القوانين الأساسية في الكيمياء

The Basic Lows of Chemistry

1- مقدمة: Introduction

القوانين الأساسية في الكيمياء، ظهرت كنتيجة للأبحاث التي قام بها الباحثون لتحديد العلاقات التي تتسم بها المواد المشاركة بالتفاعلات الكيميائية، حيث اعتمدت على طرائق التحليل الكمي الذي شكّل فيما بعد أساس الكيمياء الحديثة. وساهمت قوانين الاتحادات الكيميائية فيما بعد في ظهور النظرية.

1.1- قانون انحفاظ الكتلة: The Low of Conservation of Matter

ينسب هذا القانون إلى العالم لافوازيية الذي أجرى عدة تجارب لإثبات هذا القانون منها: أخذ أنبوباً زجاجياً يحوي غاز الهدروجين والهواء، وأغلقه بإحكام لمنع دخول أو خروج أي مادة، وزن الأنبوب مع محتوياته، ثم قام بإمرار شرارة كهربائية لحدوث التفاعل بين الأكسجين والهدرجين لتشكيل الماء، وبعد عودة درجة الحرارة إلى وضعها الطبيعي عاد ووزن الأنبوب مع محتوياته من جديد. وتشير النتائج إلى أن كتلة المواد المتفاعلة داخل الأنبوب لم تتغير بعد انتهاء التفاعل.

وفي تجربة أخرى قام لافوازيية بوزن كتلة من أكسيد الزئبق في بوتقة محكمة الإغلاق، ثم عرّض هذه البوتقة للحرارة فترة من الزمن فحصل تفكك للأكسيد إلى زئبق وأكسجين، ثم وزن البوتقة من جديد فوجد أن مجموع كتل الزئبق والأكسجين يساوي كتلة أكسيد الزئبق. فاستنتج أن مجموع كتل المواد الداخلة في التفاعل يساوي مجموع كتل المواد الناتجة عن التفاعل، وبالتالي: **المادة لا تفنى ولا تُخلق من عدم.** وهو قانون انحفاظ الكتلة.

1.2- قانون النسب الثابتة: Low of Definite Proportions

وضع هذا القانون بروست في بداية القرن التاسع عشر نتيجة لدراسة نسب وجود العناصر في المركبات حتى ولو اختلفت طرق الحصول عليها، فعلى سبيل المثال: تكون نسبة كتلة الهدروجين لكتلة الأكسجين في مركب الماء مساوية دائماً $^1/_8$ بغض النظر عن مصدر المياه، سواء ناتج عن تفاعل كيميائي أو امطار أو جوفية أو محيطات وأنهار. وبالتالي لو مزجنا 2 gr من الهدروجين مع 8 gr من الأكسجين ومررنا شرارة كهربائية، فإنه سيتشكل لدينا 9 gr من الماء ويبقى 1 gr من غاز الهدروجين

دون تفاعل. وكذلك الأمر لو تفكك 9 gr من الماء، فإننا سنحصل على 1 gr من الهدروجين و 8 gr من الأكسجين، ومنه قانون بروست: **تتواجد العناصر في المركب الكيميائي النقي دائما بنسبة وزنية محددة وثابتة.**

مسألة:

وضع 10 gr من عنصر السيليكون مع 100 gr من الاكسجين في مفاعل لتشكيل ثنائي أكسيد السيليكون والمطلوب: 1 – احسب عدد غرامات ثنائي أكسيد السيليكون الناتج،

2 – حساب كمية الاكسجين المتبقية بعد التفاعل.

2.2– قانون النسب المضاعفة: Law of Multiple Proportions

استطاع العالم دالتون في بداية القرن التاسع عشر من وضع نظرية ذرية متطورة في ذلك الوقت عرفت بنظرية دالتون الذرية. وينص أحد فروض هذه النظرية على أنه عندما يتحد عنصران ليشكلا أكثر من مركب كيميائي، فإن كتل أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر تكون بنسبة عددية صحيحة وبسيطة. وهو ما سمي فيما بعد بقانون النسب المضاعفة لدالتون. وكمثال على هذا القانون: يتحد الأكسجين مع الآزوت ليشكل عدد من أكاسيد الآزوت وفق الكتل التالية:

المركب المتشكل	كتلة الآزوت gr	كتلة الأكسجين gr	نسبة الاتحاد N : O
N_2O	2×14	1×16	2 :1
N_2O_2	2×14	2×16	2 :2
N_2O_3	2×14	3×16	2 :3
N_2O_4	2×14	4×16	2 :4
N_2O_5	2×14	5×16	2 :5

من هذا الجدول نلاحظ أن نسب كميات الأكسجين التي تتحد مع كتلة ثابتة من الآزوت

(2×14) هي بنسبة : 1،2،3،4،5 أي أعداد صحيحة وبسيطة.

مثال آخر على هذا القانون: هو اتحاد عنصر الهيدروجين بعنصر الأوكسجين الذي يتم بنسب وزنية ثابتة، حيث يؤدي اتحاد كل 1 gr من الهيدروجين مع 8 gr من الأوكسيجين إلى تكّون 9 gr من الماء. أما اتحاد 1 gr من الهيدروجين مع 16 gr من الأوكسيجين في ظروف ملائمة فلا يؤدي إلى تكوين الماء بل إلى تكوين مركب فوق أوكسيد الهيدروجين (الماء الأكسجيني). ومنه نجد أن نسبة كتلة الأوكسيجين في الماء إلى كتلته في فوق أوكسيد الهيدروجين هي 16:8 أي 2:1 .

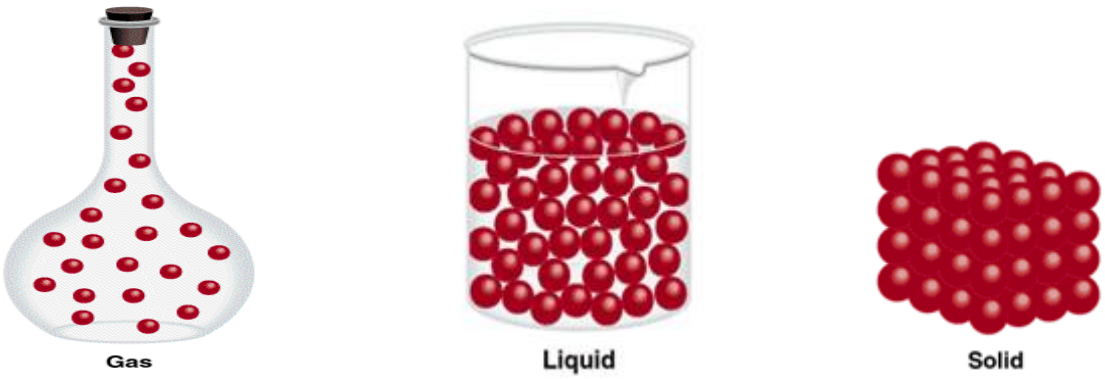
مسالة:

يتفاعل حمض كلور الماء مع كربونات الكالسيوم فينطلق غاز ثنائي أكسيد الكربون والمطلوب:

احسب عدد غرامات كربونات الكالسيوم وعدد غرامات حمض كلور الماء ذو التركيز % 25 اللازمين للحصول على 10 ليتر من غاز ثنائي الكسيد الكربون.

حالات المادة:

توجد المادة في أربع حالات: غاز – سائل – صلب – بلازما، طبقا للظروف الخارجية من ضغط ودرجة حرارة. ولكن هناك بعض المواد قد لا يمكن تواجدها في كل هذه الحالات، فمثلا لا يمكن الحصول على كربونات الكالسيوم عمليا في الحالة الغازية أو السائلة عند الظروف العادية حيث أنها تتفكك بالتسخين إلى أكسيد كالسيوم وثاني أكسيد الكربون قبل أن تنصهر أو تبدأ بالتبخر. وعند بعض الظروف قد توجد المادة على هيئة طورين أو ثلاثة، فمثلا عند درجة حرارة الغرفة يوجد الماء في الحالة السائلة ولكن إذا رفعنا درجة الحرارة إلى درجة الغليان مع ثبات الضغط يتحول إلى الحالة الغازية وبالعكس إذا خفضنا درجة الحرارة إلى الصفر المئوي نجد أن الماء السائل يتحول إلى الحالة الصلبة. ويوجد عند درجة الحرارة 0.01 °C والضغط 4.579 mmHg الماء بتوازن على هيئة ثلاث أطوار: جليد، ماء، بخار.



ليس للغاز حجم ثابت ولا شكل ثابت لأنه يملا جميع الأوعية مع اختلاف حجومها وأشكالها. وللسائل حجم معين ولكن ليس له شكل معين لأنه يأخذ شكل الوعاء الذي يوضع فيه. وعلى خلاف ذلك فان للجسم الصلب حجم وشكل معينين تماما. والبلازما عبارة عن غاز متأين من أيونات وإلكترونات ومن جسيمات معتدلة، ويحتوي غاز البلازما على ذات العدد من الأيونات الموجبة والسالبة ويتمتع بناقلية كهربائية عالية.

تتميز الحالة الصلبة بالصلابة والحالة السائلة بالميوعة والحالة الغازية بالميوعة التامة. ومنه نجد أن الحالة السائلة تتوسط الحالتين الصلبة والغازية. ويصاحب بعض التغيرات لحالات المادة مثل التبخر، التصعيد، الانصهار امتصاص أو فقدان كمية من الحرارة، بحيث تكون احدى حالات المادة أكثر ثباتا عند درجة حرارة أعلى بثبوت الضغط ويكون التحول اليها مصحوباً بامتصاص كمية من الحرارة. وبالعكس فانه عند درجة حرارة منخفضة يكون التحول إلى الحالة الأكثر ثباتا مصحوباً بانطلاق كمية من الحرارة.

إذا تصورنا مدى ضخامة عدد الذرات والجزيئات الموجودة في أي كمية ملموسة من مادة ما فانه قد يبدو من المستحيل، للوهلة الأولى، أن نفسر خواص المادة من خلال ذراتها وجزيئاتها. وكذلك فانه من غير الواقعي أن نسرد عدد الطرائق التي يمكن للجزيئات أن تؤثر بها على بعضها بعضا بحركتها وبخواصها الكهربائية والمغناطيسية، إلا أننا نستطيع أن نلجأ إلى نظريات الرياضيات لنربط بين العديد من خواص المواد الصلبة والسائلة والغازية، وبين طبيعة الجزيئات والذرات.

لقد درست الحالة الغازية بصورة مستفيضة وذلك لبساطتها ولعلاقة كثير من الحوادث الطبيعية بها. وكذلك درست الحالة الصلبة منذ مطلع القرن العشرين، بعد اكتشاف أشعة اكس وعرف الكثير من خفاياه. أما الحالة السائلة فلا يزال فيها مجال كبير للبحث لتميز بعض السوائل بخواص مختلفة عن الأخرى.