$^{-٢٤}$ جرام

النيوترونات : جسيمات غير مشحونة كهربيا (متعادلة الشحنة) أيها كتلة = كتلة البروتونات تقريبا

قاعدة:

عدد الإلكترونات = عدد البروتونات

- توجد البروتونات والنيوترونات داخل النواة
- تشكل كتلة النواة أكثر من ٩٩,٩ % من كتلة الذرة

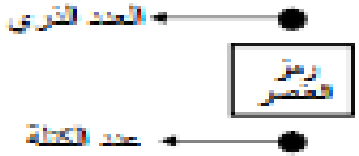


قاعدة:

العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات

عدد الكتلة = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

طريقة كتابة العدد الذري وعدد الكتلة في الجدول الدوري للعناصر:



مثال/ يرمز لعنصر الكلور بالرمز Cl ويكتب في الجدول الدوري بالصورة التالية:

$$^{17}_{37}Cl$$

النظائر: هي ذرات عنصر واحد تختلف في عدد النيوترونات وبالتالي تختلف في عدد الكتلة ومن ثم تختلف في كتلتها.

مثال/ ١- الكلور (Cl)

حيث يوجد نوع به (١٧ بروتون و ١٧ إلكترون و ٢٠ نيوترون) ويكتب بالصورة التالية: $^{37}_{17}Cl$

ونوع آخر به (١٧ بروتون و ١٧ إلكترون و ١٨ نيوترون) ويكتب بالصورة التالية : $^{35}_{17}Cl$

٢- الكربون (C)

مثال/ $^{14}_{6}C$ ، $^{13}_{6}C$ ، $^{12}_{6}C$

المجال الإلكتروني: منطقة أو حيز من الفراغ يحيط بالنواة يكون احتمال وجود الإلكترون فيه كبيراً، وتختلف هذه المنطقة حدوداً وشكلاً بحسب اختلاف الطاقة التي يمتلكها الإلكترون.

ويتم تمثيل المجال الإلكتروني بحسب عدد الإلكترونات بالشكل التالي: ↓ ↑

ويكون دوران الإلكترونات إما مع عقارب الساعة أو عكس عقارب الساعة، ونتيجة لهذا الدوران ينتج حقل مغناطيسي يعتمد اتجاهه على اتجاه دوران الإلكترون.

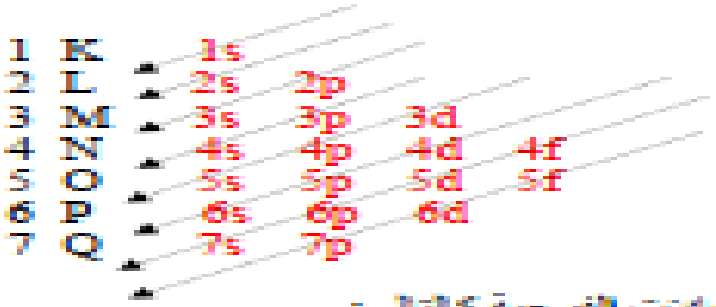
طاقة الالكترون وتوزيعها: لكل إلكترون مقدار من الطاقة يختلف باختلاف المستوى الرئيسي أو الفرعي الذي ينتمي اليه، ويتم توزيع الإلكترونات في سبع مستويات رئيسية ويرمز للمستوى بالرمز (ن) وهناك أيضا مستويات فرعية داخل المستويات الرئيسية يرمز لها بالرمز s, p, d, f.

زيادة طاقة الإلكترون ←

ن = ١ ، ٢ ، ٣ ، ٤ ، ٥ ، ٦ ، ٧

أو ن = K, L, M, N, O, P, Q

ويتم توزيع الإلكترونات في مستوياتها الرئيسية والفرعية بالطريقة التالية مع مراعاة أن الإلكترونات تحتل أقل المستويات أقل طاقة.



وتوزيع الإلكترونات على المجالات الفرعية كالتالي:

s	يشبع بعدد ٢ إلكترون
p	يشبع بعدد ٦ الكترونات
d	يشبع بعدد ١٠ الكترونات
f	يشبع بعدد ١٤ إلكترون

مثال: اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية: Cl^{17}, Ca^{20}, Sc^{21}

$$Cl^{17} \longrightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$

$$Ca^{20} \longrightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$$

$$Sc^{21} \longrightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$$

ويتم حساب العدد الأقصى للإلكترونات (ع) التي يمكن استيعابه في أحد المستويات بالقانون التالي:

قاعدة $ع = ٢ ن^{٢}$

وذلك بعد أقصى ٣٢ إلكترون للمستوى الرابع وما بعده

قاعدة هند: في تساوي جميع الاختيارات، تعمد الإلكترونات في ملئها المجالات إلى جعل حركة دورانها حول نفسها في نفس الاتجاه.

الكتلة الذرية: معدل كتلة ذرات العنصر بالنسبه لكتله ذرة الكربون $_{٦}C^{١٢}$ والتي تساوي ١٢ وحدة كتلة ذريه (و ك ذ).

معدل كتلة ذرات العنصر: معدل كتلة مخلوط النظائر التي يتألف منها العنصر محسوبة على أساس نسبة وجود كل نظير ويستخدم لقياس النسب جهاز مطياف الكتلة