

الدرس الاول- كيمياء 1 - " مفاهيم عامة "

مقدمة :

النظرية الذرية : « Dalton-1808 »

- كل مادة صغيرة هي مكونة من دقائق صغيرة جدا و غير قابلة للانقسام تسمى الذرات .
- جميع الذرات لعنصر ما متشابهة و لكنها تختلف عن العناصر الاخرى .
- عندما تتفاعل الذرات لتشكل المركبات او عندما تتحلل هذه الاخيرة تحافظ على هويتها .
- عندما تتفاعل الذرات فإن اعدادها تشكل دوما نسبا بسيطة " القوانين الوزنية في الكيمياء " .

حالات المادة : (تغيرات الحالة) :

- الحالة الغازية : تتميز ب : * تأخذ شكل الحيز الموجودة فيه ** قابلة للتمدد و الانضغاط.
- الحالة السائلة : تتميز ب : * تأخذ شكل الحيز الموجودة فيه ** غير قابلة للانضغاط .
- الحالة الصلبة : تتميز ب : * لها شكل محدد ** غير قابلة للانضغاط .

الطور :

هو عبارة عن مادة متجانسة فزيائيا و كيميائيا 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 الاخيرة لا تكون بالضرورة مادة نقية.
مثال : ماء عادي ← متجانس + غير نقي
ماء مقطر ← متجانس + نقي

مميزات الذرة :

العدد الذري z : و يمثل عدد البروتونات كما يمثل عدد الالكترونات في حالة الذرة المتعادلة كهربائيا .

$$\text{العدد الكتلي } A : A = Z + N$$

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

أنواع الاجسام :

- 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 المحلول :

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

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

3- التراكيز النظامية : عدد المكافئات النظامية في 1 لتر من المحلول

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

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

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

5- الكسر الكتلي (%)

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

6- الكسر المولي:

$$x = \frac{\text{المذاب } n}{\text{المحلول } n}$$

العلاقة بين التراكيز

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

(بالنسبة للأحماض)

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

(اكسدة و ارجاع)

مثال : 500 مل من H_3PO_4 يحتوي على 4.9 غ من الحمض . حيث : $M_{H_3PO_4}=98g/mol$

4.9 غ ← 0.5 لتر

9.8 غ ← 1 لتر

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

النظامية = عدد البروتونات × المولارية.

النظامية = 3 × المولارية

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

ثابت أفوقادرو :

يعتبر $N_A = 6.02 \times 10^{23}$ كمرجع لبقية المركبات الاخرى حيث :

القوانين الكتلية و الجزئية :

- 1- **قانون انخفاض الكتلة (Lavoisier)** : أثناء تفاعل كيميائي لجزئي يتحول لإعطاء جزيئات أخرى ، الذرة تبقى على حالها و لا تتغير . اي ان كتلة المتفاعلات = كتلة النواتج.
- 2- **قانون النسب المضاعفة (proust)** : عندما يتحد عنصران لتكوين جسم معين فإن النسب بين كتلتي العنصرين المتفاعلين هي نسبة معرفة و محددة
- 3- **قانون النسب المضاعفة (Dalton)** : عندما يتحد عنصرين لتكوين عدة اجسام مختلفة ، نسب كتل العنصر الثاني الذي يتحد مع نفس الكتلة من العنصر الاول في جميع الاجسام هي نسبة لأعداد صغيرة و صحيحة
- 4- **قانون الاعداد المتناسبة (Richter)** : ليكن عنصرين A و B يتحدان 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 $y = n * x$ حيث n عدد صحيح او نسبة بسيطة .

مثال : H_2O و H_2S

$$x = \frac{m S}{m O} = \frac{32}{16} = 2$$

S و O يتحدان لتشكيل SO₂

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

$$n = \frac{1}{2} \text{ و لنا } y=1=n*2 \text{ ومنه}$$

قانون النسب الحجمية للغازات (غاي — لوساك):

قانون غاي — لوساك الاول: 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 احد مكوناته الغازية.

قانون الغازات :

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

- 1- قانون Boyle : $P.V=cte$ و $T=cte$
- 2- قانون Charles : $(V/T)=cte$ و $P=cte$
- 3- قانون غاي لوساك : $(P/T)=cte$ و $V=cte$

- في الغازات المثالية نهمل كل الاصطدامات بين مكونات الغاز و ان هاته الاخيرة تتواجد على نفس المسافة فيما بينها و يعبر عنها بالقانون : $P.V=n.R.T$ 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 المولي للغازات و p_t هو الضغط الكلي .

الكتلة الحجمية و الكثافة :

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

الكثافة :

$$d = \frac{m\left(\frac{L}{S}\right)}{m(H_2O)}$$

$$d = \frac{\rho \cdot V}{\rho(H_2O) \cdot V}$$

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