

## 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 SO<sub>2</sub>

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

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

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