

일반화학기초정리

학생들과 일반인들의 화학에 대한 기초지식의 쉬운 이해를 돕기 위하여 아래와 같은 책을 선정하여 나름대로 정리하였습니다. 모두 24장에 걸친 내용이 있으나 일반적인 화학의 기초와 학생들이 학교시험에서 접하는 화학문제와 일반인들이 각종시험에서 접하는 화학문제를 쉽게 풀수 있는 범위내에서 필요한 부분만을 정리하였습니다. 이 노트가 일반화학에 대한 기초이해에 조금이나마 도움이 되었으면 합니다.

원 저 : 「CHEMISTRY」

John McMurry, Robert C.Fay (Cornell University)

©1995 by Prentice-Hall, Inc. , ISBN 0-13-350281-3

역 서 : 「일반화학」, 한인섭외 공역, 1998, 진영사

2000. 4. 5.

충북대학교 공과대학 안전공학과 방화실험실

강 민 호

▶ 일반화학을 공부하는 순서는 다음과 같다.

1. 원자구조
2. 결합과 분해
3. 물질들의 물리적 성질
4. 물질들의 화학적 특성

▶ **일반화학을 공부하는 방법**

1. 한 번 읽어서 이해하려고 하지말라.
2. 문제를 풀어라.
3. 질문을 해라.

제 1 장 화학 : 물질과 측정

1.3 원소와 주기율표

- ▶ 프랑스의 과학자 라부아지에(Antoine Lavoisier)에 의하여 화학적으로 단순한 물질들의 표가 1789 년에 발간된 논문집에 수록.
- ▶ 1869년 러시아의 화학자 멘델레예프(Dmitri Mendeleev)가 현대적 주기율표의 전신을 발표.

1.4 원소의 특성

- ▶ 주기율표에서 원소들의 종종 매우 비슷한 특성들을 보여주고 있다.

- 1A족 : 알칼리 금속
- 2A족 : 알칼리 토금속
- 7A족 : 할로젠
- 8A족 : 비활성기체

1.5 실험과 측정

- ▶ 1960년에 결정된 국제 협약에 의하여, 전세계의 과학자들은 국제단위계(International System of Units, 약어 : SI단위계)를 사용하게 되어 있다.
- ▶ 국제단위계(SI)에 대한 정확한 정의는 홈페이지 자료실에 있음.

제 2 장 원자, 분자, 이온

2.1 질량의 보존과 일정 성분비의 법칙

- ▶ 영국의 태생의 [로버트 보일\(Robert Boyle, 1627~1691\)](#)은 독립된 학문의 한 분야로서 화학을 연구하고, 아주 정밀한 화학 실험을 수행했던 첫 번째 과학자라고 할 수 있다. 그는 기체의 본질과 행동에 관한 일련의 실험을 통하여 물질의 원자적 특성에 대한 명확한 증거를 제시하였다. 또한, 그는 원소를 화학적으로 더 쪼개질 수 없는 물질이라고 정의하였다.
- ▶ 영국의 화학자인 [조셉 프리스틀리\(Joseph Priestley, 1733~1804\)](#)는 산화수은(HgO)을 가열하여 [산소를 발견](#)하였다. 1771-79년에 산소, 암모니아, 염화수소, 산화질소, 이산화황등을 발견하였음.

▶ 화학사에서 가장 중요한 인물 라부아지에의 설명 (이화학사전의 내용을 그대로 옮김)

- ▶ 프랑스의 화학자인 [안토인 라부아지에\(Antoine Lavoisier, 1743~1794\)](#)

1772년에 황 및 인의 연소를 연구했는데, 그것들이 탈 때 무게가 커짐을 확인하고는, 연소문제를 계속 연구하여, 1774년에는 금속의 재가 금속과 공기의 결합에 의하여 생김을 실증하였음. 같은 해 프리스틀리의 연소한 수은재에 관한 실험 보고(1774년 프리스틀리가 파리를 방문)에서 암시를 얻어 다시 실험함으로써, 금속과 결합하는 기체의 본성을 추구하고, 1777년에는 공기가 2가지 기체로 구성됨을 알게 되었음. 곧 산소의 설질을 명백히 하여, 연소의 본질을 밝혔음. 이어서 동물의 호흡 실험에서, 호흡과 연소는 본질적으로 같은 현상임을 확인하였음. 더욱 나아가 산의 산소설을 제출하고, 산소의 홀소물질성을 인정하여 이것을 원소로 간주하였음. 이러한 연구에 의하여 플로지스톤설은 그 밀뿌리가 흔들리게 되었음. 더욱, 합성과 분해의 양면에서 물의 조성을 밝히고(1783), 유기화합물의 원소분석법의 원형을 수립하였음(1784), 또 당의 알코올발효를 연구하고, 생성물의 분석 결과에 따라서 처음으로 질량불변의 법칙을 명확히 수립하였음. Laplace와 공동으로, 비열·숨은열 및 반응열을 측정하고, 생체 에너지의 근원이 호흡의 연소열임을 명백히 하였음. 또 처음으로 화학물질의 명명법의 과학적 체계를 수립하고, 원소의 경험적 정의에 따라서, 홀소물질의 개념을 명백히 하여, 33가지 홀소물질을 정하였음. 이러한 연구에 의하여, 화학의 합리적인 새로운 체계가 확립되었고, 화학사에 새 단계가 이루어지기에 이르렀음.

- ▶ [라부아지에 \(교재의 내용\)](#)

산소가 연소에 주된 물질인 것을 보여 주었다. 밀폐된 용기 내에서 연소가 될 때 연소 생성물의 질량과 연소 반응물의 질량이 정확히 같다는 것을 증명하였다. 예를 들면 수소 기체가 타서 산소와 결합하여 물이 생성될 때 생성된 물의 질량은 소모된 수소와 산소의 질량과 같다는 것이다. 이것은 질량보존의 법칙(law of mass conservation)이라 부르며, 이 원리는 화학에 있어서의 초석이 되는 중요한 것이다.

질량보존의 법칙 : 화학반응시 질량은 생성되지도 소멸되지도 않는다.

- ▶ 프랑스의 화학자 [조셉 프루스트\(Joseph Proust, 1754~1826\)](#)는 오늘날 일정 성분비의 법칙(law of definite proportions)이라 부르는 제2의 화학의 기본원리를 공식화하였다. 예를 들면

어떠한 물(H₂O)도 무게로 수소 1 : 산소 8의 비율로 구성되어 있으며, 어떠한 이산화탄소(CO₂)도 무게로 탄소 1: 산소 2.7의 비율로 구성되어 있다. 즉, 원소는 마구잡이 비율로 화학결합을 하지는 않는다.

일정 성분비의 법칙 : 하나의 순수한 화학물질로 이루어진 시료는 어느 것이나 항상 같은 무게 비율의 원소를 포함한다.

▶ 영국의 교사인 존 돌턴(John Dalton, 1766~1844)

그러면 어떻게 질량보존의 법칙과 일정 성분비의 법칙이 설명될 수 있을까? 왜 원소들은 그와 같은 행동을 보일까? 그것에 대한 해답은 1808년 물질에 대한 새로운 이론을 발표했던 돌턴에 의해서 얻을 수 있었다. 돌턴은 다음과 같이 추론하였다.

1. 원소는 원자라고 부르는 작은 입자로 구성되어 있다.
2. 각 원소는 그것을 구성하는 원자의 질량에 의해 특징 지워질 수 있다.
3. 상이한 물질을 구성하는 원소의 화학결합은 원자가 서로 작은 정수비로 결합하여 이루어진다.
4. 화학반응은 원자결합의 재배열일 뿐, 원자 그 자체는 변하지 않는다.

이 원자설은 배수비례의 법칙(law of multiple proportions)이라고 불리게 되었다. 예를 들면, 질소와 산소가 7:16의 질량비로 결합하여 오늘날 알려진 NO₂가 되며, 7:8의 질량비로 결합하여 NO가 된다. 즉 첫 번째 물질은 두 번째 물질의 정확히 2배의 산소를 포함한다.

배수비례의 법칙 : 만약 두 원소가 상이한 방법으로 결합하여 상이한 물질을 만들면 두 원소의 질량비들 사이에는 간단한 정수비가 성립한다.

2.3 원자구조 : 전자

▶ 돌턴의 원자설은 여러 가지 면에서 유용하나 원자가 어떻게 구성되어 있는지에 대한 의문은 남아 있었다. 그 후 거의 1세기가 지나서야 영국의 물리학자 톰슨(J.J. Thomson, 1856~1940)이 행한 실험으로부터 그 실마리를 찾을 수 있게 되었다.

▶ 톰슨은 이미 알고있는 강도의 전자기장에 의해 굽어지는 양을 측정하여 전자의 질량에 대한 전하의 비(charge - to - mass ratio , e/m)를 계산할 수 있다.

$$\frac{e}{m} = 1.758819 \times 10^8 \text{ C/g}$$

e : 쿨롱(coulomb) 단위의 전자의 전하의 크기

m : gram 단위의 전자의 질량이다.

▶ 미국인 밀리칸(Millikan, 1868~1953)은 전자의 질량을 계산하였다. (기름방울 실험)

$$m = \frac{1.602177 \times 10^{-19} C}{1.758819 \times 10^8 C/g} = 9.109390 \times 10^{-28} g$$

- ▶ 영국의 물리학자인 러더포드(Ernest Rutherford, 1871~1937)의 실험
 톰슨의 음극선 실험의 결과를 생각하면, 물질은 전체적으로 전기적으로 중성이기 때문에, 전극내의 원자가 음전하의 입자(전자)를 방출하게되면, 그 원자 또한 양전하의 입자를 가져야 한다는 것을 의미한다. 그러한 양전하 입자와 원자 구조의 전체적인 모양을 알기 위하여 러더 포드는 1911년에 획기적인 실험을 하였다. 러더포드는 이 실험의 결과로부터 금속원자는 거의 빈 공간이고 핵(nucleus)이라고 부르는 작은 중심에 질량이 집중되어 있다고 제안하였다.

2.5 원자 구조 : 양성자와 중성자

- ▶ 1910~1930까지 러더포드 등에 의해 진행된 실험은 핵은 양성자와 중성자라 불리우는 두 종류의 입자들로 구성되어 있다는 사실을 밝혀냈다.
- ▶ 양성자(Protons)는 $1.672623 \times 10^{-24} g$ 의 질량(전자 1개 질량의 약 1836배)을 가지며 양전하(+)를 띤다. 양성자가 띠는 전하는 전자와 반대이나 크기는 같기 때문에 중성 원자인 경우 양성자와 전자수는 동일하다.
- ▶ 중성자(Neutrons)는 $1.674929 \times 10^{-24} g$ 의 질량을 가져, 양성자와 질량이 거의 같지만 전하를 띠지는 않는다. 그러므로, 핵의 중성자수는 양성자수와 전자수에 직접 관련되지는 않는다.

※ 원자구성 입자들의 비교

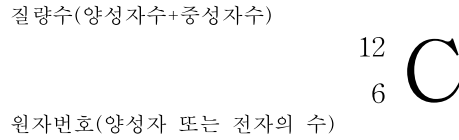
	질 량		전 자 량	
	g	amu	C	(e)
전 자	9.109390×10^{-28}	5.485799×10^{-4}	$-1.602177 \times 10^{-19}$	-1
양 성 자	1.672623×10^{-24}	1.007276	$+1.602177 \times 10^{-19}$	+1
중 성 자	1.674929×10^{-24}	1.008664		0

- ▶ 어떤 원자가 다른 원자와 구별되는 것은 무엇 때문인가?
 예를 들어, 금 원자는 탄소원자와 어떻게 다른가?
 이 물음에 대한 해답은 아주 간단하다.

원소들은 그들이 가지는 원소의 원자번호(atomic number)라 부르는 양성자수에 따라 서로 구별된다.

원자번호 1인 수소는 1개의 양성자와 1개의 전자를 가지며, 원자번호 6인 탄소는 6개의 양성자와 6개의 전자를 가진다. 그리고, 원자번호 109까지 마찬가지로 표현할 수 있다.

원자번호 = 원자핵의 양성자수 = 원자핵 주위의 전자수
 원자의 질량수 = 원자의 양성자수 + 원자의 중성자수



- ▶ 동위원소(isotopes)
 동일한 원자번호를 갖지만 질량수가 다른 원소들을 동위원소라 부른다.
- ▶ 어떤 원자의 중성자 수는 그 원자의 화학적 성질에 거의 영향을 주지 않는다.
- ▶ 원소의 화학적 성질은 주로 핵의 양성자수(더 자세히 표현하면 핵 주위의 전자수)에 의해 결정된다.

2.6 원자량

- ▶ 원자질량 단위 (atomic mass unit)
 1 amu는 정확히 $^{12}_6\text{C}$ 원자 질량의 12분의 1로 정의되며 $1.6605 \times 10^{-24} \text{g}$ 에 해당한다.

$^{12}_6\text{C}$ 원자의 질량 = 12 amu

$$1 \text{ amu} = \frac{^{12}_6\text{C 원자의 질량}}{12} = 1.6605 \times 10^{-24} \text{g}$$

- ▶ 전자의 질량은 무시할 정도로 작으므로, amu 단위의 원자 질량은 원자의 질량수에 가까우며 원자량(atomic weight)이라 부른다.
- ▶ 실제 원자량은 동위원소 혼합물의 평균값이다. (ex: 탄소 12 amu → 12.011 amu)

2.7 화합물과 혼합물

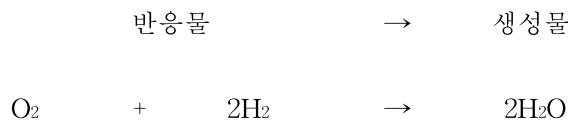
- ▶ 자연에 존재하는 원소는 90 종류에 불과하지만 지구 상에는 90종류보다 훨씬 많은 물질이 존재한다. 우리 주위에는 수많은 물질이 존재한다. 이런 물질들은 2 종류 이상의 원소들이 결합되어 각 구성원소의 성질과는 완전히 다른 새로운 물질을 만들어 형성된다.

ex) 나트륨(금속) + 염소(기체) → 염화나트륨(무해한 흰색고체)
 ex) 2개의 수소원자와 1개의 산소원자와 결합하면 물이 생성된다.

- ▶ 이러한 변환을 **화학반응(chemical reaction)**이라 부르며 생성된 물질을 **화합물(compound)**이라 부른다.
- ▶ 화합물은 각 구성원소의 기호와 각 원소의 수를 아래첨자로 하여 나타내는 **화학식(chemical formula)**으로 표시된다

ex) 물 H₂O , 염화나트륨 NaCl, 설탕 C₁₂H₂₂O₁₁

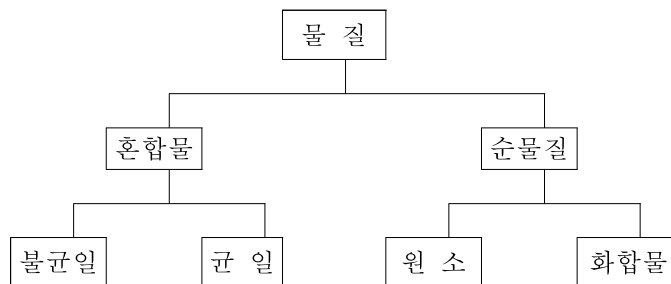
- ▶ 화학반응은 출발물질(반응물)을 왼쪽에, 생성물을 오른쪽에, 그리고 둘 사이의 변환을 의미하기 위해 화살표로써 나타낸다. 이러한 표시법을 **화학반응식** 또는 **화학방정식(chemical equation)**이라 부른다.



2개의 산소원자 4개의 수소원자 2개의 물분자(H₂O화합물)

- ▶ 혼합물(mixture) → 화학적 변화없이 임의의 비율로 섞일수 있다
- ▶ 화합물(compound) → 화학적으로 결합되어 **항상 일정한 조성비를 가진다.**
- ▶ 용액(solution)으로 불리우는 균일 혼합물(homogeneous mixture)은 전체적으로 일정한 조성으로 분포한다.
- ▶ 불균일 혼합물(heterogeneous mixture)은 불규칙한 조성으로 분포한다.

물질의 분류



2.8 분자, 이온 및 화학결합

- ▶ 화학 반응시 실제적인 원자들의 충돌은 전자의 접촉이다. 그러므로 화합물에서 원자들을 연결하는 화학결합 (chemical bond)을 형성하는 것은 전자들이다.

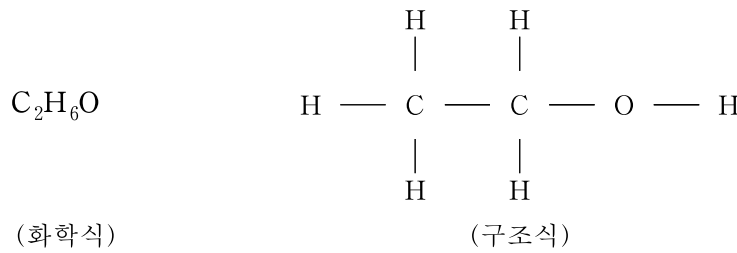
- ▶ 화학결합
 - 공유결합 → 두 비금속 원소들 사이에서 형성.
 - 이온결합 → 금속과 비금속 사이에서 형성.

▶ 공유결합(covalent bond)은 두 원자가 그들이 가지는 몇 개의 전자(일반적으로 2개)를 공유할 때 형성된다.

▶ 분자(molecule) : 둘 이상의 원자가 공유결합에 의해 연결된 물질의 단위를 분자라고 한다.

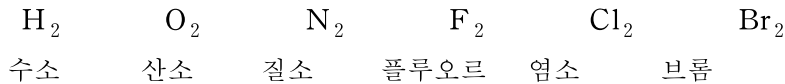
ex) 물(H₂O)분자는 2개의 수소원자가 1개의 산소원자와 각각 2개의 전자를 공유할 때 형성된다.

▶ 에틸알코올(C₂H₆O)



▶ 어떤 원소들은 원자보다는 오히려 분자로 존재하는 경우가 있다.

수소, 산소, 질소, 플루오르, 염소 및 브롬은 모두 2원자 분자로 존재하는데 두 원자는 서로 공유결합으로 연결되어 있다. 그러므로, 우리는 화학 반응에서 이들 원소를 사용할 때는 분자 형태로 나타내야 한다.



▶ 이온결합(ionic bond)

전자를 공유함으로써 형성되는 것이 아니라 한 원자에서 다른 원자로 1개 이상의 전자가 완전히 옮겨감으로써 형성된다. 일반적으로 금속과 비금속 사이에서 형성된다.

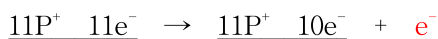
▶ 나트륨, 마그네슘, 아연 등과 같은 금속원소들은 전자들을 주는 경향이 있다.

▶ 산소, 질소, 염소 등과 같은 비금속 원소는 전자를 받아들이는 경향이 있다.

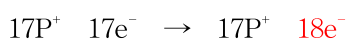
▶ 나트륨 금속이 염소기체와 접촉되면 어떻게 될 것인가를 가정하면

나트륨원자(Na)는 염소에 전자 1개를 주고 이온(ion)이라 부르는 전하를 띤 두 개의 입자를 형성한다. 나트륨은 전자 1개를 잃기 때문에 1개의 음전하를 잃고 Na⁺이온이 된다. 이러한 양전하를 띤 이온을 양이온(cation)이라 부른다. 반대로 염소는 전자 1개를 얻고 음전하를 띤다. 따라서 Cl⁻ 이온이 된다. 이러한 이온을 음이온(anion)이라 부른다.

나트륨 양이온(Na⁺)



염소 음이온(Cl⁻)



- ▶ Na^+ 양이온은 Cl^- 음이온과 전기적힘에 의해 강하게 끌린다.
- ▶ 공유결합과 달리, 정상적인 조건에서는 개별적이고 독립된 $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ 분자가 존재한다고 말할 수 없다.
- ▶ 단지 Na^+ 이온과 Cl^- 이온이 같은 수로 서로 규칙적으로 채워진 이온성 고체라고 말할 수 있다.
- ▶ 다원자 이온(polyatomic ion)
전하를 띤 공유결합으로 이루어진 원자의 집합을 다원자 이온이라 부른다. 이들 이온들은 명확하게 공유결합에 의해 연결된 일정한 수와 종류의 원자들로 구성되어 있기 때문에 전하를 띤 분자로 생각될 수 있다.

암모늄 이온(NH_4^+)

수산화 이온(OH^-)

질산이온(NO_3^-)

황산이온(SO_4^{2-})

이들 이온을 2개이상 포함하는 물질의 화학식을 나타낼 때 괄호를 사용하여 다원자 단위를 묶을 수 있다. 예를 들면, 화학식 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 는 Ba^{2+} 양이온과 NO_3^- 다원자 음이온이 1:2의 비율로 구성된 물질을 의미한다.

2.9 산과 염기

- ▶ 수소 양이온 H^+ 수산화 음이온 OH^-
- ▶ 산(acid) → 물에 용해되어 H^+ 이온을 제공해주는 물질

HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4
염산, 질산, 황산, 인산

- ▶ 염기 (base) → 물에 용해되어 OH^- 이온을 제공하는 물질

NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$

- ▶ 산이 물에 용해될 H^+ 이온은 대응하는 음이온과 함께 형성된다.

$\text{HCl}_{(g)} \rightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

aq : 수용액 g : 기체 l : 액체 s : 고체

- ▶ 산들은 그들의 구조에 따라 다른수의 H^+ 이온을 제공한다.

- ▶ 염이 물에 용해될 때 OH^- 이온에 대응하는 금속양이온이 형성된다.
- ▶ 원자는 실제 존재하는가?
주사투과 현미경(STM)이라는 고성능의 기구를 이용하여 각각의 원자를 실제로 볼 수 있다. 1981년 IBM의 연구진에 의하여 개발된 이 현미경은 약 천만 배의 고성능으로 화학자들로 하여금 원자 자체를 볼 수 있게 하였다.

제 3 장 화학식, 화학반응식, 몰

3.3 아보가드로 수와 몰

- ▶ 아보가드로수 (Avogadro's number) 와 몰
정량화학의 개척자인 이탈리아의 화학자 Amedeo Avogadro(1776~1856)의 이름을 딴 것이다. 아보가드로수는 질량과 수 사이를 관계짓기 위하여 실험적으로 구한 값이다.
 $^{12}_6\text{C}$ 12g 속에 들어 있는 원자의 수가 아보가드로수이다.
물질입자 1 mol 속에 포함되어있는 입자의 수

$$1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23} \text{의 입자}$$

- ▶ 1 mol 은 어떤 입자가 아보가드로수(6.02×10^{23}) 만큼 존재함을 나타낸다.
- ▶ 분자의 **분자량(molecular weight)**은 분자내 모든 원자의 원자량의 합이다. [더 일반적인 용어인 화학식량(formular weight)은, 이온이건 분자이건 상관없이 어느 물질의 한 화학식 단위에 있는 모든 원자의 원자량을 합한 것이다.]

분자량 = 분자내의 원자들의 원자량의 합

프로판(C_3H_8)의 경우

$$3 \text{ C의 원자량} = 3 \times 12 \text{ amu} = 36 \text{ amu}$$

$$8 \text{ H의 원자량} = 8 \times 1 \text{ amu} = 8 \text{ amu}$$

$$\text{C}_3\text{H}_8 \text{의 분자량} = 44 \text{ amu}$$

- ▶ 어느 물질 1 mol은, 분자량이나 화학식량과 같은 질량을 그램(g) 단위로 갖는다.

즉, 프로판의 경우 분자량이 44 amu 이므로 1 mol의 질량은

$$\text{프로판 } 1 \text{ mol} = 44 \text{ g}$$

- ▶ 물질량을 정리하면 다음과 같다.

물질량 = 물질 1 mol 의 질량
 = 물질 6.02×10^{23} 개의 분자(혹은 화학식 단위)의 질량
 = g 단위로 표시된 물질의 분자(화학식)량

▶ 예제

설탕($C_{12}H_{22}O_{11}$)의 분자량은 얼마인가? g/mol 로 설탕의 물질량은 얼마인가?

- 풀이) 1. 주기율표에서 찾아보면 $^{12}_6C$, 1_1H , $^{16}_8O$
 2. 각 원소의 질량수(원자량)에 화학식에 나타난 숫자를 곱한 다음, 모두 합한다.

$$C_{12} = 12\text{개} \times 12 \text{ amu} = 144 \text{ amu}$$

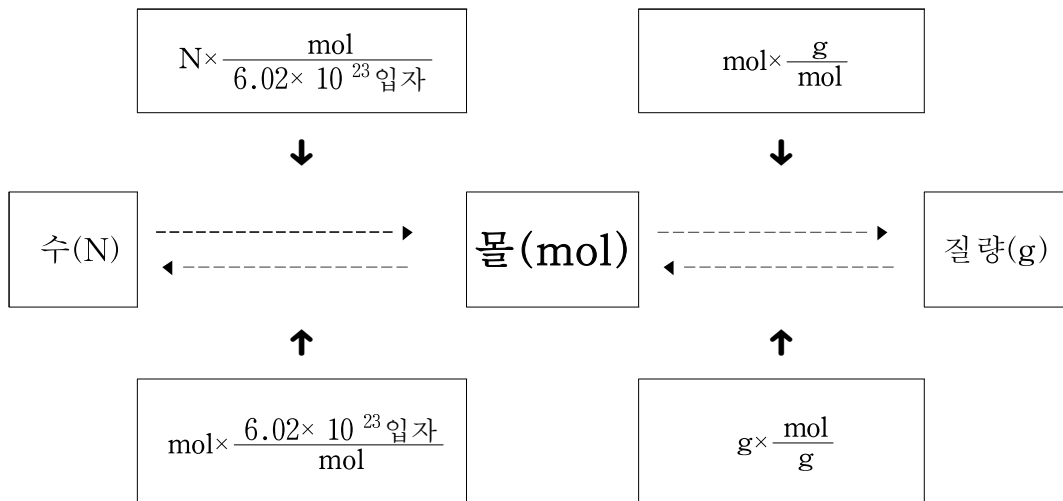
$$H_{22} = 22\text{개} \times 1 \text{ amu} = 22 \text{ amu}$$

$$O_{11} = 11\text{개} \times 16 \text{ amu} = 176 \text{ amu}$$

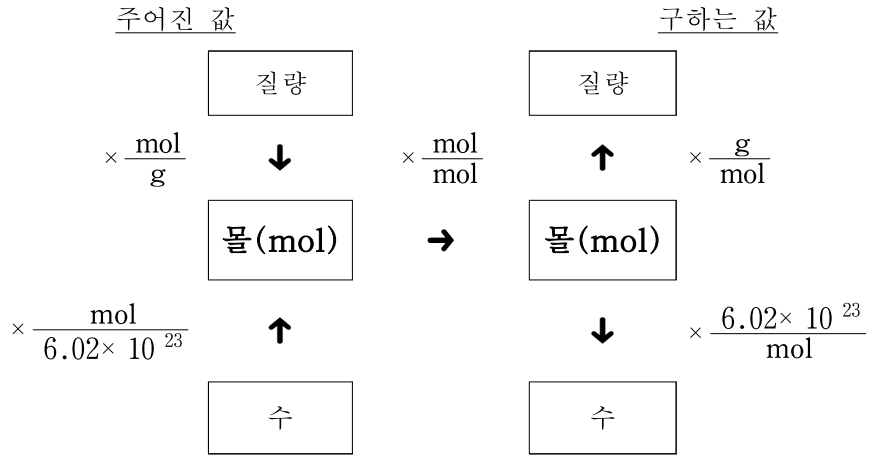
$$\text{설탕}(C_{12} H_{22} O_{11}) = 342 \text{ amu}$$

즉, 설탕의 분자량은 342 amu 이고,
 설탕의 물질량은 342 g/mol 이다.

▶ 몰(mol)은 SI단위이며, 질량 · 원자나 분자의 수를 나타낸다.



▶ 몰을 이용하여 문제에서 주어진값으로 원하는 답 (구하는값)을 계산하는 방법



- ▶ 화학양론 (Stoichiometry) - 반응물과 생성물간의 정량적관계
- ▶ 질소와 수소로 암모니아를 생산하는 화학반응식이다.



1) mol → mol

5.0 mol의 H₂로부터 NH₃ 몇 몰이 생길 수 있는가?

2) 질량 → mol

33.6 g 의 N₂로부터 NH₃ 몇 몰이 생성될수있는가?

3) 질량 → 질량

119 g 의 NH₃를 생성하기 위해서 필요한 H₂의 질량은 얼마인가?

4) 질량 → 개수

17.0 g 의 H₂와 반응하는데 필요한 N₂분자의 수는 얼마인가?

제 8 장 열화학 : 화학 에너지

- ▶ 화학 반응은 왜 일어나는가?

안정성에 있다.

반응이 자발적으로 일어나기 위해서는 생성물이 반응물보다 안정해야 한다.

- ▶ 안정성이란 무엇인가? 화합물에서의 안정성은 어떻게 비교하는가?

화합물의 안정성을 결정하는 가장 중요한 인자는 화합물이 가지고 있는 에너지의 양이다.

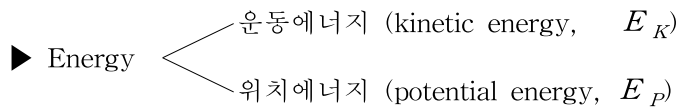
⇒ 많은 양의 에너지를 갖고 있는 화합물들은 일반적으로 덜 안정되고 반응성이 크고,

⇒ 적은 양의 에너지를 갖고 있는 화합물들은 일반적으로 더 안정하고 반응성이 작다.

- ▶ 열화학(thermochemistry) - 반응이 진행되는 동안 일어나는 열의 변화

8.1 열과 에너지

- ▶ Energy - 일을 하거나 열을 공급할 수 있는 능력이다.



$E_K \quad E_P$

$E_K = \frac{1}{2} m v^2$ v : 속도, m : 질량 (물체의 운동에 관한 energy)

E_P 는 저장된 에너지를 물체의 위치 또는 분자의 경우 화학적 조성에 따라 저장되어 있는 energy이다. 물이 낙하할 때 E_P 는 E_K 로 변환된다. 연료로 사용되는 화합물들은 화학결합 안에 E_P 를 가지고 있다. 연소가 일어나는 동안 E_P 의 일부가 열로 방출된다.

- ▶ Energy의 SI단위

몸무게 50kg, 10.0 m/s의 속도

$E_K = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{1}{2} (50 \text{ kg}) (10.0 \text{ m/s})^2 = 2500 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2} = 2500 \text{ J}$

- ▶ 에너지의 SI단위인 $\frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$ 는 영국의 물리학자 James Prescott Joule의 이름을 따라 줄 (J)로 나타낸다.

- ▶ 칼로리

1 cal = 1 g 의 물을 14.5 °C에서 15.5 °C로 1 °C 올리는데 필요한 에너지의 양으로 정의.

- ▶ 1 cal = 4.184 J

- ▶ 영양학자들은 Cal 단위를 사용한다.

1 Cal = 1000 cal = 1 kcal = 4.184 kJ

- ▶ 식품의 에너지 값 또는 열량은 칼로리로 측정된다. 따라서 바나나가 70 Cal를 갖고 있다고 말하는 것은 우리 몸이 바나나를 연료로 사용했을 때 70 Cal (70 kcal) 의 에너지를 방출한다는 것을 의미한다.

8.2 energy의 변화와 에너지 보존

- ▶ 에너지 보존의 법칙(law of conservation of energy)에 따르면 energy는 소멸되거나 창조되지 않는다. energy는 단지 한 형태에서 다른 형태로 변환될 뿐이다.
- ▶ Energy는 많은 형태를 갖는다.
- ▶ 열(heat)은 한 물체에서 다른 물체로, 두 물체의 온도 차이로 이동되는 energy이다.
- ▶ 온도(temperature)는 분자운동에 따른 운동에너지의 척도이다. 구성원자와 분자들이 천천히 움직이면 낮은 온도이고, 빠르게 움직이면 높은 온도이다.
- ▶ 화학에너지(chemical energy)는 분자의 화학결합이 저장 매개체로 작용하는 위치에너지의 일종이다. 화학시료는 반응을 통해 더 안정한 생성물이 될 때 위치에너지를 열이나 빛의 형태로 방출한다.
- ▶ 열역학 제일 법칙 : 우주의 에너지는 일정하다. (단지, 형태만 변한다.)

8.3 내부 에너지와 열역학 제일 법칙

- ▶ 화학반응에 수반되는 에너지의 변화를 추적할 때 반응을 외부와 분리해서 생각한다.
- ▶ 실험을 수행할 때 관심의 초점이 되는 것들을 모아서 계(system)라고 부르고 나머지를 주위(surroundings)라고 부른다.
- ▶ 계가 실제로 주위로부터 고립되어 둘 사이에 에너지 교환이 일어나지 않으면 계의 총내부에너지(internal energy, E) :
계의 모든 입자들이 갖고 있는 운동에너지와 위치에너지의 합- 는 반응의 전후를 통해 일정하다. 이것은 열역학 제일 법칙을 다시 설명한다.

열역학 제일 법칙 : 고립된 계의 총 내부에너지는 일정하다.

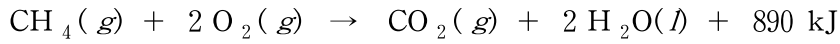
- ▶ 실제로 화학반응을 주위로부터 고립시키는 것은 불가능하다. 결국 계로 들어오거나 계에서 나가는 에너지를 측정해야 한다. 즉, ΔE 로 표시되는 계의 내부 에너지 변화를 측정하여야 한다.
에너지 변화 ΔE 는 계의 초기 상태와 나중 상태의 에너지 차이를 나타낸다.

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}}$$

- ▶ 전통적으로 에너지 변화는 계의 관점에서 측정한다. 계로부터 주위로 흘러나가는 에너지는 계가 에너지를 잃는 것이기 때문에 음(-)의 부호를 갖는다. 주위로부터 흘러 들어오는 에너지는 계가 에너지를 얻게되므로 양(+)의 부호를 갖는다.

예를 들어, 산소 존재하에 1 mol의 메탄(CH_4)을 태우면 890 kJ의 에너지가

방출되고 이 에너지는 계로부터 주위로 열의 형태로 이동된다. ($\Delta E = -890 \text{ kJ}$)
 이 에너지의 흐름은 반응용기를 물 중탕에 넣어 반응의 전후에서 물의 온도가
 변하는 것으로 감지, 측정할 수 있다.



- ▶ 계의 내부에너지는 여러 가지 것들 즉, 화학종, 시료의 양, 온도, 압력, 물리적 상태(고체, 액체, 기체) 등에 의존한다. 계의 내부에너지에 영향을 미치지 않는 것은 계의 이전 상태이다.
- ▶ 내부에너지는 상태함수(state function) 이다.

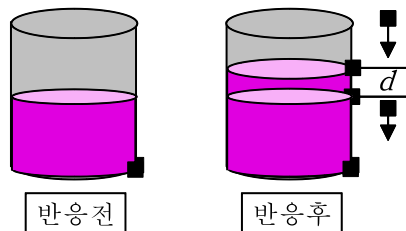
상태함수 : 그 값이 계의 상태에 도달된 경로에 무관하고 단지
 계의 현재상태(상황)에만 의존하는 성질 또는 함수

8.4 팽창의 일

- ▶ 물리학에서는 일(work, w)을 물체의 움직임에 반하는 힘(F)과 움직인 거리(d)의 곱으로 정의한다.

$$\begin{aligned} \text{일} &= \text{거리} \times \text{힘} \\ w &= d \times F \end{aligned}$$

- ▶ 화학에서 나타나는 가장 흔한 형태의 일은 계의 부피변화에 의한 팽창의 일(expansion work)(압력-부피 또는, PV 일)이다. 산소와 프로판의 연소가 피스톤이 연결된 용기안에서 일어나면 생성물 기체의 증가에 의한 압력의 증가로 피스톤을 밀려나게하여 일을 하게 된다.
- ▶ 팽창된 기체가 한 일의 정확한 양은 간단히 계산할 수 있다. 압력은 피스톤의 단위면적 당 작용하는 힘과 같으므로 피스톤의 운동에 반하는 힘은 대기압 P 와 피스톤의 단면적 A 와의 곱과 같다.



피스톤에 작용하는 힘 = 피스톤에 작용하는 압력 × 피스톤의 단면적

$$F = P \times A$$

- ▶ 팽창하는 기체에 의해 피스톤이 거리 d 만큼 밀려났다면 행해진 일은 거리와 힘의 곱 또는 거리, 압력과 단면적의 곱이 된다.

$$w = d \times F = d \times (P \times A)$$

- ▶ 거리 d 와 단면적 A 의 곱이 계의 부피변화이므로 $\Delta V = d \times A$

$$w = P \times \Delta V$$

- ▶ 부피변화가 없으면 $\Delta V=0$ 이고, 일도 ($w=0$) 없다.

- ▶ 일의 단위

압력 P 가 기압, 부피변화 ΔV 가 리터의 단위로 주어지면 일의 단위는 리터·기압 ($L \cdot atm$) 이다. $1 atm = 101 \times 10^3 kg/(m \cdot s^2)$ 이므로 $1 L \cdot atm = 101 J$ 이다.

$$1 L \cdot atm = (1 L) \left(\frac{10^{-3} m^3}{1 L} \right) \left(101 \times 10^3 \frac{kg}{m \cdot s^2} \right) = 101 \frac{kg \cdot m^2}{s^2} = 101 J$$

- ▶ 계가 팽창하는 동안 행해진 일의 부호는 무엇일까?
계가 주위에 일을 행했으므로 에너지가 계를 떠났을 것이고 따라서, 음의 부호를 가져야 한다.

$$w = -P\Delta V$$

8.5 에너지와 엔탈피

- ▶ 계는 열을 전달하거나 일을 하는 것으로 주위와 에너지를 교환할 수 있다.
- ▶ 열을 나타내는 기호로 q 를 사용하여 계의 총에너지 변화 ΔE 를 다음과 같이 나타낼 수 있다

$$\Delta E = q + w = q + (-P\Delta V)$$

- ▶ 위 식을 정리하여 전달된 열의 양을 나타내면

$$q = \Delta E + P\Delta V$$

- ▶ 계를 밀폐하여 ($\Delta V=0$) 진행하면

$$q_v = \Delta E \quad (\text{일정부피 ; } \Delta V=0)$$

즉, 계의 에너지 변화는 모두 열교환에 의해서만 일어난다.

- ▶ 계를 open하여 ($\Delta V \neq 0$) 하면

$$q_p = \Delta E + P\Delta V \quad (\text{일정압력})$$

이 때의 계의 에너지변화는 열전달과 PV 일 모두에 의해 일어난다.

- ▶ 화학에서 이 과정은 매우 중요하다.
- ▶ 일정한 압력하에서 일어나는 반응에서의 열변화를 특별히, 반응의 엔탈피변화(enthalpy change)라고 부르는 ΔH 로 표시한다.

$$q_p = \Delta E + P\Delta V = \Delta H \quad (H = E + PV)$$

- ▶ 엔탈피는 상태함수로서 초기상태와 나중상태의 엔탈피 차이를 아는 것만이 필요하다.

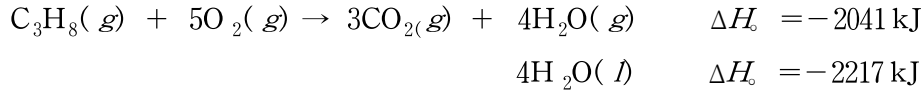
$$\Delta H = H_{\text{products}} - H_{\text{reactants}}$$

- ▶ $\Delta H(\Delta V \neq 0)$ 와 $\Delta E(\Delta V = 0)$ 의 차이는 매우 작아서 이 두 양은 거의 같다. 그러나, 대부분의 화학반응은 완전히 밀폐되지 않은 용기에서 일정한 압력하에서 일어나기 때문에 화학자들은 주로 ΔH 를 측정하고 이것에 대해 고려한다.
- ▶ 엔탈피변화를 보고할 때 반응물과 생성물의 물리적 상태가 고체 (s), 액체 (l), 기체 (g) 또는 수용액 (aq)등으로 명확히 정해져야 한다.
- ▶ 모든 측정이 같은 방법으로 행해져 서로 다른 반응을 비교하기 위해 열역학적 표준상태(thermodynamic standard state)라고 부르는 표준상태가 정의되어있다. 열역학적 표준상태란

298.15 K (25 °C) ; 1 atm(기체의경우) ; 1 M 농도(용액의경우)

- ▶ 표준상태에서 측정된 반응열을 표준 반응엔탈피(standard enthalpy of reactant)라고 부르고

기호 ΔH 로 표시한다. 예를 들어, 프로판의 연소반응은 다음과 같이 표시된다.



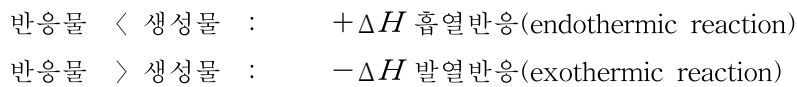
8.6 물리적 및 화학적 변화의 엔탈피

- ▶ 계의 모든 변화는 엔탈피의 감소 또는, 증가를 수반한다.
- ▶ 물리적 변화의 엔탈피

1. 고체를 녹이는데 필요한 열의 양을 용융엔탈피 또는 용융열(heat of fusion), ΔH_{fusion} 이라 부르며 H_2O 의 경우 6.01 kJ/mol이다.
2. 기화하는데 필요한 열의 양을 기화엔탈피 또는, 기화열 (heat of vaporization), ΔH_{vap} 라 부르고 100°C의 H_2O 의 경우 40.7 kJ/mol의 값을 갖는다.
3. 주어진 온도에서 화합물의 승화엔탈피 또는, 승화열 (heat of sublimation), ΔH_{subl} 은 같은 온도에서 용융열과 기화열의 합과 같아야 한다.

$$\Delta H_{\text{subl}} = \Delta H_{\text{fusion}} + \Delta H_{\text{vap}} \quad (\text{H는 상태함수이므로})$$

- ▶ 일정압력하에서 반응이 일어날 때 ΔH 는 계로 들어오거나 나가는 열의 양과 같다. 화학적 변화의 엔탈피를 반응열 (heat of reaction)이라 부른다.



8.7 열계량과 열용량

- ▶ 반응 동안의 열의 양을 측정 → 열량계(calorimeter) → ΔH 를 측정
- ▶ 연소반응의 반응열 측정 → bomb 열량계 → ΔE 를 측정
상승되는 온도는 열량계의 열용량(heat capacity, C)에 의존한다.

$$C = \frac{q}{\Delta T}, \quad \Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{initial}}$$

- ▶ 정확한 양의 열은 단순히 열용량과 온도변화의 곱이 된다.

$$q = C \times \Delta T$$

- ▶ 열용량은 크기성질 즉, 그 값이 물질의 크기와 조성에 의존하는 성질이다. 다른 물질들과 비교하기 위해, 1g의 물질을 1 °C 올리는데 필요한 열의 양으로 정의된 **비열(specific heat)** 이라고 부르는 양을 이용하면 편리하다. 따라서 주어진 물질의 온도를 올리기 위해 필요한 열의 양은 물질의 비열과 질량 그리고 온도변화의 곱으로 표시된다.

$$q = (\text{비열}) \times (\text{물질의 질량}) \times \Delta T$$

- ▶ 1mol의 물질의 온도를 1°C 올리는데 필요한 열의 양으로 정의된 몰 열용량 (molar heat capacity, C_m) 이 있다. 따라서 주어진 몰수의 물질의 온도를 높이는데 필요한 몰의 양은

$$q = (C_m) \times (\text{물질의 몰수}) \times \Delta T$$

8.8 헤스의 법칙

- ▶ 전체반응의 엔탈피변화는 반응 각각의 단계에서의 엔탈피변화의 합과 같다

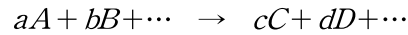
8.9 표준생성열

- ▶ ΔH° 값들은 어떻게 구하는가?
- ▶ 수많은 화학반응에 대해 각각 ΔH° 을 측정할 수는 없다.
- ▶ 가장 효과적인 방법은 ΔH°_f 로 표기하는
표준생성열 (standard heat of formation)을 이용하는 것이다.
표준생성열 : 표준상태에 있는 구성 원소들의 가장 안정한 형태로
부터 표준상태에 있는 1 mol의 화합물이 생성되는가상의
반응에 대한 엔탈피 변화.
- ▶ 표준상태 (298.15 K (25 °C), 1 atm) 에서 가장 안정한 형태에 있는 모든 원소의 ΔH°_f 는 영이다.
- ▶ 모든 에너지 계산은 실제 엔탈피의 값이 아니고 엔탈피 변화에 기초되고 있다.
- ▶ 모든 원소에 대해 ΔH°_f (kJ/mol) 을 영으로 정의 하는 것은 열역학적인 기준점을 정하는 것으로 이로부터 엔탈피변화를 측정할 수 있다.
- ▶ 화학반응의 표준엔탈피 변화는

모든 생성물의 표준생성열에서 모든 반응물의 표준생성열을 뺀 값이다.

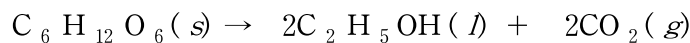
$$\Delta H^\circ = H^\circ_{\text{products}} - H^\circ_{\text{reactants}}$$

다음 반응의 ΔH° 는



$$\Delta H^\circ = [c\Delta H_f^\circ(C) + d\Delta H_f^\circ(D) + \dots] - [a\Delta H_f^\circ(A) + b\Delta H_f^\circ(B) + \dots]$$

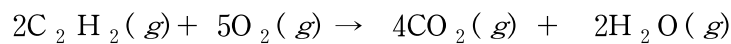
- ▶ 예를들면, 포도당이 발효되어 에틸알콜(에탄올)이 되는 반응의 ΔH° 를 계산하여 보자.
이 반응은 알콜성분이 있는 원료를 제조하는 과정에서 일어난다.



$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= [2 \times \Delta H_f^\circ(\text{ethanol})] + [2 \times \Delta H_f^\circ(CO_2)] - \Delta H_f^\circ(\text{glucose}) \\ &= (2 \text{ mol} \times -277.7 \text{ kJ/mol}) + (2 \text{ mol} \times -393.5 \text{ kJ/mol}) \\ &\quad - (1 \text{ mol} \times -1260 \text{ kJ/mol}) = -82 \text{ kJ} \end{aligned}$$

이 발효반응은 82 kJ의 발열반응이다.

- 예제 > 아세틸렌용기에서 아세틸렌이 연소하여 $CO_2(g)$ 와 $H_2O(g)$ 를 생성하는 반응의 ΔH° 를 kJ의 단위로 계산하여라.



$$\Delta H_f^\circ[C_2H_2(g)] = 226.7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ[H_2O(g)] = -241.8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ[CO_2(g)] = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ[O_2(g)] = 0 \text{ kJ/mol} \quad (\text{모든 원소는 } 0)$$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= [4 \times \Delta H_f^\circ(CO_2)] + [2 \times \Delta H_f^\circ(H_2O)] - [2 \times \Delta H_f^\circ(C_2H_2)] \\ &= (4 \times -393.5) + (2 \times -241.8) - (2 \times 226.7) \\ &= -2511 \text{ kJ} \end{aligned}$$

반응식에 의하면 2 mol 아세틸렌의 연소반응은 2511 kJ의 발열반응이다.

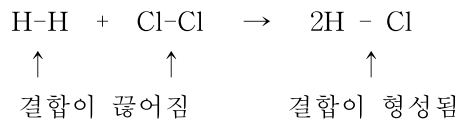
8.10 결합해리엔탈피

- ▶ 원자들 사이에서 전자들을 공유하면서 이루어지는 결합을

공유결합(covalent bond)이라 부른다.

- ▶ 한쌍의 수소가 결합을 이룰 때 낮은 에너지를 갖는 H_2 분자를 형성하며, 이 과정에서 436 kJ/mol 의 에너지를 방출한다. 이 과정을 역으로 보면, 436 kJ/mol 의 에너지를 H_2 분자에 첨가하여야 2 개의 수소원자로 갈라진다.
- ▶ 결합해리에너지(bond dissociation energy, D)
기체상태에 있는 고립분자의 화학결합을 끊는 데에 필요한 에너지의 양 - 결합을 이룰 때 방출한 에너지 양 - 을 결합해리에너지(bond dissociation energy, D) 라 부른다.
결합해리에너지는 항상 양(+)의 값을 갖는다. 이는 결합을 끊는데 에너지를 공급하여야 하기 때문이다. 역으로 결합을 이룰 때 방출한 에너지는 음(-)의 값을 갖는다.
- ▶ 표준생성열로부터 반응열을 결정하는 방법은 매우 유용하나, 반응에 참여하는 모든 화합물들의 ΔH_f° 을 알아야 한다는 단점이 있다.
- ▶ ΔH° 를 계산하기 위한 ΔH_f° 자료가 불충분한 경우 결합해리에너지(D)를 이용하면 근사값을 구할 수 있다.

$$\Delta H^\circ = D(\text{결합이 끊어짐}) - D(\text{결합이 형성됨})$$



$$Cl_2 \text{의 } D = 243 \text{ kJ/mol}$$

$$H_2 \text{의 } D = 436 \text{ kJ/mol}$$

$$HCl \text{의 } D = 432 \text{ kJ/mol}$$

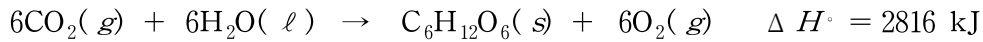
$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= [DCl_2 + DH_2] - [2 \times DHC] \\ &= (1 \text{ mol} \times 243 \text{ kJ/mol}) + (1 \text{ mol} \times 436 \text{ kJ/mol}) - (2 \text{ mol} \times 432 \text{ kJ/mol}) \\ &= -185 \text{ kJ} \end{aligned}$$

따라서, 전체반응의 근사값인 ΔH° 이 -185 kJ임을 알 수 있다.

8.11 연료의 효율과 연소열

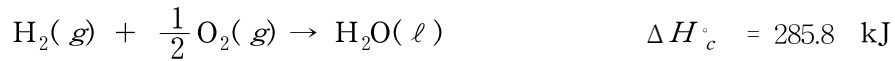
- ▶ 모든 발열반응 중에서 가장 전형적인 반응은 연료가 산소와 반응하여 물과 CO_2 , 그리고 열을 발생시키는 연소반응이다.

- ▶ 수소를 제외하고 흔히 사용하는 연료는 모두 유기화합물인데, 이 화합물의 에너지는 궁극적으로 녹색식물의 탄수화물의 광합성을 통해 태양으로부터 온다.
- ▶ 광합성의 결과는 이산화탄소(CO_2)와 물(H_2O)이 포도당($C_6H_{12}O_6$)으로 변환되는 것으로 요약할 수 있다.
- ▶ 생성된 포도당은 셀룰로오스와 녹말로 변환되고 다시 이것들은 식물의 구조물질, 그리고 동물의 먹이가 된다.
- ▶ 이 변환은 매우 큰 흡열반응이고 매우 큰 태양에너지를 필요로 한다.



- ▶ 식물에 의해 흡수되는 총 태양에너지의 양은 연간 약 10^{19} kJ 로 추정되며 이 양은 연간 약 5×10^{14} kg 의 포도당을 합성할 수 있는 양이다.
- ▶ 가장 흔히 사용되고 있는 연료 - 석탄, 천연가스, 석유 등은 고생대유기물질들이 부패되고 남은 것들이다.
- ▶ 석탄과 석유는 모두 수많은 화합물들의 복잡한 혼합물이다.
- ▶ 석탄은 기본적으로 식물에서부터 온 것이며
- ▶ 석유는 점성이 큰 액체 탄화수소 - 탄소와 수소의 화합물 - 의 혼합물이며 주로 태양생물로부터 온 것이다.
- ▶ 화합물을 태울 때 발생하는 열을 **연소열(heat of combustion)** 또는 연소엔탈피, ΔH_c° 라고 한다.

예를 들면, 수소는 $\Delta H_c^\circ = -285.8$ kJ이고, 메탄은 $\Delta H_c^\circ = -890.3$ kJ이다.



- ▶ 서로 다른 연료의 효율을 비교하면 몰당 엔탈피보다 그램당 연소엔탈피, 또는 밀리미터당 엔탈피를 사용하는 것이 편리하다.

kJ/mol, kJ/g, kJ/mL

8.12 엔트로피

- ▶ 화학에서 자발적(Spontaneous) 과정은 외부의 연속적인 영향이 없이 그 자체로 진행되는 과정을 말한다.
- ▶ 이와는 반대로 비자발적 과정은 어떤 연속적인 외부의 영향하에서만 일어난다.
- ▶ 열을 흡수하는 자발적 과정에서 공통되는 현상은 계의 분자의 무질서도 또는 무작정도가 증가하는 것이다.

- ▶ 얼음에서 고정되어 있던 H_2O 분자들은 결정성을 잃어버리고, 액체상태 물에서 훨씬 더 자유롭게 움직인다.
- ▶ 계의 분자의 무질서도(혼란도) 양을 계의 엔트로피(entropy)라 부르고 S 로 표시한다.
- ▶ 엔트로피는 J/K (joules per kelvin)의 단위를 갖고 순수한 물질에 대해 결정될 수 있는 양이다.
- ▶ S 가 클수록 물질의 분자의 무질서도가 크다.
기체는 액체보다 S 가 크고 액체는 고체보다 S 가 크다.

$$S \text{ 는 } \text{기체} > \text{액체} > \text{고체}$$

- ▶ 엔트로피 변화는 ΔS 로 나타낸다.
 S 가 증가하면 무질서도가 계에 들어오기 때문에 ΔS 는 양의 값을 갖는다.
- ▶ 얼음이 녹는 반응은 $\Delta S^\circ = 22.0 \text{ J}/(\text{K} \cdot \text{mol})$
물이 얼 때는 $\Delta S^\circ = -22.0 \text{ J}/(\text{K} \cdot \text{mol})$
- ▶ 과정이 자발적인가를 결정하기 위해서는 엔탈피와 엔트로피 모두를 고려해야 한다.

자발적 과정 : H 가 줄어들면 유리하다 (음수의 ΔH)
 S 가 증가하면 유리하다 (양수의 ΔS)
 비자발적 과정 : H 가 증가하면 유리하다 (양수의 ΔH)
 S 가 감소하면 유리하다 (음수의 ΔS)

8.13 자유에너지

- ▶ 화학반응 또는 다른 과정들의 자발점을 결정할 때, 열(엔탈피)과 무질서도(엔트로피)를 고려하기 위해 깁스 자유에너지 변화(Gibbs free energy change, ΔG)라 부르는 양을 다음과 같이 정의한다.

$$\begin{array}{ccccccc} \Delta G & = & \Delta H & - & T & \Delta S & \\ \uparrow & & \uparrow & & \uparrow & \swarrow & \\ \text{자유에너지변화} & & \text{반응열} & & \text{온도(K)} & \text{엔트로피변화} & \end{array}$$

- ▶ ΔG 는 화학반응 또는 물리적 변화의 자발점을 정하는 일반적인 기준이 된다.

$$\begin{array}{ll} \Delta G < 0 & \text{자발적 과정} \\ \Delta G = 0 & \text{평형} \end{array}$$

$$\Delta G > 0 \quad \text{비자발적 과정}$$

▶ 평형

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

- ▶ 얼음이 녹는 과정에서 알려진 ΔH 와 ΔS 값을 이용하면 액체물과 고체 얼음이 평형에 있는 온도를 구할수 있다.

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{6.01 \text{ kJ}}{0.022 \text{ kJ/K}} = 273 \text{ K} = 0 \text{ }^\circ\text{C}$$

제 9 장 기체 : 기체의 성질과 행동

9.1 기체와 기체의 압력

- ▶ 기체는 압축할 수 있다.
- ▶ 기체는 낮은 밀도를 가진다.
고체나 액체의 밀도는 대부분 2g/mL이나 일반적인 기체의 밀도는 2g/mL이다.
이것은 액체나 고체의 밀도는 기체밀도의 약 1.000배라는 것을 의미한다.
- ▶ 기체는 완전히 혼합된다.
- ▶ 기체는 용기에 균일하게 채워진다.
- ▶ 기체는 용기의 모든면에 균일한 압력을 나타낸다.

- ▶ 1643년 이탈리아의 과학자 E. Torricelli에 의해서 기압계가 만들어졌다.

- ▶ 압력은 단위면적당 누르는 힘으로 정의한다.

$$\text{압력 (P)} = \frac{\text{힘}}{\text{면적}} = \frac{F}{A}$$

$$F = \text{질량} \times \text{가속도} = m \times a$$

$$\text{지상에서 중력가속도 } a = 9.81 \text{ m/s}^2$$

- ▶ 기압은 해면의 평균 대기압으로 정의하며 이것이 표준압력이다.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101,325 \text{ Pa}$$

9.2 기체의 법칙

- ▶ 고체나 액체와 달리 기체들을 그들의 화학적 조성이 달라도 유사한 물리적 작용을 나타낸다.
- ▶ 기체의 물리적 상태는 4가지 변수 즉, **압력(P)**, **온도(T)**, **부피(V)**, **몰수(N)**를 정의 될 수 있다.
이들 변수들의 관계를 기체법칙 (gas law)이라 부른다.
- ▶ **보일의 법칙** : 부피와 압력 사이의 관계. 기체의 부피는 압력에 반비례 한다.

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{또는} \quad PV = k$$

이를 이용하여 두가지 상태에서의 압력과 부피를 구할 수 있다.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

- 예제>** 어떤 자동차엔진 내부에서 실린더 체적이 475 mL 일 때 압력은 1.05 atm 이다.
기체가 압축될 때 같은 온도에서 압력은 5.65 atm 으로 증가 한다.
압축된 기체의 체적은 얼마인가?

$$\text{풀이} > V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} = 475 \text{ mL} \times \frac{1.05 \text{ atm}}{5.65 \text{ atm}} = 88.3 \text{ mL}$$

- ▶ 샤를의 법칙: 부피와 온도사이의 관계 (1787년) : 프랑스의 과학자 J.Charles

기체의 부피는 절대 온도에 비례한다.

$$V \propto T \quad \text{또는} \quad \frac{V}{T} = k$$

두 조건사이의 관계속도

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- 예제 > 52 °C에서 어떤 기체의 체적은 185 mL 이다.

온도가 -17 °C로 내려가면 이때 체적은 얼마인가?

$$\text{풀이} > V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 185 \text{ mL} \times \frac{256 \text{ K}}{325 \text{ K}} = 146 \text{ mL}$$

- ▶ Gay-Lussac의 법칙: 압력과 온도사이의 관계. 압력은 절대온도에 비례한다.

$$P \propto T \quad \text{또는} \quad \frac{P}{T} = k$$

같은 체적에서 두 조건의 관계는

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

- 예제 > 강철용기 속의 기체 압력은 25 °C에서 760 torr이다.

온도를 50 °C로 증가시킬 때 용기의 기체 압력은 얼마인가?

$$\text{풀이} > P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 760 \text{ torr} \times \frac{323 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 824 \text{ torr}$$

- ▶ 아보가드로의 법칙 : 부피와 몰수의 관계. 기체의 부피는 몰수에 비례한다.

$$V \propto n \quad , \quad \frac{V}{n} = k \quad , \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

9.3. 이상 기체 법칙

▶ $V \propto \frac{1}{P}$, $V \propto T$, $V \propto n$

이들 세식을 하나의 식으로 정리하면

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

▶ 여기에, 상수 R (기체상수)를 사용하여

$$V = \frac{nRT}{P}$$

▶ 여기에서, 이상 기체 법칙

$$P V = n R T$$

▶ 기체상수 R 값은 기체의 몰 부피에서 계산할 수 있다.
기체 1 mol은 0. C (273 K) 1 atm에서 22.4 L의 부피를 가지므로

$$\begin{aligned} R &= \frac{RV}{nT} = \frac{(1 \text{ atm})(22.4 \text{ L})}{(1 \text{ mol})(273.15 \text{ K})} = 0.08206 \text{ L atm/K mol} \\ &= 8.314 \text{ J/k mol} \end{aligned}$$

▶ 1 atm, 0. C 를 표준온도, 압력(Standard temperature and pressure, STP)

$$\begin{aligned} \text{STP} : T &= 273 \text{ K} \\ P &= 1 \text{ atm} \end{aligned}$$

▶ 일정한 n 에서 P , V , T 가 변할수 있는 어떤 기체에서 다음 식을 얻을 수 있다.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

▶ 결국 온도 압력 부피가 나오는 문제는 위의 식으로 풀 수가 있다.

예제 > 25.8 L인 기체의 압력과 온도는 각각 690 torr와 17 °C이다.
 압력이 1.85 atm, 온도가 345 K일 때 체적은 얼마인가?

풀이> 초기 조건 최종 조건

$$V_1 = 25.8 \text{ L} \qquad V_2 = ?$$

$$P_1 = 690 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0.908 \text{ atm} \qquad P_2 = 1.85 \text{ atm}$$

$$T_1 = (17 + 273) \text{ K} = 290 \text{ K} \qquad T_2 = 345 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}, \qquad V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \times \frac{T_2}{T_1}$$

$$V_2 = 25.8 \text{ L} \times \frac{0.908 \text{ atm}}{1.85 \text{ atm}} \times \frac{345 \text{ K}}{290 \text{ K}} = 15.1 \text{ L}$$

예제 > STP에서 1mol의 체적은 얼마인가?

풀이> $P = 1 \text{ atm}$, $T = 273 \text{ K}$, $n = 1 \text{ mol}$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \text{ mol} \times 0.0821 (\text{L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}) \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 22.4 \text{ L}$$

▶ Dalton의 분압 배치 : 전체 압력은 각 부분 압력의 합과 같다.

$$P_1 = 100 \text{ torr}, \quad P_2 = 150 \text{ torr}, \quad P_3 = 200 \text{ torr}$$

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 = 100 + 150 + 200 = 450 \text{ torr}$$

▶ 표준 상태에서 기체 1 mol의 체적 22.4 L 는 몰체적(molar volume)이라 한다.

▶ 기체 1몰을 세 개의 양으로 나타내면,

- (1) 몰체적 (2) Avogadro 수 (3) 물질량

▶ STP에서 기체의 밀도는 물질량을 몰체적으로 나눈 값이다.

$$\text{CO}_2 \text{의 경우} : \frac{44 \text{ g/mol}}{22.4 \text{ L/mol}} = 1.96 \text{ g/L}$$

