

物質質量と量的計算

Copyright (C) Kimiaki Yoshino. All rights reserved.

1. 原子量

原子の質量は、きわめて小さく、そのままの値では扱いにくい。通常、 ^{12}C 原子 (質量数 12 の炭素原子) 1 個の質量を 12 と定め、これを基準とした相対質量で表す。
また、多くの元素には、何種類かの同位体が存在し、その存在比はほぼ一定である。同位体の相対質量とその存在比から求めた、その元素を構成する原子の相対質量の平均値をその元素の原子量という。

例 塩素の原子量

塩素には、 ^{35}Cl (相対質量 35.0) と ^{37}Cl (相対質量 37.0) の 2 種類の同位体が存在する。
それぞれ存在比は 75% と 25% とすると、

$$35.0 \times \frac{75}{100} + 37.0 \times \frac{25}{100} = 35.5$$

▲分子量と式量 …… 分子式・イオン式・組成式に含まれる原子の原子量の和
※化学式量 (原子量・分子量・式量)
原子量 $\text{H}=1, \text{C}=12, \text{N}=14, \text{O}=16, \text{Al}=27, \text{S}=32,$
 $\text{Cl}=35.5, \text{Ca}=40$

例 水分子 H_2O の分子量は、 $1 \times 2 + 16 = 18$

ブドウ糖 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ の分子量は、 $12 \times 6 + 1 \times 12 + 16 \times 6 = 180$

塩化カルシウム CaCl_2 の式量は、 $40 + 35.5 \times 2 = 111$

硫酸アルミニウム $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ の式量は、 $27 \times 2 + (32 + 16 \times 4) \times 3 = 342$

アンモニウムイオン NH_4^+ の式量は、 $14 + 1 \times 4 = 18$

2. 物質質量

6×10^{23} 個をひとかたまりとして、これを **1 mol (モル)** とする量。

物質質量 (mol)	粒子数	質量 (g)	体積 (ℓ)
1 mol	$= 6 \times 10^{23}$ 個	$=$ 化学式量 g	$= 22.4 \ell$

※体積は標準状態で測定 《 標準状態とは 0°C で 1 atm ($1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$) 》

例 水 H_2O が 45 g ある。

(1) 何 mol か。 $\text{H}_2\text{O} = 1 \times 2 + 16 = 18$ (分子量)

$$\begin{array}{ccccccc} 1 \text{ mol} & = & 6 \times 10^{23} \text{ 個} & = & 18 \text{ g} & = & 22.4 \ell \\ (\quad) \text{ mol} & & & = & 45 \text{ g} & & \end{array}$$

比例式を立て $1 \text{ mol} : 18 \text{ g} = (\quad) \text{ mol} : 45 \text{ g}$ より、 2.5 mol

※ 物質質量・粒子数・質量・体積のどこからでも、他の量に変換できるように!

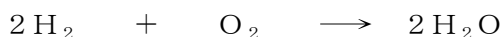
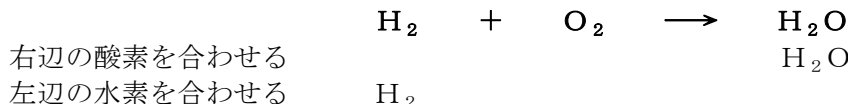
物質と量的計算

Copyright (C) Kimiaki Yoshino. All rights reserved.

3. 化学反応式

反応式の係数の比は、反応物質・生成物質の量的関係を表している

例 水素が燃えて (酸素と化合)、水ができる。
 ※ 反応式の左右で、原子の数が同じになるように、化学式の前に係数を付ける。



反応式の係数より

2 molの H_2 と1 molの O_2 から、2 molの H_2O が生成する。
 例えば、
 3 molの H_2 とは、1.5 molの O_2 が反応し、3 molの H_2O が生成する。

過不足のある場合、不足する物質の方がすべて反応する

例 水素 3 mol と酸素 0.5 mol を反応させた場合、

	2H_2	+	O_2	\longrightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$
反応前の量	3 mol		0.5 mol		
	過剰		不足		
反応する量	1 mol		0.5 mol		

反応後の量	2 mol (残る)		0 mol (全て反応)		1 mol (生成)

4. 化学の基本法則

1774年

質量保存の法則

ラヴォアジエ

1799年

定比例の法則

プールの

1803年

倍数比例の法則

ドルトン

1803年

原子説

ドルトン

物質は、それ以上分割できない原子からなる

矛盾

アボガドロ

1805年

気体反応の法則

ゲーリュサック

1811年

アボガドロの法則

アボガドロ

- ◆質量保存の法則・・・化学反応の前後で、物質の質量の総和は変わらない。
- ◆定比例の法則・・・同じ化合物の成分元素の質量比は常に一定である。
- ◆倍数比例の法則・・・2つの元素A、Bが2種類以上の化合物をつくる時、元素Aの一定質量と化合する元素Bの質量は、化合物間で簡単な整数比が成り立つ。
- ◆気体反応の法則・・・同温・同圧のもとで、2種類以上の気体が反応して別の気体を生じる場合、それらの気体の体積の間には簡単な整数比が成り立つ。
- ◆アボガドロの法則・・・すべての気体は、いくつかの原子が結合した分子からなり、同温・同圧のもとでは、同体積中に同数の分子を含む。

物質と量的計算

Copyright (C) Kimiaki Yoshino. All rights reserved.

5. 溶液の濃度

$$\blacksquare \text{質量パーセント濃度 (\%)} = \frac{\text{溶質の質量 (g)}}{\text{溶媒の質量} + \text{溶質の質量}} \times 100$$

※ 溶媒の質量 + 溶質の質量 = 溶液の質量 (g)

$$\blacksquare \text{モル濃度 (mol/l)} = \frac{\text{溶質の物質量 (mol)}}{\text{溶液の体積 (l)}}$$

例) 塩化ナトリウム23.4gを水に溶かして、250mlの水溶液とした。モル濃度を求めよ。
ただし、NaCl=58.5とする

$$\frac{23.4}{58.5}(\text{mol}) \div 0.25(\text{l}) = 1.6(\text{mol/l})$$

(1) モル濃度から質量%濃度への変換

- ① 溶液の質量 (g) = 溶液の体積 (l) × 1000 × 密度 (g/cm³)
- ② 溶質の質量 (g) = 溶質の物質量 × 溶質の化学式量

(2) 質量%濃度からモル濃度への変換

- ① モル濃度とは、溶液の体積 1 l に含まれる、溶質の物質量 (mol) である。したがって、体積 1 l 中の溶質の物質量を求めればよい。
- ② 溶液の全質量 (g) = 溶液の体積 (ml) × 密度 (g/cm³)
- ③ 溶質の質量 (g) = 溶液の全質量 (g) × $\frac{\text{質量\%濃度}}{100}$
- ④ 溶質の物質量 (mol) = $\frac{\text{溶質の質量(g)}}{\text{式量 (分子量)}}$
- ⑤ したがって、質量%濃度からモル濃度への変換は

$$\text{モル濃度} = \frac{1000 \times \text{密度} \times \frac{\text{質量\%濃度}}{100}}{\text{溶質の式量 (分子量)}}$$