

الدرس الاول- كيمياء 1 - " مفاهيم عامة "

مقدمة :

النظيرية الذرية : « Dalton-1808 »

- كل مادة صغيرة هي مكونة من دقائق صغيرة جداً و غير قابلة للانقسام تسمى الذرات .
- جميع الذرات لعنصر ما متشابهة و لكنها تختلف عن العناصر الأخرى .
- عندما تتفاعل الذرات لتشكيل المركبات او عندما تتحلل هذه الاخيره تحافظ على هويتها .
- عندما تتفاعل الذرات فإن اعدادها تشكل دوماً نسباً بسيطة " القوانين الوزنية في الكيمياء ".

حالات المادة : (تغيرات الحالة) :

- الحاله الغازية : تتميز بـ : * تأخذ شكل الحيز الموجود فيه ** قابلة للتمدد و الانضغاط.
- الحاله السائلة : تتميز بـ : * تأخذ شكل الحيز الموجود فيه ** غير قابلة للانضغاط .
- الحاله الصلبه : تتميز بـ : * لها شكل محدد ** غير قابلة للانضغاط .

التطور :

هو عبارة عن مادة متجانسة فزيائياً و كيماياً في جميع نقاط العينة . كما يمكن ان تكون المادة في عدة حالات في اطوار مختلفة .

- نقول عن الجملة انها متجانسة عندما تحتوي على طور واحد .
- تكون المادة نقية في احدى الحالات الثلاث للمادة المتجانسة بينما هذه الاخيره لا تكون بالضرورة مادة نقية.

مثال : ماء عادي ← متجانس + غير نقى
ماء مقطري ← متجانس + نقى

مميزات الذرة :

العدد الذري Z : و يمثل عدد البروتونات كما يمثل عدد الالكترونات في حالة الذرة المتعادلة كهربائياً .

$$\text{العدد الكتلي } A = Z + N$$

النظام : ذرات لها نفس العدد الذري و تختلف في العدد الكتلي .

أنواع الأجسام :

1 - الجسم البسيط : هو عبارة عن جزيئات ناتجة من اتحاد ذرات متماثلة ، مثل : O_2

2 - الجسم المركب : هو عبارة عن جزيئات ناتجة من اتحاد ذرات غير متماثلة ، مثل : H_2O

3 - الجسم النقي : هو عبارة عن مادة مكونة من جزيئات متماثلة ، مثل الماء المقطر

تركيز محلول :

1- التركيز الوزني : هو وزن المذاب في 1 لتر من محلول (الاجسام الصلبة و السائلة) اما بالنسبة للغازات فيكون بالحجم.

2- التركيز المولاري : عدد مولات المذيب في 1 لتر من محلول

3- التركيز النظامية : عدد المكافئات النظامية في 1 لتر من محلول

$$(HCl) \quad 1eq = \frac{M}{1}$$

$$(H_2SO_4) \quad 1eq = \frac{M}{2}$$

4- التركيز المولالي : عدد مولات المذاب في 1000 غ من المذيب

5- الكسر الكتلي (%)

$$\frac{\text{المذاب}}{\text{المحلول}}$$

6- الكسر المولى:

$$x = \frac{n}{n} \quad \begin{matrix} \text{المذاب} \\ \text{المحلول} \end{matrix}$$

العلاقة بين التركيز

$$\text{المولارية} = \frac{N \text{ نظامية}}{\text{عدد البروتونات}}$$

(بالنسبة للأحماض)

$$\text{المولارية} = \frac{N \text{ نظامية}}{\text{عدد الألكترونات}}$$

(اكسدة و ارجاع)

مثال : 500 مل من H_3PO_4 يحتوي على 4.9 غ من الحمض . حيث :

$$4.9 \text{ غ} \xleftarrow{0.5 \text{ لتر}}$$

$$9.8 \text{ غ} \xleftarrow{1 \text{ لتر}}$$

$$\text{مولارية} = \frac{9.8}{98} \text{ أي المولارية} = 0.1 \text{ mol/L}$$

النظامية = عدد البروتونات × المولارية.

النظامية = 3 × المولارية

$$N = 0.3 \text{ Eq.g/L}$$

ثابت افوقادرو :

يعتبر ^{12}C كمرجع لبقية المركبات الأخرى حيث :

القوانين الكتالية و الجزيئية :

- **قانون انخفاض الكتلة (Lavoisier)** : أثناء تفاعل كيميائي لجزيء يتحول لإعطاء جزيئات أخرى ، الذرة تبقى على حالها و لا تتغير . اي ان كتلة المتفاعلات = كتلة النواتج.

- **قانون النسب المضاعفة (proust)** عندما يتهد عنصران لتكوين جسم معين فإن النسب بين كتلتي العنصرين المتفاعلين هي نسبة معرفة و محددة

- **قانون النسب المضاعفة (Dalton)** عندما يتهد عنصران لتكوين عدة اجسام مختلفة ، نسب كتل العنصر الثاني الذي يتهد مع نفس الكتلة من العنصر الاول في جميع الاجسام هي نسبة لأعداد صغيرة و صحيحة

- **قانون الاعداد المتناسبة (Richter)** : ل يكن عنصرين A و B يتهدان مع نفس الكتلة من العنصر C لتكوين

AB و BC . نعرف $x = \frac{m_A}{m_B}$ في الجزيئات AC و BC و $y = \frac{m_A}{m_B}$ في الجزيء AB و كذا لنا العلاقة $x = n * y$ حيث n عدد صحيح او نسبة بسيطة .

مثال : H_2S و H_2O

$$x = \frac{m_S}{m_O} = \frac{32}{16} = 2$$

SO_2 و O يتحدان لتشكيل S

$$y = \frac{m \text{S}}{m \text{O}} = \frac{32}{(16 \times 2)} = 1$$

$$n = \frac{1}{2} \quad \text{ولنا } y=1=n^*2 \text{ ومنه}$$

قانون النسب الحجمية للغازات (غاي — لوساك):

قانون غاي — لوساك الأول: عندما يتحد غازان مع بعضهما يكون ذلك بنسبة حجمية بسيطة.

قانون غاي لوساك الثاني: إذا كان ناتج تفاعل كيميائي غازيا فهو على نسبة بسيطة مع أحد مكوناته الغازية.

قانون الغازات :

تخضع الغازات تحت ضغط صغير و درجات حرارة عالية لثلاث قوانين بسيطة :

1- قانون Boyle : $P \cdot V = \text{cte}$

2- قانون Charles : $(V/T) = \text{cte}$

3- قانون غاي لوساك : $(P/T) = \text{cte}$

- في الغازات المثالية نهمل كل الاصطدامات بين مكونات الغاز و ان هاته الاخيره تتواجد على نفس المسافة فيما بينها و يعبر عنها بالقانون : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ حيث : P الضغط / V الحجم / R ثابت الغازات / T درجة الحرارة / n عدد مولات الحجم .

في حالة مزيج من الغازات:

$$P_t = \sum_{i=1}^n P_i$$

و من العلاقة السابقة فان الضغط الجزئي يعبر عنه بـ : $P_i = P_t \cdot x_i$ حيث x_i هو الكسر المولى للغازات و P_t هو الضغط الكلي .

الكتلة الحجمية و الكثافة :

الكتلة الحجمية : لكل انواع الاجسام : $\rho = \frac{m}{V}$

الكثافة :

$$d = \frac{m(\frac{L}{S})}{m(H2O)}$$

$$d = \frac{\rho \cdot V}{\rho(H2O) \cdot V}$$

بالنسبة للغازات : $d = \frac{\rho(gaz)}{\rho(air)}$