

제 1 교시

2015학년도 교육과정 탐구영역 배경지식

국어 영역 (화학 II)

성명		수험 번호																		
----	--	-------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

- 문제지의 해당란에 성명과 수험번호를 정확히 쓰시오.
- 답안지의 필적 확인란에 다음의 문구를 정자로 기재하시오.

화학은 빈곤 및 기아와 풍요로운 생활 간의 차이를 유발한다.

- 답안지의 해당란에 성명과 수험번호를 쓰고, 또 수험번호와 답을 정확히 표시하시오.
- 문항에 따라 배점이 다르니, 각 물음의 끝에 표시된 배점을 참고하시오.
배점은 2점 또는 3점입니다.

※ 시험이 시작되기 전까지 표지를 넘기지 마시오.

제 1 교시

국어 영역

1. 기체의 성질

물질의 세 가지 상태 중 기체는 분자 사이의 거리가 멀고 분자 운동이 활발하다. 그러므로 기체는 압력에 따라 부피가 쉽게 변할 뿐만 아니라 온도에 따라서도 부피가 달라진다. 이와 관련된 기체의 성질을 알아보자.

압력이란 단위 면적에 작용하는 힘을 가리킨다. 기체에 의해서도 압력이 나타나는데, 이것은 기체 분자들이 끊임없이 운동하면서 물체와충돌하여 힘을 가하기 때문이다.

지구 대기가 나타내는 압력을 대기압이라고 한다. 1643 년 토리첼리(Torricelli, E., 1608~ 1647)는 수은을 채운 유리관을 거꾸로 세우면 관 속의 수은이 760 mm가 되는 지점에서 멈추는 것을 발견하였다.

이를 통해 대기압은 760 mm의 수은 기둥이 나타내는 압력과 같다는 것을 알 수 있으며, 이때의 압력을 1 기압(atm)으로 정의하고 다음과 같이 나타낸다.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

주사기에 공기를 넣고 주사기 끝을 막은 후 피스톤을 밀면 주사기 속의 기체 부피가 줄어들고, 피스톤에서 손을 떼면 기체 부피가 다시 늘어난다. 이처럼 기체는 고체나 액체와 달리 압력에 의해 쉽게 부피가 변하는데, 기체의 압력과 부피 사이에는 어떤 정량적 관계가 있을까?

1662 년 보일은 한쪽 끝이 막힌 J자 모양의 유리관과 수은을 사용하여 압력에 따른 기체의 부피를 측정하였다. 유리관의 열린 쪽에 수은을 넣어 압력을 증가시키면 막힌 쪽에 갇혀 있던 기체의 부피가 줄어드는데, 이때 압력이 2 배로 증가하면 기체의 부피는 $\frac{1}{2}$ 로 줄어들고, 압력이 3 배로 증가하면 부피는 $\frac{1}{3}$ 로 줄어든다.

이처럼 온도가 일정할 때 일정량의 기체 부피(V)는 압력(P)과 반비례 관계에 있는데, 이것을 **보일 법칙**이라고 하며 식으로 나타내면 다음과 같다.

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ 또는 } PV = k \text{ (k는 상수)}$$

기체의 양과 온도가 일정할 경우, 압력이 P_1 일 때 기체의 부피를 V_1 이라 하고 압력이 P_2 일 때 기체의 부피를 V_2 라고 하면 다음과 같은 관계가 성립한다.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

열기구 속의 공기를 가열하면 공기의 부피가 팽창하면서 열기구가 떠오르는 것을 볼 수 있다. 이처럼 기체는 온도에 따라

부피의 변화가 크게 나타난다. 그러면 기체의 온도와 부피 사이에는 어떤 정량적인 관계가 있을까?

1787 년 샤를은 기체의 온도와 부피의 관계를 밝혀냈다. 샤를의 실험에 따르면 일정한 압력에서 일정량의 기체 부피는 온도가 1 °C 높아질 때마다 0 °C일 때 부피의 $\frac{1}{273}$ 씩 증가한다. 즉 다음과 같은 관계식이 성립한다.

$$V_t = V_0 + \frac{V_0}{273} t$$

(V_t : t°C에서 기체 부피, V_0 : 0°C에서 기체 부피)

기체의 부피가 0이 되는 온도는 -273 °C인데, 기체의 부피가 0이 되는 온도인 -273 °C를 절대 영도라고 하고, 절대 영도를 0으로 하여 섭씨온도와 같은 간격으로 나타내는 온도를 절대 온도라고 한다. 절대 온도는 T로 나타내며, 단위는 K (Kelvin) 을 사용한다.

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273$$

압력이 일정할 때 일정량의 기체 부피 (V) 는 절대 온도 (T) 에 비례한다. 이것을 **샤를 법칙**이라고 하며 식으로 나타내면 다음과 같다.

$$V \propto T \text{ 또는 } \frac{V}{T} = k \text{ (k는 상수)}$$

기체의 양과 압력이 일정할 경우, 온도가 T_1 일 때 기체 부피를 V_1 이라 하고 온도가 T_2 일 때 기체 부피를 V_2 라고 하면 다음과 같은 관계가 성립한다.

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

풍선에 공기를 불어 넣을수록 풍선의 부피는 계속 커진다. 이것은 온도와 압력이 일정할 때 기체의 양이 많을수록 기체의 부피가 커지기 때문이다. 그러면 기체의 몰수와 부피 사이에는 어떤 정량적인 관계가 있을까?

1811 년 아보가드로 (Avogadro, A., 1776~1856) 는 '기체의 종류와 관계없이 모든 기체는 같은 온도와 압력에서 같은 부피 속에 같은 수의 입자를 갖는다.' 라는 가설을 발표하였다. 그 후 오랜 시간이 걸쳐 이 가설은 실험을 통해 증명되었고, '일정한 온도와 압력에서 기체의 부피 (V) 는 몰수 (n)에 비례한다.'라는 **아보가드로 법칙**으로 정립되었다.

$V \propto n$ 또는 $V = kn$ (k 는 상수)

또 0 °C, 1 기압에서 기체 1 몰의 부피는 기체의 종류와 관계없이 22.4 L라는 것이 밝혀졌으며, 이 부피를 몰 부피라고 한다.

일정량의 기체에서 온도와 압력이 동시에 변할 때 기체의 부피는 어떻게 변할까? 보일 법칙과 샤를 법칙에 의하면 일정량의 기체 부피는 압력에 반비례하고 절대 온도에 비례하며, 이를 다음과 같은 식으로 나타낼 수 있다.

$$\frac{PV}{T} = k \text{ (} k \text{는 상수)}$$

아보가드로 법칙에 의하면 0 °C, 1 기압에서 기체 1 몰의 부피는 22.4 L이므로, 준식으로부터 상수 k 를 구할 수 있다.

$$\frac{PV}{T} = \frac{1\text{atm} \times 22.4\text{L/mol}}{273\text{K}} \approx 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{mol} \cdot \text{K})$$

이때 0.082 atm · L/(mol · K)는 기체의 종류와 관계없이 일정하므로 **기체 상수**라고 부르며, R 로 나타낸다.

한편, 온도와 압력이 일정할 때 기체의 부피는 몰수에 비례하므로, 0 °C, 1 기압에서 기체 n 몰의 부피는 $n \times 22.4$ L이다. 따라서 기체 n 몰에 대해 식을 고쳐 쓰면 다음과 같다.

$$\frac{PV}{T} = nR$$

즉 기체의 압력, 온도, 부피, 몰수의 관계는 다음과 같은 식으로 나타낼 수 있다.

$$PV = nRT$$

이 식을 **이상 기체 방정식**이라 하며, 이상 기체 방정식을 정확히 따르는 기체를 **이상기체**라고 한다.

이상 기체 방정식을 다음과 같이 쓰면 기체의 몰수를 쉽게 구할 수 있다.

$$n = \frac{PV}{RT}$$

준식으로부터 기체의 몰수는 기체의 압력, 온도 및 부피와 관련이 있으며, 기체의 종류와는 관련이 없다는 것을 알 수 있다. 즉 기체의 종류가 서로 달라도 압력, 온도, 부피가 같으면 기체 분자 수는 서로 같다.

이상 기체 방정식을 이용하면 기체의 분자량을 구할 수

있다. 분자량이 M 인 기체의 질량이 w 일 때 기체의 몰수(n)는 $\frac{w}{M}$ 이므로, 준식을 다음과 같이 나타낼 수 있다.

$$\frac{w}{M} = \frac{PV}{RT}$$

$$\therefore M = \frac{wRT}{PV}$$

1. 표는 온도 T 에서 X(g)와 Y(g)에 대한 자료이다.

기체	화학식량	압력(atm)	밀도(g/L)
X(g)	x	1	$3a$
Y(g)	y	2	$2a$

$\frac{x}{y}$ 는?

- ① $\frac{4}{3}$ ② $\frac{3}{2}$ ③ 2 ④ 3 ⑤ 4

2. 표는 같은 양(mol)의 기체 (가)~(다)에 대한 자료이다.

기체	압력(기압)	부피(L)	온도(K)
(가)	1	1	200
(나)	x	2	200
(다)	2	2	y

$x \times y$ 는?

- ① 200 ② 400 ③ 600 ④ 800 ⑤ 1000

2. 혼합 기체의 부분 압력

서로 반응하지 않는 두 종류 이상의 기체들이 혼합되어 있을 때 각 성분 기체가 나타내는 압력을 **부분 압력 (분압)** 이라고 한다. 혼합 기체의 압력은 각 성분 기체의 부분 압력과 어떤 관계에 있을까?

일정한 온도에서 1 기압의 산소 1 L와 1 기압의 질소 1 L를 혼합하면 전체 부피는 2 L가 되고, 혼합 기체의 압력은 1 기압을 나타낸다.

보일 법칙을 적용하여 혼합 기체 중 산소의 부분 압력을 구해 보자. 혼합 전 산소의 압력과 부피를 곱한 값은 혼합 후 산소의 압력과 부피를 곱한 값과 같으므로, 혼합 후 산소의 압력은 다음과 같이 구할 수 있다.

$$1 \text{ atm} \times 1 \text{ L} = x \times 2 \text{ L} \quad \therefore x = 0.5 \text{ atm}$$

같은 방법으로 혼합 후 질소의 압력을 구하면 0.5 기압이 된다.

따라서 혼합 기체의 전체 압력 (P) 과 산소의 부분 압력 ($P_{\text{산소}}$), 질소의 부분 압력($P_{\text{질소}}$) 사이에는 다음과 같은 식이 성립한다.

$$P = P_{\text{산소}} + P_{\text{질소}}$$

1801 년 돌턴 (Dalton, J., 1766~1844) 은 서로 반응하지 않는 여러 가지 기체가 섞여 있을 때 혼합 기체의 압력은 각 성분 기체가 나타내는 부분 압력의 합과 같다는 사실을 알아냈다. 이것을 돌턴의 **부분 압력 법칙**이라고 한다.

$$P = P_A + P_B + \dots$$

(P : 혼합 기체의 압력 $P_A, P_B \dots$: 성분 기체의 부분 압력)

기체의 압력은 기체 분자가 용기 벽에 충돌하면서 나타나므로 부피가 일정할 때 기체 분자 수가 많을수록 기체의 압력이 증가한다. 혼합 기체에서 성분 기체의 부분 압력은 각 기체의 몰수와 어떤 관계에 있을까?

일정한 온도에서 서로 반응하지 않는 n_A 몰의 기체 A와 n_B 몰의 기체 B를 섞으면 혼합 기체의 몰수는 $(n_A + n_B)$ 몰이 된다. 이때 혼합 기체의 몰수에 대한 기체 A의 비율은

$$\frac{n_A}{n_A + n_B} \text{ 이고, 기체 B의 비율은 } \frac{n_B}{n_A + n_B} \text{ 인데, 이것을 몰 분율이라고 한다.}$$

기체 A 분자가 용기에 충돌하여 나타내는 압력을 P_A , 기체 B 분자가 용기에 충돌하여 나타내는 압력을 P_B , 혼합 기체의 압력을 P 라고 할 때, 기체의 압력은 분자 수에 비례하므로 다음과 같이 나타낼 수 있다.

$$P: P_A = (n_A + n_B): n_A, \quad P: P_B = (n_A + n_B): n_B$$

따라서 P_A 와 P_B 는 각각의 몰 분율에 비례하며, 다음과 같은 식이 성립한다.

$$P_A = P \times \frac{n_A}{n_A + n_B}, \quad P_B = P \times \frac{n_B}{n_A + n_B}$$
$$P = P_A + P_B$$

즉 혼합 기체에서 각 성분 기체가 나타내는 부분 압력은 각 성분 기체의 몰 분율에 비례한다. 이것은 각각의 성분 기체 분자가 독립적으로 행동한다는 것을 의미한다.

기체 분자는 눈에 보이지 않을 정도로 매우 작으므로, 기체가 분자로 이루어져 있다는 것이나 기체의 압력이 기체 분자의 운동 때문에 나타난다는 것을 쉽게 알 수 없다. 그러면 눈에 보이지 않는 기체 분자들의 운동으로 기체의 성질을 어떻게 설명할 수 있을까?

보일 법칙, 샤를 법칙, 이상 기체 방정식 등의 기체 법칙은 기체의 압력, 온도, 몰수, 부피 등의 관계를 나타내고 있으나 그것이 성립하는 까닭을 설명하지는 않는다. 기체의 성질을 기체 분자의 운동으로 설명하는 이론을 **기체 분자 운동론**이라 하는데, 이것은 몇 가지 가정에 근거하며 다음과 같이 정리할 수 있다.

1. 기체 분자는 끊임없이 불규칙한 직선 운동을 한다.
2. 기체 분자끼리 충돌한 후나 기체 분자가 용기 벽에 충돌한 후 에너지의 손실이 없다.
3. 기체 분자의 크기는 기체의 부피에 비해 매우 작으므로 무시한다.
4. 기체 분자 사이에는 인력이나 반발력이 작용하지 않는다.
5. 기체 분자들의 평균 운동 에너지는 절대 온도에 비례한다.

기체 분자 운동론에 의하면 기체 분자는 끊임없이 불규칙한 직선 운동을 하며 용기 벽에 충돌하는데, 이때 용기 벽의 단위 면적당 받는 힘의 크기가 기체의 압력에 해당한다. 따라서 단위 면적에 충돌하는 분자 수가 많을수록 기체의 압력은 커진다.

기체 분자 운동론으로 기체의 온도, 압력, 부피의 관계를 설명해 보자.

온도가 높아지면 기체 분자들의 평균 운동 속도가 빨라진다. 이때 용기의 부피가 고정되어 있다면, 기체 분자가 용기 벽에 충돌하는 힘과 횟수가 증가하므로 압력이 증가한다 ($P \propto T$).

한편, 온도가 일정하면 기체 분자들의 평균 운동 속도가 일정하다. 이때 외부 압력이 증가하면 용기의 부피가 감소하여 기체 분자들이 용기 벽에 더 많이 충돌하므로 기체의 압력이 증가한다. 용기의 부피는 곧 기체의 부피이므로, 기체의

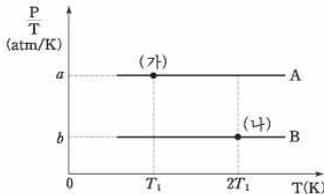
부피와 압력은 반비례한다($V \propto \frac{1}{P}$).

따라서 기체의 압력, 부피, 온도의 관계는 $PV \propto T$ 로 나타낼 수 있다. 또 아보가드로 법칙에 의해 기체의 부피는 몰수에 비례하므로 ($V \propto n$), 다음과 같이 이상 기체 방정식이 성립하는 것을 알 수 있다.

$$PV \propto T \text{이므로 } PV = RT \text{ (기체 1몰일 때, } R \text{는 기체 상수)}$$

$$PV = nRT \text{ (기체 } n \text{몰일 때, } R \text{는 기체 상수)}$$

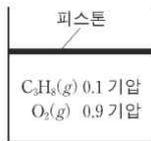
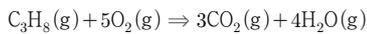
3. 그림은 같은 부피의 용기에 각각 들어 있는 기체 A와 B에 대하여 절대 온도(T)에 따른 $\frac{\text{압력(P)}}{\text{절대 온도(T)}}$ 을 나타낸 것이다.



(가)에서 A의 압력
(나)에서 B의 압력은?은?

- ① $\frac{b}{2a}$ ② $\frac{2b}{a}$ ③ $\frac{a}{2b}$ ④ $\frac{a}{b}$ ⑤ $\frac{2a}{b}$

4. 다음은 온도 T에서 C₃H₈의 연소 반응식과 실린더에 반응물이 들어 있는 초기 상태를 나타낸 것이다.



반응이 완결된 후, 온도 T에서 실린더 속 기체에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 대기압은 일정하고 피스톤의 질량과 마찰은 무시한다.)

< 보 기 >

ㄱ. 혼합 기체의 압력은 반응 전보다 크다.
 ㄴ. 혼합 기체의 부피는 반응 전보다 크다.
 ㄷ. CO₂의 부분 압력은 $\frac{3}{7}$ 기압이다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄷ ④ ㄱ, ㄴ ⑤ ㄴ, ㄷ

3. 분자 간 상호 작용

물질의 상태는 온도와 밀접한 관계가 있다. 일반적으로 온도가 높아지면 분자 운동이 활발해지고, 분자의 평균 운동 에너지가 커진다. 이때 분자 간 힘을 극복할 만큼 운동 에너지가 크면 분자들이 모두 흩어져서 기체 상태로 존재한다. 반면 온도가 낮으면 분자 간 힘에 의해 분자들이 서로 붙들려서 액체 또는 고체 상태로 존재한다.

기체 상태는 분자 사이의 거리가 멀고, 분자 간 힘이 거의 작용하지 않는다. 기체는 온도와 압력에 따라 부피가 쉽게 변하며 모양이 일정하지 않다. 액체 상태는 기체 상태보다 분자 운동이 덜 활발하며 분자 간 힘이 어느 정도 작용한다. 액체는 온도에 따라 부피가 조금 변하며 모양이 일정하지 않다. 고체 상태의 분자들은 거의 체자리에서 진동하는 정도로만 운동하며, 분자 간 힘이 액체보다 더 크게 작용한다.

이처럼 온도에 따라 물질의 상태가 변하는 것은 분자 간 힘과 관련이 있는데, 공유 결합 분자 사이에 작용하는 분자 간 힘에는 쌍극자·쌍극자 힘, 분산력, 수소 결합이 있다.

염화 수소(HCl) 분자와 같은 극성 분자 사이에는 어떤 힘이 작용할까? 염화 수소 분자에서 염소(Cl) 원자의 전기 음성도가 수소(H) 원자의 전기 음성도보다 크므로, 분자 내의 공유 전자쌍은 염소 원자 쪽으로 치우친다. 따라서 분자 내에서 수소는 부분적인 양전하(δ^+)를, 염소는 부분적인 음전하(δ^-)를 띠게 된다. 이처럼 한 분자 내에 존재하는 양전하와 음전하의 쌍을 쌍극자라고 한다.

염화 수소 분자처럼 쌍극자가 있는 분자들이 서로 가까워지면 한 분자의 쌍극자와 이웃한 분자의 쌍극자 사이에 정전기적 인력이 작용하는데, 이 힘을 쌍극자·쌍극자 힘이라고 한다. 분자량이 비슷할 때 쌍극자 모멘트가 큰 분자일수록 쌍극자·쌍극자 힘이 강하고 끓는점이 높다.

수소(H₂), 산소(O₂), 이산화 탄소(CO₂)는 분자 내에서 전하 분포가 어느 한쪽으로 치우치지 않는 무극성 분자이다. 이러한 무극성 분자 사이에도 분자 간 힘이 작용한다. 예를 들어 일정 조건에서 이산화 탄소 기체를 냉각하면 분자 사이의 거리가 매우 가까워지므로 분자 간 힘이 작용하여 고체인 드라이아이스가 된다. 그렇다면 무극성 분자 사이의 힘은 어떻게 생길까?

분자 내에서 전하 분포가 한쪽으로 치우치는 현상을 편극이라고 한다. 분자 내에서 전자는 끊임없이 운동하고 있으므로 무극성 분자 내에서도 편극이 일어나 순간적으로 쌍극자가 생성될 수 있다. 이렇게 생성된 쌍극자는 가까이 있는 다른 분자의 전하 분포에 영향을 주어 또 다른 쌍극자를 유도한다. 이러한 순간 쌍극자들 사이에 작용하는 전기적 인력을 분산력이라고 한다.

일반적으로 무극성 분자의 분자량이 크고 분자 모양이 넓게 퍼진 것일수록 분산력이 강하여 끓는점이 높다. 그 까닭은 분자 내의 전자 수가 많고 전자가 움직일 수 있는 공간이 넓을수록 편극이 잘되기 때문이다.

예를 들어 뷰테인의 끓는점이 메테인보다 높은 까닭은 뷰테인의 분자량이 메테인보다 크기 때문이다. 한편, 노말펜테인과 네오펜테인은 각 분자의 구성 원자와 분자량이 서로 같지만 끓는점이 서로 다르다. 이것은 두 분자의 모양이 다르기 때문인데, 긴 사슬 모양의 노말펜테인이 둥근 모양의 네오펜테인보

다 편극이 잘되어 분산력이 강하므로 끓는점이 높다.

분산력은 분자 내 전자의 움직임에 의해 발생하는 분자 간 힘이므로, 모든 분자에서 분산력이 작용한다. 즉 무극성 분자 뿐만 아니라 극성 분자 사이에도 분산력이 작용한다. 분자량이 비슷한 경우 분산력은 쌍극자·쌍극자 힘의 $\frac{1}{10}$ 정도로 약하지만, 분자량이 커질수록 분산력도 강해지므로 분자량이 큰 무극성 물질의 끓는점이 분자량이 작은 극성 물질의 끓는점보다 높을 수도 있다. 따라서 극성 분자와 무극성 분자의 끓는 점을 비교하려면 분자량과 분자의 극성을 함께 고려해야 한다.

일반적으로 분자 구조나 성질이 비슷한 물질은 분자량이 클수록 분자 간 힘이 강하여 끓는점이 높다. 그러나 물(H₂O)의 분자량이 황화 수소(H₂S)보다 작음에도 물의 끓는점은 황화 수소보다 훨씬 높다. 이러한 예외성이 나타나는 까닭은 물 분자 사이에 특별히 강한 분자 간 힘이 작용하기 때문이다.

물(H₂O), 암모니아(NH₃), 플루오린화 수소(HF) 분자는 전기 음성도가 크고 크기가 작은 산소(O), 질소(N), 플루오린(F) 원자가 수소(H) 원자와 결합하여 형성된 극성 분자이다. 이러한 분자에서 O, N, F 원자는 부분적인 음전하(δ^-)를 띠고 H 원자는 부분적인 양전하(δ^+)를 띤다. 따라서 한 분자의 O, N, F 원자는 가까이 있는 다른 분자의 H 원자를 강하게 잡아당기고 이로 인해 분자 사이에 힘이 작용하게 되는데, 이 힘을 수소 결합이라고 한다.

수소 결합은 생명체 내에서도 중요한 역할을 한다. 예를 들어 DNA가 이중 나선 구조를 이루는 것이나 단백질이 나선 구조를 이루는 것은 분자 내에서 수소 결합이 형성되기 때문이다.

수소 결합은 쌍극자·쌍극자 힘의 10 배 정도, 분산력의 100 배 정도로 강하다. 따라서 분자량이 비슷할 때 끓는점은 수소 결합이 작용하는 분자, 쌍극자·쌍극자 힘이 작용하는 분자, 분산력만 작용하는 분자 순서로 낮아진다.

5. 표는 4가지 물질에 대한 자료이다.

물질	HF	NO	O ₂	Cl ₂
분자량	20	30	32	71
기준 끓는점(°C)	20	-152	-183	-34

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- < 보 기 >
- ㄱ. 액체 상태에서 분산력은 Cl₂가 O₂보다 크다.
 - ㄴ. NO가 O₂보다 기준 끓는점이 높은 이유는 NO 분자 사이에 쌍극자-쌍극자 힘이 존재하기 때문이다.
 - ㄷ. 액체 상태에서 분자 사이의 인력이 가장 큰 것은 HF이다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

4. 물의 특성과 증기압

액체는 기체보다 분자 간 힘이 크게 작용하며 분자 간 거리가 훨씬 가깝다. 따라서 분자 사이에 공간이 많지 않고 분자끼리 밀집되어 있으므로 압력을 가해도 기체만큼 압축되지 않는다. 그러나 액체 분자들이 여전히 자유롭게 움직일 수 있으므로, 액체는 담는 그릇에 따라 모양이 변하는 유동성을 갖는다.

우리 주변에서 가장 흔하게 볼 수 있는 액체인 물은 어떤 성질을 가질까? 물이 가진 여러 가지 특성은 물 분자의 구조와 수소 결합 때문에 나타난다. 대부분의 물질은 액체에서 고체로 상태가 변할 때 분자 간 거리가 가까워지고 부피가 줄어들므로 밀도가 증가한다. 그러나 물은 얼음으로 변할 때 오히려 부피가 늘어나 밀도가 감소한다. 그 까닭은 무엇일까?

물이 얼음으로 변할 때는 수소 결합으로 인해 물 분자 사이에 육각형의 공간이 생긴다. 따라서 얼음은 같은 질량의 물보다 부피가 크고, 밀도가 작다.

온도에 따른 물 1g의 부피 변화를 생각해보자. 10 °C의 물을 냉각하면 4 °C에 이를 때까지 부피가 감소하고, 온도가 4 °C보다 낮아지면 0 °C에 이를 때까지 부피가 증가한다. 따라서 물은 4 °C에서 부피가 가장 작고, 밀도는 가장 크다. 또 0 °C에서 물이 얼음으로 될 때 부피가 급격히 증가하고, 밀도는 급격히 감소한다.

같은 양의 공기함과 물을 각각 용기에 넣고 가열하면 공기가 물보다 빨리 뜨거워진다. 이처럼 물질을 가열하거나 냉각할 때 나타나는 온도 변화는 물질에 따라 달라지는데, 이것은 물질마다 온도 변화에 필요한 열량이 다르기 때문이다.

어떤 물체 또는 일정량의 어떤 물질의 온도를 1 °C 높이는 데 필요한 열량을 열용량이라고 한다. 물은 같은 질량의 다른 액체에 비해 열용량이 커서 쉽게 가열되거나 냉각되지 않는다. 이렇게 물의 열용량이 큰 까닭은 물 분자 사이에 수소 결합이 작용하기 때문이다. 물을 가열할 때 흡수된 에너지는 물 분자 사이의 수소 결합을 끊는 데에도 쓰이고, 물의 온도를 높이는 데에도 쓰인다. 따라서 물은 수소 결합이 작용하지 않는 다른 액체보다 온도 변화가 천천히 일어난다.

물방울이 둥그란 모양인 것이나 동전 위의 물이 흘러내리지 않고 둥글게 뭉치는 것은 물의 표면 장력 때문이다. 표면 장력이란 액체의 표면적을 최소화하려는 힘을 가리키는데, 액체 표면에 있는 분자들의 분자 간 힘과 액체 내부에 있는 분자들의 분자 간 힘의 차이에 의해 생긴다.

액체 내부에 있는 분자는 모든 방향으로 분자 간 힘이 작용하지만, 액체 표면의 분자는 옆과 아래 방향으로만 분자 간 힘이 작용한다. 이 힘의 차이 때문에 액체 표면의 분자는 액체 내부 방향으로 힘을 받게 된다. 따라서 액체는 표면의 분자 수를 최대한 줄여 표면적을 최대한 작게 하려는 성질을 나타낸다. 액체 방울이 둥근 공 모양인 것은 공 모양일 때 같은 부피에서 표면적이 가장 작기 때문이다.

분자 간 힘이 강할수록 액체 내부 분자에 작용하는 힘과 액체 표면 분자에 작용하는 힘의 차이가 커서 표면 장력이 크다. 물은 분자 사이의 수소 결합으로 인해 다른 액체보다 표면 장력이 크다. 예를 들어 물방울이 에탄올 방울보다 더 둥근 까닭은 물의 수소 결합이 에탄올의 수소 결합보다 강하기 때문이

5. 고체 결정의 종류와 구조

고체는 온도나 압력에 따라 부피가 거의 변하지 않고, 모양이 일정하다. 이것은 고체를 이루는 입자들이 자유롭게 이동하지 못하고 제자리에서 진동 운동만 하기 때문이다.

고체는 구성 입자의 배열에 따라 결정성 고체와 비결정성 고체로 분류할 수 있다. 고체를 구성하는 입자의 배열이 규칙적이고 일정한 모양을 가진 것을 결정성 고체라 하고, 구성 입자의 배열이 불규칙하고 일정한 모양을 갖지 않는 것을 비결정성 고체라고 한다. 예를 들어 석영, 다이아몬드, 염화 나트륨, 철 등은 결정성 고체이고, 유리, 고무, 옻, 플라스틱 등은 비결정성 고체이다.

결정성 고체는 구성 입자들의 결합 방식에 따라 분자 결정, 공유 결정, 이온 결정, 금속 결정으로 분류할 수 있다.

분자 결정은 공유 결합으로 이루어진 분자들이 분자 간 힘에 의해 규칙적으로 배열되어 이루어진 고체이다. 분자 결정은 결정을 이루는 분자 사이의 인력이 약하므로 녹는점이 낮고, 결정 속에서 전자가 이동할 수 없으므로 전기 전도성이 없다. 이러한 분자 결정에는 얼음(H₂O), 드라이아이스(CO₂) 등이 있다.

공유 결정은 원자들이 공유 결합으로 그물처럼 연결되어 이루어진 고체로, 원자 결정이라고도 한다. 공유 결정은 결정을 이루는 원자 사이의 공유 결합이 매우 강하므로 녹는점이 매우 높고 단단하며, 흑연을 제외한 대부분은 전기 전도성이 없다. 이러한 공유 결정에는 다이아몬드(C), 흑연(C), 석영(SiO₂) 등이 있다.

이온 결정은 양이온과 음이온 사이의 정전기적 인력, 즉 이온 결합으로 이온들이 규칙적으로 배열되어 이루어진 고체이다. 이온 결정은 이온 사이의 인력이 강하기 때문에 녹는점이 높고, 고체 상태에서는 전기 전도성이 없지만 액체 상태나 수용액 상태에서는 전기 전도성이 있다. 이러한 이온 결정에는 염화 나트륨(NaCl), 산화 마그네슘, (MgO) 등이 있다.

금속 결정은 금속 결합으로 금속 원자들이 규칙적으로 배열되어 이루어진 고체이다. 금속 결정은 녹는점이 높고 열 전도성과 전기 전도성이 크며, 광택이 있다. 금속 결정의 열 전도성과 전기 전도성이 큰 까닭은 금속 결정 내의 자유 전자 한 원자에 고정되어 있지 않고 자유롭게 이동할 수 있기 때문이다. 또 금속 결정의 광택은 자유 전자가 금속 표면에서 빛을 반사하기 때문에 나타난다.

고체 결정 내의 입자들은 규칙적으로 배열되어 특정한 구조를 이룬다. 이때 결정 구조 내에서 동일하게 반복되는 가장 작은 구조를 단위 격자 또는 단위 세포라고 한다.

단위격자 중 가장 간단한 것은 정육면체의 각 꼭짓점에 입자가 한 개씩 위치한 구조인데, 이를 단순 입방 구조라고한다. 단순 입방 구조처럼 정육면체 모양의 단위격자를 갖는 또 다른 구조로 면심 입방 구조, 체심 입방 구조 등이 있다.

면심 입방 구조는 정육면체의 각 꼭짓점에 입자가 한 개씩 있고, 각 면의 중심에 입자가 한 개씩 위치한 구조이다. 면심 입방 구조의 각 단위 격자에 들어 있는 입자 수를 구해 보면, 8 곳의 꼭짓점에 $\frac{1}{8}$ 개씩의 입자가 존재하고, 6 곳의 면에 $\frac{1}{2}$ 개씩의 입자가 존재하므로 총 4 개가 된다.

이러한 면심 입방 구조로 된 금속 결정에는 구리, 알루미늄, 은 등이 있다.

체심 입방 구조는 정육면체의 각 꼭짓점에 입자가 한 개씩 있고, 정육면체 중심에 입자 한 개가 위치한 구조이다. 체심 입방 구조의 각 단위 격자에 들어 있는 입자 수를 구해 보면, 8 곳의 꼭짓점에 $\frac{1}{8}$ 개씩의 입자가 존재하고, 중심에 1 개의 입자가 존재하므로 총 2 개가 된다.

이러한 체심 입방 구조로 된 금속 결정에는 리튬, 나트륨, 칼륨 등이 있다.

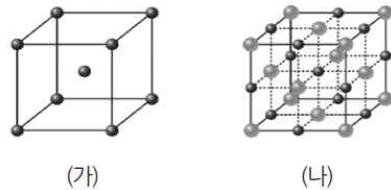
8. 다음은 결정성 고체 A~C에 대한 자료이다. A~C는 각각 Fe, H₂O, NaCl 중 하나이다.

- A~C 중 1기압에서의 녹는점은 A가 가장 낮다.
- 고체 상태의 전기 전도성은 B>C이다.

A~C에 해당하는 결정의 종류로 옳은 것은?

	A	B	C
①	금속 결정	분자 결정	이온 결정
②	분자 결정	금속 결정	이온 결정
③	분자 결정	이온 결정	금속 결정
④	이온 결정	금속 결정	분자 결정
⑤	이온 결정	분자 결정	금속 결정

9. 그림 (가)와 (나)는 각각 나트륨과 염화 나트륨의 결정 구조를 모형으로 나타낸 것이다.



이에 대한 옳은 설명만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- < 보 기 >
- ㄱ. (가)는 체심 입방 격자 구조이다.
 - ㄴ. (나)에서 단위 세포에 포함된 양이온 수와 음이온 수는 같다.
 - ㄷ. (가)와 (나)에서 입자 사이의 화학 결합은 종류가 같다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

6. 용액의 농도

우리 주변에는 많은 혼합물이 존재한다. 두 종류 이상의 물질이 균일하게 섞여 있는 혼합물을 용액이라 하며, 용액 속에 포함된 용질의 상대적인 양을 농도라고 한다. 용액의 농도는 퍼센트 농도, ppm 농도, 몰 농도, 몰랄 농도 등으로 나타낼 수 있다.

일상생활에서 가장 자주 사용하는 농도는 퍼센트 농도이다. **퍼센트 농도**는 용액 100 g 속에 녹아 있는 용질의 질량(g) 백분율로 표기한 것으로, 다음과 같이 나타낸다.

$$\text{퍼센트 농도}(\%) = \frac{\text{용질의 질량}(g)}{\text{용액의 질량}(g)} \times 100$$

예를 들어 포도당 수용액 100 g에 포도당 10 g이 녹아 있다면, 용액의 퍼센트 농도는 10 %이다.

한편, 아주 묽은 용액에는 매우 적은 양의 용질이 녹아 있어 퍼센트 농도로 양을 나타내기 불편한데, 이때는 ppm 농도를 사용하면 편리하다. **ppm 농도**는 용액 1000000 g(10⁶ g) 속에 녹아 있는 용질의 질량(이를 표현한 것으로, 다음과 같이 나타낸다.

$$\text{ppm 농도}(\text{ppm}) = \frac{\text{용질의 질량}(g)}{\text{용액의 질량}(g)} \times 10^6$$

예를 들어 물 1000000 g에 산소 0.1 g이 녹아 있다면, 농도는 0.1 ppm이다. ppm 농도는 물속 산소의 양, 공기 중 오존(O₃)의 양, 식품에 남아 있는 농약의 양, 인체에 축적된 중금속의 양 등 미량 물질의 농도를 나타낼 때 주로 사용한다.

화학 반응에서는 질량을 기준으로 한 농도보다는 입자 수를 기준으로 한 농도를 사용하는 것이 편리하다. **몰 농도**는 용액 1 L 속에 들어 있는 용질의 양(mol)을 의미하며 다음과 같이 나타낸다. 이때 단위는 mol/L 또는 M을 사용한다.

$$\text{몰 농도}(M) = \frac{\text{용질의 양}(mol)}{\text{용액의 부피}(L)}$$

예를 들어 수산화 나트륨(NaOH) 1 몰이 녹아 있는 수용액 1 L가 있다면, 수용액의 농도는 1 M이다.

20 °C 설탕 수용액의 온도를 30 °C로 높여 주면 수용액의 부피가 증가한다. 이처럼 용액의 부피는 온도에 따라 달라지므로, 몰 농도처럼 용액의 부피를 기준으로 나타내는 농도는 온도에 따라 값이 달라진다. 그렇다면 온도에 상관없이 용액에 포함된 용질의 양을 나타내는 방법은 없을까?

용액의 부피 대신에 용매의 질량을 사용하면 온도 변화와 관계없이 농도를 표현할 수 있다. **몰랄 농도**는 용매 1 kg에 녹아 있는 용질의 양(mol)을 의미하며, 다음과 같이 나타낸다. 이때 단위는 mol/kg 또는 m을 사용한다.

$$\text{몰랄 농도}(m) = \frac{\text{용질의 양}(mol)}{\text{용매의 질량}(kg)}$$

예를 들어 물 1 kg에 수산화 나트륨(NaOH) 1 몰을 녹인 수용액의 농도는 1 m이다.

10. 그림은 일정한 온도에서 A 수용액 (가)와 (나)를 나타낸 것이다.



(가)

(나)

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, (가)의 밀도는 1g/mL이며, A의 분자량은 60이다.)

- < 보 기 > —
- ㄱ. 퍼센트 농도는 (가)가 (나)보다 크다.
 - ㄴ. 용액의 어는점은 (나)가 (가)보다 높다.
 - ㄷ. (나)에 증류수 100g을 첨가하면 용액의 몰랄 농도는 0.05m이다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

11. 그림은 혈액 검사 결과지의 일부를 나타낸 것이다.

목표 질환	검사 항목	단위	결과	정상
빈혈	혈색소	g/L	160	130-165
당뇨병	혈당	mg/L	1530	1000 미만

혈액 속 혈색소의 퍼센트 농도와 혈당의 ppm 농도는? (단, 혈액의 밀도는 1.0g/mL이다.)

- | | 혈색소 | 혈당 |
|---|------|---------|
| ① | 16% | 1530ppm |
| ② | 16% | 153ppm |
| ③ | 16% | 15.3ppm |
| ④ | 1.6% | 1530ppm |
| ⑤ | 1.6% | 153ppm |

7. 묶은 용액의 총괄성

용매에 휘발성이 없는 용질이 녹아 있으면 증기압에 어떤 영향을 줄까? 같은 크기의 용기에 온도가 같은 물과 설탕물을 각각 넣어 두면 설탕물이 물보다 잘 증발하지 않는다. 이것은 설탕물에서 설탕 분자가 용액 표면의 일부분을 차지하여 표면에 존재하는 물 분자 수가 감소하기 때문이다. 이처럼 같은 온도에서 비휘발성 용질이 녹아 있는 용액은 순수한 용매보다 잘 증발하지 않는다. 즉 용액은 순수한 용매보다 증기압이 낮는데, 이러한 현상을 **증기 압력 내림**이라고 한다.

1882년 라울(Raoult, F. M., 1830~1901)은 비휘발성, 비전해질 용질이 녹아 있는 용액의 증기 압력 내림(ΔP)이 용질의 몰 분율($X_{\text{용질}}$)에 비례한다는 사실을 발견하였다.

$$\Delta P = P_0 \cdot X_{\text{용질}} \quad (P_0 : \text{순수한 용매의 증기압})$$

겨울철 한파가 계속되면 뉴스에서 강물이 얼어붙었다는 소식을 접할 수 있다. 그러나 강물보다 바닷물은 잘 얼지 않는다. 이러한 차이를 어떻게 설명할 수 있을까?

끓음은 증기압과 외부 압력이 같아지는 온도에서 일어난다. 비휘발성 용질이 녹아있는 용액의 증기압은 순수한 용매의 증기압보다 낮으므로 이러한 용액은 순수한 용매보다 높은 온도에서 끓는다. 이때 용액의 끓는점(T'_b)과 순수한 용매의 끓는점(T_b) 차를 **끓는점 오름**(ΔT_b)이라고 한다.

$$\Delta T_b = T'_b - T_b$$

비휘발성, 비전해질 용질이 녹아 있는 묶은 용액의 끓는점 오름은 용질의 종류와 관계없이 일정량의 용매에 녹아 있는 용질의 양, 즉 용액의 몰랄 농도(m)에 비례한다.

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

위 식에서 K_b 는 몰랄 오름 상수인데, 이는 용액의 농도가 1 m 일 때의 끓는점 오름값에 해당한다. 몰랄 오름 상수는 용매의 종류에 따라 달라진다.

끓는점과 마찬가지로 용액의 어는점도 순수한 용매의 어는점과 차이가 있다. 비휘발성 용질이 녹아 있는 용액의 어는점은 순수한 용매의 어는점보다 낮는데, 이때 순수한 용매의 어는점(T_f)과 용액의 어는점(T'_f) 차를 **어는점 내림**(ΔT_f)이라고 한다.

$$\Delta T_f = T_f - T'_f$$

비휘발성, 비전해질 용질이 녹아 있는 묶은 용액의 어는점 내림은 끓는점 오름과 마찬가지로 용질의 종류와 관계없이 용액의 몰랄 농도(m)에 비례한다.

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

위 식에서 K_f 는 몰랄 내림 상수이며, 몰랄 내림 상수는 용매의 종류에 따라 달라진다.

이처럼 비휘발성, 비전해질 용질이 녹아 있는 묶은 용액의 끓는점 오름과 어는점 내림은 용질의 종류와는 관계가 없고 용액의 농도와 관계가 있다. 용액의 끓는점 오름이나 어는점 내림을 측정하면 용액 속에 들어 있는 용질의 양(mol)을 알 수 있으므로, 이를 이용하여 용질의 분자량을 구할 수 있다.

일반적으로 어떤 용매 Wg 에 분자량 M 인 비휘발성, 비전해질 용질이 wg 녹아있을 때, 끓는점 오름이나 어는점 내림을 이용하여 용질의 분자량을 구하면 다음과 같다.

$$M = \frac{K_b \times w \times 1000}{\Delta T_b \times W}, \quad M = \frac{K_f \times w \times 1000}{\Delta T_f \times W}$$

일상생활에서 끓는점 오름이나 어는점 내림을 이용하는 사례에는 어떤 것이 있을까? 그중 하나는 자동차 냉각수에 부동액을 넣는 것이다. 냉각수로 순수한 물만을 사용하면 엔진의 열기 때문에 물이 끓을 수도 있고, 겨울철에는 냉각수가 얼어붙을 수도 있다. 그러나 냉각수에 에틸렌 글리콜 성분이 들어 있는 부동액을 넣으면 끓는점은 더 높아지고, 어는점은 더 낮아지므로 냉각수가 끓거나 어는 것을 방지할 수 있다.

겨울철 눈이 쌓인 도로에 제설제를 뿌리는 것 또한 어는점 내림의 예이다. 도로에 눈이 쌓이면 그대로 얼어붙거나, 잠시 녹았던 눈이 다시 얼면서 도로가 미끄러워지므로 불편하고 위험하다. 이때 도로에 염화 칼슘을 뿌려 눈이나 얼음을 제거하는데, 이 것은 염화 칼슘 수용액의 어는점이 순수한 물의 어는점보다 낮아서 영하의 온도에서도 잘 얼지 않기 때문이다.

김치를 담글 때 배추에 소금을 뿌리면 배추에서 수분이 빠져나와 배추가 숨이 죽는다. 이러한 현상을 삼투 현상이라고 하는데, 삼투 현상은 어떻게 일어나는 것일까?

세포막은 물 분자와 같이 작은 용매 입자는 통과시킬 수 있지만, 큰 용질 입자는 통과시키지 못한다. 이처럼 입자 크기에 따라 물질이 선택적으로 통과할 수 있는 막을 반투막이라고 한다.

반투막을 사이에 두고 농도가 서로 다른 용액이 있으면 농도가 낮은 쪽에서 높은 쪽으로 용매 입자가 이동하는데, 이러한 현상을 **삼투 현상**이라고 한다.

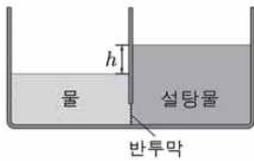
U자관의 가운데에 반투막을 설치하고 한쪽에는 물을, 다른 한쪽에는 설탕물을 같은 높이만큼 넣은 후 일정 시간 동안 놓아두면, 삼투 현상이 일어나 물 분자가 반투막을 통과하여 설탕물 쪽으로 더 많이 이동하므로 설탕물 쪽의 수면이 높아진다. 이때 삼투 현상으로 인해 설탕물 쪽으로 물을 밀어내는 압력을 **삼투압**이라고 하는데, 그 크기는 양쪽 수면의 높이를 같게 만들기 위해 설탕물 쪽에 가해야 하는 압력과 같다.

1885년 반트호프(van't Hoff, J. H., 1852~ 1911)는 비휘발성 용질이 녹은 용액의 삼투압(π)은 용매나 용질의 종류와 관계없이 용액의 몰 농도(C)와 절대 온도(T)에 비례한다는 사실을 알아냈다. 이것을 **반트호프 법칙**이라고 한다.

$$\pi = CRT \text{ (R는 기체 상수)}$$

위 성질은 모두 용액 속에 녹아 있는 용질의 입자 수에 따라 결정되고, 용질의 종류와는 관계가 없다는 공통점이 있다. 이것을 묶은 용액의 총괄성이라고 한다.

12 그림은 반투막을 사이에 두고 용기의 양쪽에 같은 부피의 물과 설탕물을 각각 넣은 후, 충분한 시간이 지났을 때 수면의 높이 차(h)를 나타낸 것이다.



h 를 크게 하는 방법으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 온도에 따른 물과 설탕물의 부피 변화는 무시한다.)

- < 보 기 >
- ㄱ. 설탕물에 설탕을 추가한다.
 - ㄴ. 물과 설탕물에 물을 추가한다.
 - ㄷ. 물과 설탕물의 온도를 높인다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄷ ④ ㄱ, ㄷ ⑤ ㄴ, ㄷ

13 표는 A 수용액에 대한 자료이다. A의 분자량은 60이다.

물의 질량(g)	A의 질량(g)	기준 어는점(°C)
500	1.5	$-1.5a$

물의 몰랄 내림 상수($^{\circ}\text{C}/\text{m}$)는? (단, A는 비휘발성, 비전해질이고, 수용액은 라울 법칙을 따른다.)

- ① $10a$ ② $20a$ ③ $30a$ ④ $40a$ ⑤ $50a$

14 다음은 어는점 내림에 관한 실험이다.

[실험 과정]

(가) 물 100g이 든 비커에 포도당($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 10g을 녹여 수용액을 만든다.

(나) (가)의 수용액 20mL를 시험관에 넣고 온도계를 꽂는다.

(다) 냉각제가 들어 있는 수조에 (나)의 시험관을 넣고 시간에 따른 온도를 측정하여 어는점을 찾는다.

(라) 포도당 대신 설탕($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) 10g을 사용하여 과정 (가)~(다)를 반복한다.



[실험 결과]

	포도당 수용액	설탕 수용액
어는점	t_1	t_2

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- < 보 기 >
- ㄱ. t_1 이 t_2 보다 낮다.
 - ㄴ. (다)에서 수용액이 어는 동안 온도는 일정하게 유지된다.
 - ㄷ. (나)에서 수용액 10mL를 사용하면 어는점은 t_1 보다 낮아진다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄷ ④ ㄱ, ㄴ ⑤ ㄱ, ㄷ

8. 화학 반응과 열의 출입

겨울에 주로 사용하는 주머니 손난로는 철 가루와 산소가 반응할 때 방출하는 열을 이용하여 손을 따뜻하게 한다. 발목이나 손목을 삐었을 때 사용하는 냉각 팩은 질산 암모늄과 물이 반응할 때 흡수하는 열을 이용하여 상처 부위의 열을 빼앗는다. 이처럼 우리 일상생활에서 주위로 열을 방출하거나 주위의 열을 흡수하는 화학 반응을 이용하는 경우가 많다.

화학 반응에서 반응물과 생성물 사이에 출입하는 열을 **반응 열**이라고 하는데, 화학 반응이 일어날 때 열을 방출하는 반응을 발열 반응이라 하고, 반대로 열을 흡수하는 반응을 흡열 반응이라고 한다. 발열 반응이 일어나면 열이 발생하여 주위에서 따뜻하게 느껴지고, 흡열 반응이 일어나면 열이 흡수되어 주위에서 차갑게 느껴진다.

모든 물질은 어떤 압력과 온도에서 고유한 에너지를 가지고 있는데, 이를 **엔탈피**라고 하며 기호 H 로 나타낸다. 화학 반응이 일어날 때 열을 방출하거나 흡수하는 것은 각 물질이 가진 에너지, 즉 엔탈피가 서로 다르기 때문이다.

일정한 압력에서 화학 반응이 일어날 때 반응물과 생성물의 엔탈피 변화를 **반응 엔탈피**(ΔH)라고 하며, 이것은 생성물의 엔탈피에서 반응물의 엔탈피를 뺀 것이다.

반응 엔탈피 = 생산물 엔탈피 - 반응물의 엔탈피

$$\Delta H = H_{\text{생성물}} - H_{\text{반응물}}$$

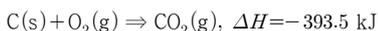
반응물보다 생성물의 엔탈피가 더 낮으면($\Delta H < 0$) 그만큼의 에너지를 열에너지로 방출하고, 반대로 반응물보다 생성물의 엔탈피가 더 높으면($\Delta H > 0$) 그만큼의 에너지를 열에너지로 흡수한다. 그러므로 발열 반응이 일어나면 반응 엔탈피는 음수(-)가 되고, 흡열 반응이 일어나면 반응 엔탈피는 양수(+)가 된다.

$$\text{발열 반응: } H_{\text{생성물}} < H_{\text{반응물}} \Rightarrow \Delta H < 0$$

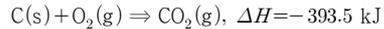
$$\text{흡열 반응: } H_{\text{생성물}} > H_{\text{반응물}} \Rightarrow \Delta H > 0$$

화학 반응식에 반응물과 생성물뿐만 아니라 반응열도 함께 나타내면 반응물과 생성물의 에너지 관계를 쉽게 알 수 있다. 이처럼 화학 반응에서 출입하는 열에너지를 화학 반응식과 함께 나타낸 것을 **열화학 반응식**이라고 한다. 화학 반응에서 출입하는 반응열은 반응 엔탈피(ΔH)로 나타내며, 열화학 반응식은 다음과 같이 두 가지 방법으로 나타낼 수 있다.

발열 반응

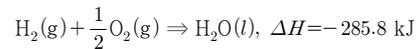
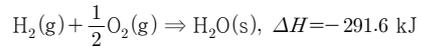


흡열 반응



반응 엔탈피 (ΔH)는 물질의 상태, 온도, 압력, 물질의 양에 따라 달라질 수 있으므로, 열화학 반응식은 다음과 같은 점에 유의하여 나타낸다.

1. 물질은 상태에 따라 반응 엔탈피가 달라지므로 고체(s), 액체(l), 기체(g), 수용액(aq)을 열화학 반응식에 함께 표시한다.

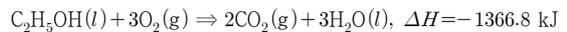


2. 열화학 반응식에는 온도와 압력 조건을 함께 나타내는데, 특별히 온도와 압력 조건이 주어지지 않으면, 일반적으로 25 °C, 1 기압을 의미한다.

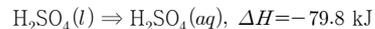
3. 반응 엔탈피는 반응에 참여한 반응물의 양에 비례하므로 화학 반응식의 계수가 변하면 반응 엔탈피의 크기도 비례하여 변한다.

화학 반응에서 수반되는 반응 엔탈피는 반응의 종류에 따라 연소 엔탈피, 중화 엔탈피, 용해 엔탈피, 생성 엔탈피, 분해 엔탈피 등으로 구분한다.

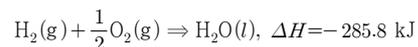
어떤 물질 1 몰이 완전 연소할 때의 반응 엔탈피를 연소 엔탈피라고 한다. 예를 들어 에탄올(C_2H_5OH)의 연소 엔탈피(ΔH)는 -1366.8 kJ/mol 로, 열화학 반응식은 다음과 같이 나타낼 수 있다.



산과 염기가 중화 반응하여 물이 1 몰 생성될 때의 반응 엔탈피를 중화 엔탈피라고 한다. 예를 들어 염산(HCl)과 수산화 나트륨(NaOH)의 반응에서 중화 엔탈피(ΔH)는 -55.8 kJ/mol 로, 열화학 반응식은 다음과 같이 나타낼 수 있다.



가장 안정한 성분 원소로부터 어떤 물질 1 몰이 생성될 때의 반응 엔탈피를 생성 엔탈피라고 한다. 예를 들어 물의 생성 엔탈피(ΔH)는 -285.8 kJ/mol 로, 열화학 반응식은 다음과 같이 나타낼 수 있다.



15. 다음은 실생활에서 일어나는 3가지 현상이다.



㉠ 철가루와 산소가 반응하여 손난로가 뜨거워진다.



㉡ 가스가 연소하여 국이 끓는다.



㉢ 물이 증발하여 시원해진다.

반응 ㉠~㉢중 발열 반응만을 있는 대로 고른 것은?

- ① ㉠ ② ㉡ ③ ㉠, ㉡ ④ ㉠, ㉢ ⑤ ㉡, ㉢

16. 다음은 CO₂와 H₂O이 상태 변화할 때 엔탈피 변화에 대한 설명이다.

승화하는 드라이아이스(CO₂(s)) 위에 물(H₂O(l))을 떨어뜨렸더니 물이 응고하였다. 이 과정에서 CO₂는 에너지를 흡수하므로 엔탈피가 하고, H₂O은 에너지를 방출하므로 엔탈피가 하다/한다.



다음 중 (가)와 (나)로 옳은 것은?

- | | | | | | |
|---|-----|-----|---|-----|-----|
| | (가) | (나) | | (가) | (나) |
| ① | 증가 | 증가 | ② | 증가 | 감소 |
| ③ | 감소 | 증가 | ④ | 감소 | 감소 |
| ⑤ | 일정 | 일정 | | | |

9. 반응 경로와 엔탈피

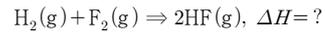
화학 반응에서는 반응물을 이루고 있는 원자들 사이에 결합이 끊어지고 원자들이 재배열하고 새로운 결합이 생성된다. 이때 원자들 사이의 결합을 끊기 위해서는 에너지를 흡수하고, 반대로 새로운 결합을 생성할 때에는 에너지를 방출한다. 따라서 화학 반응이 일어날 때 반응 엔탈피는 원자 사이의 결합을 끊거나 생성할 때 출입하는 에너지와 밀접한 관계가 있다.

공유 결합을 이루고 있는 원자 사이의 결합 1 몰을 끊는 데 필요한 에너지를 **결합 에너지**라고 한다. 예를 들어 수소(H₂) 기체 1 몰을 수소(H) 원자로 분해하려면 436 kJ의 에너지가 필요하므로 이때 결합 에너지(ΔH)는 436 kJ/mol이다. 따라서 수소 기체의 분해 반응을 열화학 반응식으로 나타내면 다음과 같다.



일반적으로 결합 에너지는 결합의 세기를 나타내며, 결합한 원자의 종류에 따라서 다르다. 원자 사이의 결합은 결합의 세기가 강할수록 끊기 어렵다. 따라서 결합의 극성이 클수록, 다중 결합일수록 결합 에너지가 크다.

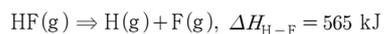
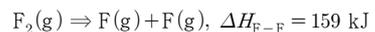
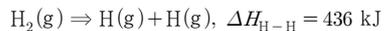
그러면 결합 에너지와 반응 엔탈피 사이에는 어떤 관계가 있을까? 수소와 플루오린이 반응하여 플루오린화 수소를 생성하는 반응에서의 반응 엔탈피(ΔH)를 결합 에너지를 이용하여 구해 보자.



이 반응은 수소(H₂) 분자가 수소(H) 원자 2 개로 분리되는 단계(ΔH₁), 플루오린(F₂) 분자가 플루오린(F) 원자 2 개로 분리되는 단계(ΔH₂), 2 개의 수소(H) 원자와 2 개의 플루오린(F) 원자가 서로 결합하여 2 개의 플루오린화 수소(HF)를 생성하는 단계(ΔH₃)로 나눌 수 있다. 이때 전체 반응 엔탈피(ΔH)는 각 과정의 반응 엔탈피 합과 같다.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

H-H의 결합 에너지는 436 kJ/mol, F-F의 결합 에너지는 159 kJ/mol, H-F의 결합 에너지는 565 kJ/mol이므로, 열화학 반응식은 다음과 같이 나타낼 수 있다.



각 단계의 반응 계수와 반응의 방향을 고려하여 전체 반응 엔탈피(ΔH)를 계산해보자. 이 경우 ΔH₁ = ΔH_{H-H}이고,

$\Delta H_2 = \Delta H_{F-F}$ 이다. HF를 생성하는 단계는 HF의 분해의 반대 과정이고 HF 2 몰을 생성하므로 $\Delta H_3 = -2 \times \Delta H_{H-F}$ 이다. 이를 고려하여 전체 반응 엔탈피 (ΔH)는 다음과 같이 계산할 수 있다.

$$\Delta H = (\Delta H_{H-H} + \Delta H_{F-F}) - 2 \times \Delta H_{H-F} = -535 \text{ kJ}$$

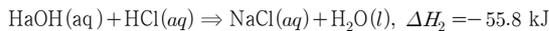
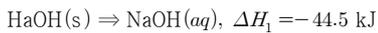
이처럼 반응물의 결합을 끊는 데 필요한 에너지와 새로운 결합을 생성할 때 방출하는 에너지의 차이가 반응 엔탈피로 나타난다. 그러므로 반응 엔탈피(ΔH)는 결합 에너지를 이용하여 다음과 같이 구할 수 있다.

반응 엔탈피(ΔH) = 반응물의 결합 에너지 합 - 생성물의 결합 에너지 합

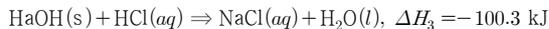
등산할 때 산의 정상에 오르는 경로는 여러 가지인데 어떤 경로로 가든 정상까지 올라간 높이는 같다. 화학 반응도 반응물에서 생성물이 만들어지는 경로가 여러 가지일 수 있다. 이때 반응 경로가 다르면 반응 엔탈피도 달라질까?

수산화 나트륨을 물에 녹여 수용액을 만든 후 염산과 반응시킬 때와 수산화 나트륨을 직접 염산에 넣을 때 방출하는 열은 같다. 즉 수산화 나트륨, 증류수, 염산이 반응하여 염화 나트륨 수용액을 생성하는 반응은 다음의 두 가지 경로가 가능하다.

경로 1은 수산화 나트륨을 물에 녹여 수산화 나트륨 수용액을 만들고, 이 수산화 나트륨 수용액이 염산과 반응하는 것이다.



경로 2 는 고체 수산화 나트륨이 직접 염산과 반응하는 것이다.



경로 1 의 ΔH_1 과 ΔH_2 를 합하면 경로 2 의 ΔH_3 와 같으므로, 엔탈피 변화는 다음과 같은 관계가 성립한다

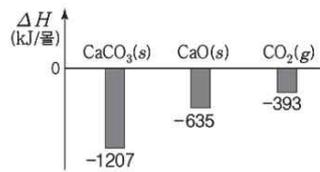
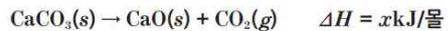
$$-44.5 \text{ kJ} + (-55.8 \text{ kJ}) = -100.3 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3$$

이처럼 화학 반응이 일어날 때 반응물의 종류와 상태, 생성물의 종류와 상태가 같으면 반응 경로와 관계없이 반응 엔탈피의 총합은 일정하다. 이러한 관계는 1840 년 헤스에 의해 발표되었고, 이를 **헤스 법칙** 또는 **총열량 불변 법칙**이라고 한다.

흑연이 연소하여 이산화 탄소를 생성하는 반응의 반응

엔탈피나 이산화 탄소가 연소하여 이산화 탄소를 생성하는 반응의 반응 엔탈피는 쉽게 측정할 수 있지만, 흑연이 연소하여 이산화 탄소를 생성하는 반응의 반응 엔탈피는 측정하기 어렵다. 이때의 반응 엔탈피 (ΔH)는 헤스 법칙을 이용하면 반응 엔탈피를 직접 측정하기 어려운 화학 반응의 반응 엔탈피도 쉽게 구할 수 있다.

17. 다음은 25℃, 1기압에서 CaCO_3 과 관련된 반응의 열화학 반응식과 3가지 물질의 생성 엔탈피(ΔH)를 나타낸 것이다.

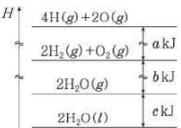


이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- < 보 기 >
- ㄱ. $x > 0$ 이다.
 - ㄴ. CaO(s)의 분해 엔탈피(ΔH)는 -635 kJ/몰 이다.
 - ㄷ. C(s, 흑연)의 연소 엔탈피(ΔH)는 393 kJ/몰 이다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄱ, ㄷ ⑤ ㄴ, ㄷ

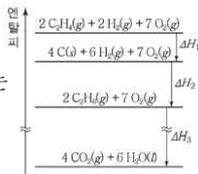
18. 그림은 25℃, 1기압에서 수소와 산소가 반응하여 물이 생성되는 반응과 관련된 물질 H 의 엔탈피(H) 관계를 나타낸 것이다. 25℃, 1기압에서 이에 대한 옳은 설명만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?



- < 보 기 >
- ㄱ. 물의 기화 엔탈피(ΔH)는 $c \text{ kJ/몰}$ 이다.
 - ㄴ. $\text{H}_2\text{O}(l)$ 의 생성 엔탈피(ΔH)는 $-\frac{b+c}{2} \text{ kJ/몰}$ 이다.
 - ㄷ. O-H의 결합 에너지는 $\frac{a+b}{4} \text{ kJ/몰}$ 이다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

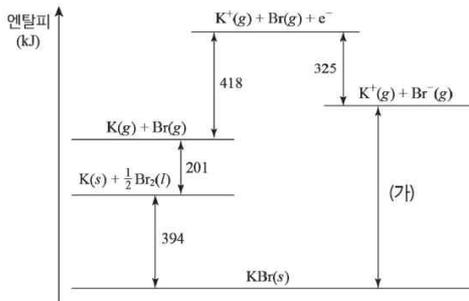
19. 그림은 25℃, 1기압에서 몇 가지 반응의 엔탈피(H) 변화를 나타낸 것이다. 이에 대한 옳은 설명만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?



- < 보 기 >
- ㄱ. C₂H₆(g)의 분해 엔탈피는 $-\frac{\Delta H_2}{2}$ 이다.
 - ㄴ. C₂H₆(g)의 연소 엔탈피는 $\frac{\Delta H_3}{2}$ 이다.
 - ㄷ. C₂H₄(g)+H₂(g) ⇒ C₂H₆(g) → C²⁺H₄(g)의 반응 엔탈피는 ΔH₁+ΔH₂이다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

20. 그림은 칼륨(K)과 브로민(Br₂)이 반응하여 브로민화 칼륨(KBr)을 생성하는 반응과 관련된 엔탈피 변화를 나타낸 것이다.

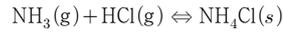


- < 보 기 >
- ㄱ. (가)는 688이다.
 - ㄴ. K(g)의 이온화 에너지는 418kJ/mol이다.
 - ㄷ. KBr(s)의 생성열(ΔH)은 595kJ이다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

10. 화학 평형

암모니아(NH₃)와 염화 수소(HCl)를 반응시키면 염화 암모늄(NH₄Cl)의 흰 연기가 발생한다. 반대로 염화 암모늄을 가열하면 암모니아와 염화 수소로 분해된다.



이처럼 정반응과 역반응이 모두 일어나는 반응을 **가역 반응**이라 하고, 한 방향으로만 진행되는 반응을 **비가역 반응**이라고 한다. 그러면 밀폐된 용기에서 가역 반응이 일어나면 어떤 변화가 나타날까?

온도가 변할 때 이산화 질소(NO₂)와 사산화 이질소(N₂O₄)의 혼합 기체의 색이 열어지거나 짙어지는 것은 이산화 질소가 결합하여 사산화 이질소를 생성하거나 반대로 사산화 이질소가 분해되어 이산화 질소를 생성하는 반응이 일어나기 때문이다. 즉 두 기체 사이의 반응은 가역적으로 일어나므로 다음과 같이 나타낼 수 있다.



이때 온도를 일정하게 유지하면 혼합 기체의 색은 더는 변하지 않는다. 그 까닭은 무엇일까? 반응 초기에는 반응물이 감소하고 생성물이 증가하는 변화가 나타나지만, 일정한 시간이 지나면 반응물이나 생성물의 농도가 일정하게 유지된다.

이산화 질소와 사산화 이질소 사이의 반응과 같이 가역 반응에서 반응물과 생성물의 농도가 더는 변하지 않고 일정하게 유지되는 상태를 **화학 평형**이라고 한다.

화학 평형 상태에서는 반응물이 생성물로 변하는 정반응과 생성물이 반응물로 변하는 역반응이 같은 속도로 일어나 겉으로는 반응이 정지한 것처럼 보이는데, 이와 같은 평형 상태를 **동적 평형 상태**라고 한다.

화학 반응이 평형 상태에 도달하면 반응물과 생성물의 농도가 변하지 않고 일정하게 유지된다. 그러면 반응물과 생성물의 농도비로 평형 상태를 표현할 수 있을까? 화학 평형에서 반응물과 생성물의 농도비가 어떤 규칙성을 갖는지 알아보자.

화학 반응에서 반응물과 생성물의 처음 농도가 다를 경우 평형에 도달했을 때의 농도도 다르다. 그러나 평형에 도달했을 때의 반응물과 생성물의 농도를 이용하면 처음 농도와 관계없이 항상 일정한 값을 나타내는 농도비를 얻을 수 있다. 이를 통해 화학 반응 각각의 고유한 평형 상태를 나타낼 수 있다.

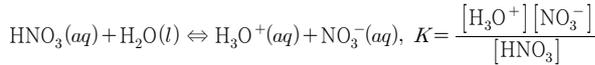
이때 *K*를 평형 상수라고 하며, 평형 상수는 온도가 일정하면 농도와 관계없이 일정한 값을 갖는다.

일반적으로 평형 상수는 몰 농도를 이용하여 나타내지만, 단위는 생략하며 반응에 참여하는 물질의 상태에 따라 평형 상수를 다음과 같이 나타낼 수 있다.

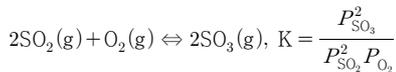
1. 반응에 고체가 포함된 경우 고체의 농도는 1로 한다.



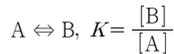
2. 일반적으로 반응에 물이 용매로 사용된 경우 물의 농도는 생략한다.



3. 기체 사이의 반응인 경우 평형 상태에서의 부분 압력을 이용하여 평형 상수를 나타내기도 한다.



그렇다면 평형 상수는 어떤 정보를 담고 있을까? 다음과 같이 간단한 화학 반응에서의 평형 상수를 예로 들어 보자.

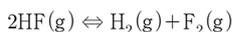


이 반응에서 평형 상수 K 가 1보다 매우 크다면 평형에 도달했을 때 생성물이 반응물보다 더 많다는 것을 뜻하고, K 가 1보다 매우 작다면 반응물이 생성물보다 더 많다는 것을 뜻한다. 이 경향은 화학 반응에서 일반적으로 적용되며, 평형 상수가 클수록 생성물이 더 생성되는 쪽에서 평형이 이루어지고, 평형 상수가 작을수록 반응물이 더 많이 남아 있는 쪽에서 평형이 이루어진다.

화학 반응에서 평형 상수를 알면 반응시켜 얻고자 하는 물질의 양을 예측할 수 있으므로 평형 상수를 구하는 것은 매우 중요하다. 평형 상수는 화학 반응이 평형 상태에 있을 때 반응물과 생성물의 농도로부터 구할 수 있다.

어떤 화학 반응이 평형에 도달하지 않았을 때 반응물과 생성물의 농도를 평형 상수 식에 넣어 계산한 값을 **반응 지수(Q)**라고 한다. 반응 지수는 반응을 관찰하는 시점에서 반응물과 생성물의 농도를 이용하여 나타내고, 평형 상수는 평형 상태에서 반응물과 생성물의 농도를 이용하여 나타낸다. 이를 통해 어떤 화학 반응의 평형 상수를 알고 있을 때 반응 지수(Q)와 평형 상수(K)를 비교하여 반응의 진행 방향을 예측할 수 있다.

예를 들면 어떤 온도에서 다음 반응의 평형 상수(K)는 1.0×10^{-2} 이다.



같은 온도에서 1 L 용기에 플루오린화 수소(HF) 1.0 몰, 수소(H_2) 0.1 몰, 플루오린(F_2) 0.05 몰씩을 넣었을 때 이 반응은 어느 방향으로 진행될까? 평형 상수식에 각 기체의 몰 농도를 대입하여 반응 지수(Q)를 구하면 다음과 같다.

$$Q = \frac{[\text{H}_2][\text{F}_2]}{[\text{HF}]^2} = \frac{0.1 \times 0.05}{1^2} = 0.005$$

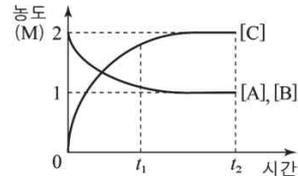
반응 지수(Q)는 평형 상수(K)보다 작으므로($Q < K$), 이 반응이 평형에 도달하기 위해서는 반응 지수가 더 커지는 정반응이 일어나야 한다. 즉 이 반응은 정반응 쪽으로 진행된다. 이처럼 반응 지수와 평형 상수의 크기를 비교하면 화학 반응의 진행 방향을 예측할 수 있다.

21. 다음은 A(g)와 B(g)가 반응하여 C(g)를 생성하는 반응에 대한 자료이다.

[자료 1] 화학 반응식과 온도 TK에서 농도로 정의되는 평형 상수(K)



[자료 2] TK에서 A(g)와 B(g)를 각각 2M씩 강철 용기에 넣은 후 반응시켰을 때, 시간에 따른 각 물질의 농도



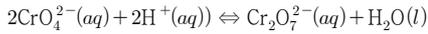
이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 온도는 TK로 일정하다.)

- < 보 기 >
- ㄱ. $c=2$ 이다.
 - ㄴ. t_1 에서 반응 지수(Q)는 평형 상수(K)보다 작다.
 - ㄷ. t_2 에서 C(g)를 추가로 넣어 새로운 평형에 도달했을 때 [A]는 1M보다 크다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

11. 화학 평형 이동

화학 평형 상태에서는 반응물과 생성물이 동적 평형을 이루지만 반응 조건이 변하면 평형이 깨지고 새로운 평형에 도달할 때까지 반응이 일어난다. 이 과정을 **화학 평형 이동**이라고 하는데, 화학 평형 이동을 일으키는 조건으로는 농도, 온도, 압력 변화가 있다. 크로뮴산 칼륨 수용액($K_2CrO_4(aq)$)은 다음과 같은 평형을 이룬다.



$$K = \frac{[Cr_2O_7^{2-}]}{[CrO_4^{2-}]^2 [H^+]^2}$$

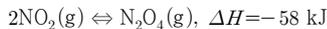
노란색 크로뮴산 칼륨 수용액($K_2CrO_4(aq)$)에 황산 수용액($H_2SO_4(aq)$)과 수산화 나트륨 수용액($NaOH(aq)$)을 차례대로 넣으면 수용액의 색 변화가 나타나는데, 그 까닭은 무엇일까?

노란색 크로뮴산 칼륨 수용액에 황산 수용액을 넣어 수소 이온의 농도를 증가시키면 반응 지수(Q)가 평형 상수(K)보다 작아진다. 따라서 반응은 수소 이온의 농도가 감소하는 방향인 정반응 쪽으로 진행되어 새로운 평형에 도달한다. 그러므로 수용액의 색은 주황색이 된다.

이 수용액에 수산화 나트륨 수용액을 넣으면 수소 이온과 수산화 이온의 중화 반응으로 수소 이온의 농도가 감소하여 반응 지수(Q)가 평형 상수(K)보다 커진다. 따라서 반응은 수소 이온의 농도가 증가하는 방향인 역반응 쪽으로 진행되어 새로운 평형에 도달한다. 그러므로 수용액의 색은 노란색이 된다.

이처럼 화학 반응이 화학 평형 상태에 있을 때 반응물이나 생성물의 농도를 증가시키면 그 물질의 농도가 감소하는 방향으로 반응이 진행되어 새로운 평형에 도달한다. 반대로 반응물이나 생성물의 농도를 감소시키면 그 물질의 농도가 증가하는 방향으로 반응이 진행되어 새로운 평형에 도달한다.

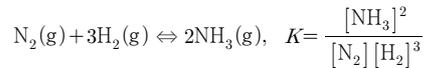
온도를 변화시키면 평형은 어떻게 이동하며 온도와 평형 상수는 어떤 관계가 있을까? 적갈색 이산화 질소와 무색 사산화 이질소는 상온에서 다음과 같이 평형을 이루며, 정반응은 발열 반응이다.



이산화 질소와 사산화 이질소의 혼합 기체를 넣고 밀폐한 등온 플라스크를 뜨거운 물에 넣으면 색이 진해지고, 얼음물에 넣으면 색이 연해진다. 위 반응에서 색 변화가 나타나는 까닭은 반응의 평형이 온도에 따라 이동했기 때문이다. 발열 반응에서는 평형 상태에서 온도를 낮추면 정반응 쪽으로 반응이 일어나 새로운 평형에 도달하므로 혼합 기체의 색이 연해진다. 반대로 온도를 높이면 역반응 쪽으로 반응이 일어나 새로운 평형에 도달하므로 혼합 기체의 색이 진해진다. 흡열 반응에서는 이와 반대로 새로운 평형에 도달한다.

이처럼 반응이 평형 상태에 있을 때 반응 온도를 변화시키면 그 온도 변화를 줄이려는 방향으로 반응이 진행된다. 한편, 일정한 온도에서 평형 상수는 농도나 압력이 변해도 일정한 값을 갖지만 평형 상태에서 온도가 변하면 평형 이동에 따라 평형 상수가 달라진다.

고체나 액체는 압력이 변하여도 부피가 거의 변하지 않지만, 기체는 압력이 변하면 부피가 크게 변하므로 농도가 달라진다. 그렇다면 기체 사이의 반응이 평형 상태에 있을 때 압력에 변화를 주면 평형 상태는 어떻게 변할까? 질소와 수소가 반응하여 암모니아를 생성하는 반응은 다음과 같이 평형을 이룬다.



이 반응이 평형 상태에 있을 때 압력을 변화시키면 어떤 변화가 나타날까? 이 반응이 평형 상태에 있을 때 압력을 증가시켜 부피를 감소시키면 각 물질의 농도는 처음 농도보다 각각 증가한다. 따라서 반응 지수(Q)는 평형 상수(K)보다 작아져 반응은 정반응 쪽으로 진행되어 새로운 평형에 도달한다. 그러므로 압력을 증가시키면 정반응 쪽, 즉 기체의 양(mol)이 감소하는 쪽으로 반응이 진행되어 새로운 평형에 도달한다.

일반적으로 평형 상태에 있는 기체의 반응에서 압력을 증가시키면 전체 압력을 감소시키는 방향, 즉 기체의 양(mol)이 감소하는 방향으로 반응이 진행되어 새로운 평형에 도달한다. 반대로 압력을 감소시키면 압력을 증가시키는 방향, 즉 기체의 양(mol)이 증가하는 방향으로 반응이 진행되어 새로운 평형에 도달한다. 한편, 반응 전후에 기체의 양(mol)이 달라지지 않는 반응은 압력을 변화시켜도 평형이 이동하지 않는다.

화학 반응이 평형 상태에 있을 때 농도, 온도, 압력의 조건을 변화시키면 각 조건의 변화를 줄이는 방향으로 반응이 진행되어 평형이 이동한다. 르샤틀리에의 농도, 온도, 압력의 변화가 화학 평형을 이동시키는 것을 관찰하였고, 평형 이동이 그 변화를 감소시키는 방향으로 일어난다는 것을 밝혔다. 이를 **르샤틀리에 원리**라고 부른다.

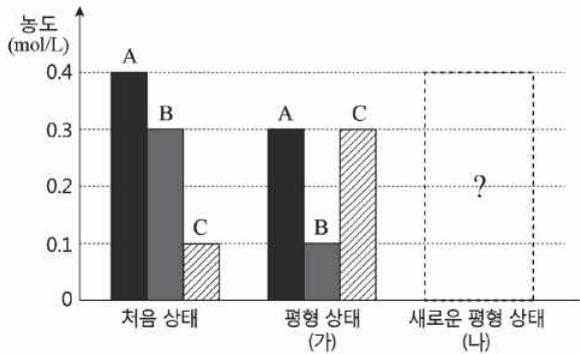
식물의 성장에 필요한 질소 비료의 주원료인 암모니아는 질소와 수소를 반응시켜 생산한다. 르샤틀리에 원리는 암모니아의 생성 반응에서 수득률을 높이기 위해서 온도와 압력을 어떻게 변화시켜야 할지 예측하는 데 활용된다. 그러면 암모니아 합성 과정에서 르샤틀리에 원리를 효과적으로 이용하는 방법은 무엇일까? 다음은 암모니아 생성 반응의 열화학 반응식을 나타낸 것이다.



암모니아의 생성 반응은 발열 반응이고 반응 결과 기체의 양(mol)이 감소한다. 따라서 암모니아의 수득률을 높이기 위해서는 온도를 낮추고 압력을 높이는 것이 유리하다. 그런데 온도가 너무 낮으면 반응이 느려져 암모니아를 얻는 데 많은 시간이 걸리고, 압력을 크게 높이면 압력을 견딜 수 있는 용기를 설치하는 데 비용이 많이 든다. 따라서 이러한 점을 고려

하여 산업 현장에서는 400 °C~600 °C, 300 기압 정도에서 촉매를 사용하여 암모니아를 생산한다.

22. 그림은 기체 A와 B가 반응하여 기체 C가 생성되는 반응의 처음 상태와 평형 상태를 나타낸 것이다. 평형 상태 (가)에서 온도를 증가시켜 새로운 평형 상태 (나)에 도달하였을 때, A의 농도가 0.35mol/L가 되었다.



이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- < 보 기 >
- ㄱ. 정반응은 $\Delta H > 0$ 이다.
 - ㄴ. (가)의 평형 상수가 (나)의 평형 상수보다 크다.
 - ㄷ. (나)에서 B와 C의 농도비는 2 : 1이다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄷ ④ ㄱ, ㄴ ⑤ ㄴ, ㄷ

12. 상평형 그림

얼음이 녹으면 물이 되고, 물이 끓으면 수증기가 된다. 얼음 위에 무거운 추를 매단 철사를 올려놓으면 철사에 닿은 부분의 얼음은 높은 압력으로 인하여 녹아 물이 되고, 녹았던 물은 철사가 통과한 후 다시 얼게 된다. 또 휴대용 가스통에는 부테인이 액체 상태로 존재하는데, 이것은 일정한 부피의 용기 안에 있는 부테인의 압력을 높여 주었기 때문이다. 이처럼 물질의 상태는 온도와 압력에 따라 변한다.

고체, 액체, 기체 상태 사이의 평형을 온도와 압력에 따라 나타낸 그림을 **상평형 그림**이라고 한다. 상평형 그림에서 AT 구간은 고체와 기체가 평형을 이루는 승화 곡선이고, BT 구간은 액체와 기체가 평형을 이루는 증기 압력 곡선이며, CT 구간은 고체와 액체가 평형을 이루는 용해 곡선이다. 그리고 세 곡선이 만나는 점에서는 고체, 액체, 기체 세 가지 상태가 모두 평형을 이루어 함께 존재하는데, 이 점을 **3중점**이라고 한다.

한편, 어는점 (녹는점)은 고체와 액체가 상평형을 이루는 온도이고, 끓는점은 액체와 기체가 상평형을 이루는 온도이다.

0 °C, 1 기압 조건에서는 얼음과 물이 공존하며, 이 상태에서 압력을 증가시키면 액체인 물로 변하고, 압력을 감소시키면 고체인 얼음으로 변했다가 압력이 매우 낮아지면 기체인 수증기로 변한다. 물은 용해 곡선의 기울기가 음의 값이므로, 외부 압력이 커지면 어는점이 낮아진다. 그러나 이산화 탄소의 경우 용해 곡선의 기울기는 양의 값이므로 외부 압력이 커지면 어는점이 높아진다.

이산화 탄소의 상평형 그림으로부터 고체 상태의 이산화 탄소가 1 기압에서 액체 상태를 거치지 않고 바로 기체로 변하는 승화성 물질임을 알 수 있다.

상평형 그림을 이용하면 우리 생활에서 일어나는 물질의 상태 변화와 관련된 여러가지 현상들을 설명할 수 있다.

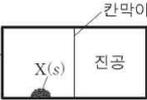
물의 상평형 그림에서 증기 압력 곡선을 보면 압력이 높아질수록 끓는점이 높아지는 것을 알 수 있다. 예를 들어 압력솥과 같이 내부 압력이 1 기압보다 높으면 100 °C보다 높은 온도에서 물이 끓는다. 또 물은 대기압이 1 기압인 일반적인 조건에서는 100 °C에서 끓지만, 대기압이 1 기압보다 낮은 높은 산에서는 100 °C보다 낮은 온도에서 끓는다.

물의 용해 곡선을 보면 압력이 높아질수록 어는점이 낮아지는 것을 알 수 있다. 예를 들어 얼음판에서 스케이트를 타면 스케이트 날이 닿는 부분은 다른 부분보다 압력이 높아진다. 따라서 스케이트 날이 닿은 부분의 얼음이 더 녹게 된다.

이산화 탄소의 상평형 그림에서 승화 곡선을 보면 대기압이 1 기압인 일반적인 조건에서는 고체가 직접 기체로 승화하는 것을 알 수 있다. 예를 들어 드라이아이스는 이산화 탄소를 압축하고 냉각하여 만든 흰색 고체로, 공기 중에서 승화하여 기체가 된다.

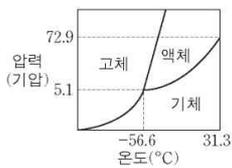
23 다음은 물질 X의 상변화에 대한 실험과 자료이다.

[실험 과정]
 (가) 칸막이로 분리된 진공 강철 용기의 왼쪽에 물질 X(s)를 넣고, 25°C에서 평형에 도달한 후 용기 내부를 관찰한다.
 (나) 칸막이를 제거하고, 25°C에서 평형에 도달한 후 용기 내부를 관찰한다.



[실험 결과]
 ○ (가)에서 X는 기체 상태와 ㉠ 상태로 존재한다.
 ○ (나)에서 X는 2가지 상태로 존재한다.

[자료]
 ○ X의 상평형 그림



이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- < 보 기 >
- ㄱ. ㉠은 액체이다.
 ㄴ. 용기 내부의 압력은 (가)에서가 (나)에서보다 크다.
 ㄷ. (나)에서 온도를 -56.6°C로 낮추면 용기 내부의 압력은 5.1기압이 된다.

- ① ㄴ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄱ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

13. 산 염기 평형

브린스테드(Brdnsted, J. N., 1879~1947)와 로리(Lowry, T. M., 1874~1936)는 수소 이온(양성자)을 내놓는 물질을 산이라 하고, 수소 이온(양성자)을 받는 물질을 염기라고 하였다. 이 정의에 따라 산과 염기 사이의 반응이 화학 평형 상태에 있을 때 정반응과 역반응에서 산과 염기로 작용한 물질을 알아보자.

예를 들어 염화 수소(HCl)를 물에 넣으면 대부분은 물에 녹아 수소 이온(H⁺)을 내놓고 염화 이온(Cl⁻)이 된다. 그리고 물 분자(H₂O)는 수소 이온(H⁺)을 받으므로 하이드로늄 이온(H₃O⁺)이 된다. 이때 이 반응의 역반응도 함께 일어나며 동적 평형을 이룬다.

이 과정에서 염화 수소 분자가 수소 이온을 내놓으므로 염화 수소는 산이고, 물은 수소 이온을 받으므로 염기이다. 역반응에서는 하이드로늄 이온이 수소 이온을 내놓으므로 하이드로늄 이온이 산이고 염화 이온은 수소 이온을 받으므로 염기이다.

이처럼 수소 이온(H⁺)의 이동이 일어나는 한 쌍의 산과 염기를 **짝산-짝염기**라고 한다. 즉 산 HCl의 짝염기는 Cl⁻이고, 염기 H₂O의 짝산은 H₃O⁺이다.

이렇게 산과 염기 사이에 화학 반응이 일어날 때 이들의 짝염기와 짝산의 화학 반응도 함께 일어나 동적 평형을 이룬다.

염산이나 황산은 위험해서 조심히 다뤄야 하지만 아세트산이나 탄산은 식용으로도 사용된다. 이처럼 산의 종류에 따라 차이가 생기는 까닭은 무엇일까? 이러한 차이는 산의 세기와 어떠한 관계가 있을까?

염산, 황산, 질산처럼 물에 녹아 대부분 이온화하는 산을 강산이라 하고, 아세트산처럼 물에 녹아 일부만 이온화하는 산을 약산이라고 한다. 강산인 염산은 아세트산보다 수용액에서 수소 이온(H⁺)을 더 많이 내놓기 때문에 전류가 더 세게 흐르고, 금속과 반응하여 수소 기체가 더 격렬하게 발생한다.

수산화 나트륨, 수산화 칼슘, 수산화 칼륨처럼 물에 녹아 대부분 이온화하는 염기를 **강염기**라 하고, 암모니아, 수산화 마그네슘처럼 물에 녹아 일부만 이온화하는 염기를 **약염기**라고 한다. 강염기인 수산화 나트륨은 암모니아보다 수용액에서 전류가 더 세게 흐른다. 수산화 나트륨이 피부에 닿으면 지방 성분과 반응하여 비누와 같은 성분이 만들어져 미끈거린다. 약염기인 수산화 마그네슘은 제산제의 주요 성분으로 위산 과다를 억제하는 데 사용된다.

산(HA)은 물속에서 이온화하여 다음과 같은 평형을 이룬다.

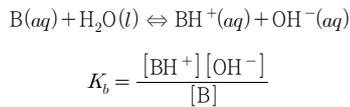


일반적으로 산의 이온화 과정에서 용매인 물의 농도는 거의 일정하므로 [H₂O]는 상수로 볼 수 있다. 따라서 평형 상수(K)에 [H₂O]를 곱한 값인 새로운 평형 상수로 산의 이온화 평형을 나타낸다.

$$K \times [H_2O] \Rightarrow K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

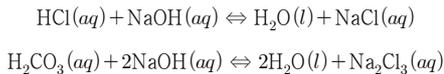
평형 상수 K_a 를 **산의 이온화 상수**라고 하며, K_a 의 값으로 산의 상대적인 세기를 알 수 있다. 산의 이온화 상수가 크면 이온화가 잘되어 $[H_3O^+]$ 가 크다는 것을 의미하므로 산의 세기가 강하고, 산의 이온화 상수가 작으면 이온화가 잘되지 않아 $[H_3O^+]$ 가 작음을 의미하므로 산의 세기가 약하다. 즉 K_a 의 값이 클수록 더 강한 산이다.

마찬가지로 염기(B)도 물속에서 다음과 같은 이온화 평형을 이룬다.



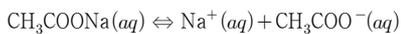
K_b 를 **염기의 이온화 상수**라고 하며, 그 값이 클수록 강한 염기이다. 예를 들면 탄산수소 이온(HCO_3^-)보다 암모니아(NH_3)의 염기의 이온화 상수(K_b)가 더 크므로 암모니아가 탄산수소 이온보다 더 강한 염기이다.

산성화된 호수나 토양을 중화시키기 위해서는 염기가 아닌 탄산 칼슘을 주로 사용한다. 그 까닭은 무엇일까? 산과 염기가 중화 반응하여 물을 생성하고 남은 염기의 양이온과 산의 음이온으로 생성된 물질들 **염**이라고 한다.



이렇게 만들어진 염을 물에 녹이면 염 수용액의 액성은 중성일까? 아니면 산성 또는 염기성의 액성을 띠 수도 있을까? 염 수용액은 항상 중성을 나타내는 것이 아니라 산성 또는 염기성을 나타내기도 한다. 이는 염을 생성한 산과 염기의 세기와 관련 있다.

먼저 약산과 강염기의 중화 반응으로 만들어진 염 수용액의 액성이 염기성을 띠는 까닭을 알아보자. 아세트산 나트륨을 물에 녹이면 거의 이온화하여 나트륨 이온과 아세트산 이온으로 존재한다.



이때 생성된 나트륨 이온은 물속에 거의 그대로 존재한다. 그러나 아세트산 이온은 물과 반응하여 수산화 이온을 생성하므로 수용액의 액성은 염기성이 되며, 이때 함께 생성된 아세트산은 물속에서 거의 이온화하지 않는다.

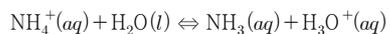


즉 약산과 강염기의 중화 반응으로 만들어진 염 수용액의 액성은 산과 염기의 종류와 관계없이 항상 염기성을 띤다.

강산과 약염기의 중화 반응으로 만들어진 염 수용액의 액성이 산성을 띠는 까닭을 알아보자. 염화 암모늄을 물에 녹이면 거의 이온화하여 암모늄 이온과 염화 이온으로 존재한다.



이때 생성된 염화 이온은 물속에 거의 그대로 존재한다. 그러나 암모늄 이온은 물과 반응하여 수소 이온을 생성하므로 수용액의 액성은 산성이 된다. 이때 함께 생성된 암모니아는 물속에서 거의 이온화하지 않는다.

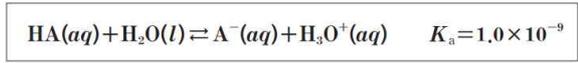


즉 강산과 약염기의 중화 반응으로 만들어진 염 수용액의 액성은 산과 염기의 종류와 관계없이 항상 산성을 띤다.

이처럼 염 수용액에서 염을 이루는 어떤 이온이 물과 반응하여 수소 이온이나 수산화 이온을 내놓아 수용액의 액성이 산성 또는 염기성을 나타내는 반응을 **염의 가수 분해**라고 한다.

그러나 강산과 강염기의 중화 반응으로 생긴 염은 수용액에서 가수 분해되지 않는다. 예를 들어 염산과 수산화 나트륨 수용액의 반응 결과 생성된 염화 나트륨은 수용액에서 나트륨 이온과 염화 이온으로 거의 그대로 존재한다.

24 다음은 25℃에서 HA의 이온화 반응식과 이온화 상수(K_a)를 나타낸 것이다.

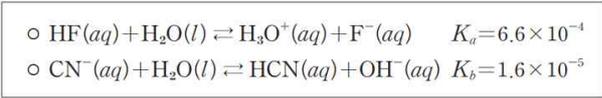


이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 25℃에서 물의 이온곱 상수(K_w)는 1.0×10^{-14} 이다.)

- < 보 기 > —
- ㄱ. HA(aq)는 H_3O^+ 보다 약한 산이다.
 - ㄴ. 0.1M HA(aq)의 pH는 5이다.
 - ㄷ. $A^-(aq)$ 의 이온화 상수(K_b)는 1.0×10^{-5} 이다.

- ① ㄴ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄱ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

25. 다음은 25℃에서 산과 염기의 화학 반응식과 이온화 상수를 나타낸 것이다.



이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 25℃에서 물의 이온곱 상수(K_w)는 1.0×10^{-14} 이며, 온도 변화는 없다.)

< 보 기 >

ㄱ. F^- 은 H_3O^+ 의 짝염기이다.
 ㄴ. HF는 HCN보다 강한 산이다.
 ㄷ. HF 수용액에 NaF를 넣으면 K_a 는 감소한다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄷ ④ ㄱ, ㄴ ⑤ ㄴ, ㄷ

26. (가)~(다)의 크기를 비교한 것으로 옳은 것은?

(가) NOF(g)에서 N의 산화수
 (나) 25℃에서 0.2M HCl(aq) 50mL를 0.1M NaOH(aq)으로 적정할 때 중화점에서의 pH
 (다) $\text{H}_2\text{O}_2(aq) + a\text{H}^+(aq) + b\text{I}^-(aq) \rightarrow c\text{H}_2\text{O}(l) + d\text{I}_2(aq)$ 에서 계수 d

- ① (가)>(나)>(다) ② (가)>(다)>(나)
 ③ (나)>(가)>(다) ④ (나)>(다)>(가)
 ⑤ (다)>(가)>(나)

14. 완충 용액

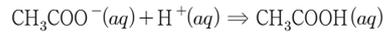
우리 몸속 혈액처럼 산이나 염기를 소량 가해도 pH가 거의 변하지 않는 수용액을 알아보자.

순수한 물에 산이나 염기를 가하면 수용액의 pH는 크게 변한다. 그러나 아세트산과 아세트산 나트륨 혼합 용액은 적은 양의 산이나 염기를 가해도 pH가 크게 변하지 않고 거의 일정하게 유지된다. 이처럼 산이나 염기를 가해도 pH가 거의 일정하게 유지 되는 용액을 **완충 용액**이라고한다. .

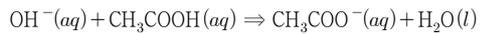
예를 들어 아세트산은 수용액에서 극히 일부만 이온화하고 아세트산 나트륨은 수용액에서 대부분 이온화한다.



아세트산과 아세트산 나트륨의 혼합 용액에 산을 가하면 산이 내놓은 수소 이온이 수용액 속 아세트산 이온과 반응하므로, 수소 이온이 소모되어 수용액의 pH는 거의 일정하게 유지된다.



또 아세트산과 아세트산 나트륨의 혼합 용액에 염기를 가하면 염기가 내놓은 수산화 이온이 수용액 속 아세트산과 중화 반응을 하므로, 수산화 이온이 소모되어 수용액의 pH는 거의 일정하게 유지된다.



이처럼 완충 용액은 약산과 그 산의 염을 혼합하거나 약염기와 그 염기의 염을 혼합하여 만들며, 생체나 생화학적인 실험에서 매우 중요한 역할을 한다.

27. 표는 혈액과 같은 완충 용액의 pH 조절 원리를 알아보기 위해 수용액 A와 B를 혼합하여 만든 혼합 수용액 (가)~(다)에 대한 자료이다. 혼합 전 각 수용액의 농도와 부피는 각각 0.1M와 50mL이다. 이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?
(단, HCOOH과 NH₃는 각각 약산과 약염기이고, 온도는 일정하다.)

혼합 수용액	혼합 전 수용액	
	A	B
(가)	HCl(aq)	NaOH(aq)
(나)	HCOOH(aq)	HCOONa(aq)
(다)	NH ₄ Cl(aq)	NH ₃ (aq)

- < 보 기 >
- ㄱ. (가)~(다) 중 완충 용액은 2가지이다.
 - ㄴ. (나)에 소량의 HCl(aq)을 가하면 HCOO⁻의 양(mol)은 증가한다.
 - ㄷ. 1×10⁻³mol의 NaOH(s)을 가할 때 pH 변화는 (가)에서 (다)에서보다 크다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

15. 다양한 반응속도

우리 주변에서는 수많은 화학 반응이 일어나고 있다. 불꽃놀이와 같이 순식간에 끝나는 반응도 있고, 석회 동굴의 생성과 같이 아무런 변화가 없는 것처럼 보이는 반응도 있다. 주변에서 일어나는 반응을 빠른 반응과 느린 반응으로 구분해 보자.

고서적이 퇴색되는 반응은 느리게 진행되지만, 나무의 연소 반응은 매우 빠르게 진행된다. 또 철이 부식되는 반응은 느리게 진행되지만, 야광 막대를 쥐을 때 일어나는 발광 반응은 빠르게 진행된다.

과일이 익어가는 반응은 껍질이 벗겨진 사과와 색이 갈색으로 변하는 반응에 비하여 느린 반응이지만, 석회 동굴이 생성되는 반응에 비하면 상대적으로 빠른 반응이라고 할 수 있다. 마찬가지로 야광 막대를 쥐을 때 일어나는 반응은 폭죽이 폭발하는 반응에 비하여 상대적으로 느린 반응이라고 할 수 있다.

이처럼 반응을 빠른 반응과 느린 반응으로 구분하는 것은 비교하는 대상에 따라 달라질 수 있다. 그러나 일상생활이나 산업 현장에서는 반응 속도를 정확하게 알아야 할 때가 많으므로 반응의 빠르기를 정량적으로 수치화하여 객관적으로 나타낼 필요가 있다.

일상생활에서 빠르기는 여러 가지 방법으로 나타낸다. 비행기의 빠르기는 일정 시간 동안 이동한 거리로 나타내며, 마라톤 선수의 빠르기는 42.195 km를 달리는 데 걸린 시간으로 나타낸다.

탄산 칼슘과 염산의 반응에서 반응의 빠르기는 일정 시간 동안 생성된 이산화 탄소의 질량으로 나타낼 수 있으므로, 0초~10초 구간에서 반응의 빠르기는 다음과 같다.

$$\text{반응의 빠르기} = \frac{1.01 \text{ g}}{10 \text{ s}} = 0.10 \text{ g/s}$$

이처럼 화학 반응의 빠르기는 일정 시간 동안 변화한 반응물이나 생성물의 양으로 나타낼 수 있다.

$$\text{반응의 빠르기} = -\frac{\text{반응물의 변화량}}{\text{시간}} = \frac{\text{생성물의 변화량}}{\text{시간}}$$

화학 반응의 빠르기를 측정할 때는 질량이나 부피 등과 같이 물질의 양을 나타내는 것 중 측정하기 쉬운 것을 선택하여 시간에 따른 변화량을 측정한다.

화학 반응이 진행되는 동안 반응물과 생성물은 분리되지 않고 대부분 혼합물 상태로 존재한다. 이와 같은 혼합물에서 특정 물질의 양을 측정하고자 할 때는 질량이나 부피보다 농도가 적합하다. 따라서 화학 반응에서는 주로 일정한 시간 동안 변화된 반응물이나 생성물의 몰 농도를 측정하여 반응 속도를 나타낸다.

반응 속도(v)

$$= \frac{\text{반응물의 농도 감소량}}{\text{시간의 변화}} \text{ 또는 } \frac{\text{생성물의 농도 감소량}}{\text{시간의 변화}}$$

화학 반응이 진행될 때 시간에 따라 반응물과 생성물의 농도는 어떻게 변할까? A의 농도를 [A]로 나타낼 때 시간 t_1 에서의 농도는 $[A]_1$ 시간 t_2 에서의 농도는 $[A]_2$ 이다. 따라서 시간 t_1 과 t_2 사이의 반응 속도 (v)는 다음과 같이 나타낼 수 있다.

$$v = -\frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

이처럼 나타낸 반응 속도를 t_1 과 t_2 사이의 **평균 반응 속도**라고 하며, 이것은 a점과 b점을 지나는 직선의 기울기와 같다.

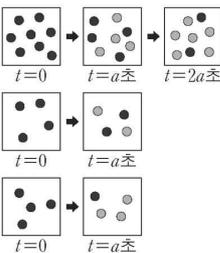
평균 반응 속도에서 반응이 일어나는 시간 (Δt)을 거의 0이 될 정도로 작게 하여 농도 변화를 계산하면 그 값은 특정 시간 t 에서의 **순간 반응 속도** ($v = -\frac{d[A]}{dt}$)가 된다. 이것은 시간-농도 그래프의 접선의 기울기와 같다.

t_1 일 때 순간 반응 속도는 a점에서의 접선의 기울기와 같고, t_2 일 때 순간 반응 속도는 b 점에서의 접선의 기울기와 같다. 접선의 기울기가 클수록 반응 속도가 빠르며, 반응이 진행됨에 따라 반응물의 농도가 감소하여 반응 속도는 점점 느려지므로, 시간이 지남에 따라 기울기가 점점 감소하는 경향을 나타낸다. $t=0$ 일 때의 순간 반응 속도를 **초기 반응 속도**라고 하며, $t=0$ 인 지점에서 시간-농도 그래프의 접선의 기울기와 같다.

반응물과 생성물의 계수비가 같을 때는 반응물과 생성물의 농도 변화로 나타낸 반응 속도는 어느 물질을 기준으로 하여도 같다.

28. 그림은 1차 반응 $A \rightarrow B$ 에서 온도

또는 초기 농도를 다르게 한 실험 (가)~(다)의 시간에 따른 용기 내 입자를 모형으로 나타낸 것이다. (가)~(다)에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 모든 용기의 부피는 같고, 각 실험에서 온도는 일정하다.)

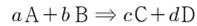


- < 보 기 >
- ㄱ. 0~a초 동안 평균 반응 속도가 가장 큰 것은 (가)이다.
 - ㄴ. A의 반감기는 (가)와 (나)에서 같다.
 - ㄷ. 온도는 (다)에서가 (나)에서보다 높다.

- ① ㄱ ② ㄷ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

16. 반응 속도식과 반응 차수

반응물의 농도를 이용하여 반응 속도를 어떻게 나타낼 수 있는지 알아보자. 반응 속도는 반응물의 농도에 따라 달라진다. 다음과 같은 일반적인 반응을 예로 들어 보자.



이 반응에서 반응 속도(v)는 반응물 A와 B의 농도에 의존하므로 비례 상수 k 를 사용하여 다음과 같은 식으로 나타낼 수 있다.

$$v = k[A]^m[B]^n$$

반응 속도가 반응물의 농도에 얼마나 의존하고 있는지를 나타낸 식을 **반응 속도식** 또는 반응 속도 법칙이라고 한다. 반응 속도식에서 비례 상수 k 는 **반응 속도 상수**로 반응에 따라 고유한 값을 가지며, 온도에 의해서만 변한다.

핵폐기물이 방사능을 내지 않는 안정한 물질로 변하는 데 얼마나 오랜 시간이 걸릴까? 이러한 정보를 알아내려면 시간에 따라 반응물의 농도가 어떻게 변해가는지 조사 해야 한다. 플루토늄, 우라늄과 같은 방사성 동위 원소의 붕괴 반응은 1차 반응이다. 1차 반응에서는 시간에 따라 반응물의 농도가 어떠한 규칙성을 가지고 변할까?

N_2O_5 의 분해 반응에서 N_2O_5 의 농도가 1, 2, 3... 배로 증가할 때 반응 속도도 1, 2, 3... 배로 증가하므로 이 반응은 1차 반응이다. 즉 1차 반응의 반응 속도는 반응물의 농도에 비례하며, 이때 그래프의 기울기는 반응 속도 상수인 k 이다.

또 N_2O_5 의 분해 반응에서 N_2O_5 의 농도비가 $\frac{1}{2}$ 로 되는 데 걸리는 시간이 100 초로 일정하다. 이처럼 반응물의 농도가 절반으로 줄어드는 데 걸리는 시간을 반감기($t_{\frac{1}{2}}$)라고 하는데, 1차 반응의 반감기는 반응물의 초기 농도와 관계없이 항상 일정하다.

29. 다음은 민수가 작성한 실험 활동지이다.

[화학 반응식과 반응 속도식]
 $2A(g) \rightarrow B(g) \quad v = k[A] \quad (k : \text{반응 속도 상수})$

[실험 결과 및 분석]
 1. 실험실 온도: 20°C
 2. 반응의 진행에 따른 강철 용기 내 기체의 압력

시간(초)	0	10	20	30
전체 압력(기압)	4.0	3.0	2.5	2.25

3. 20°C 에서 A의 반감기는 ㉠ 초이다.

민수의 분석이 타당할 때, ㉠은?

- ① 5 ② 10 ③ 15 ④ 20 ⑤ 30

17. 활성화 에너지

화학 반응이 일어나기 위해서는 반응물의 입자들이 서로 충돌해야 한다. 그러나 입자들이 서로 충돌한다고 해서 반응이 모두 일어나지는 않는다. 화학 반응이 일어나기 위해서는 반응물의 입자들이 어떻게 충돌해야 할까?

반응이 일어나기 위해서는 반응물의 입자가 충돌할 때 충돌 방향이 반응이 일어나기에 적합해야 한다. 또 충분히 빠른 속도로 충돌하여 반응물의 입자 사이의 결합을 끊을 수 있어야 한다. 이처럼 반응이 일어나기에 적합한 충돌을 **유효 충돌**이라고 한다.

나무를 공기 중에 놓아두어도 타지 않고 불을 붙여야만 타는 것처럼, 화학 반응이 일어나기 위해서는 반응물의 입자 사이의 결합을 끊기 위한 최소한의 에너지를 공급해 주어야 한다. 이처럼 화학 반응이 일어나기 위해 필요한 최소한의 에너지를 **활성화 에너지**(E_a)라고 한다. 성층권에 있는 오존(O_3)은 일산화 질소(NO)와 다음과 같이 반응한다.



NO 와 O_3 가 유효 충돌하면 반응물이 생성물로 변하기 위하여 넘어야 하는 에너지 장벽의 정점에 도달하여 화학 결합이 끊어지기 직전의 불안정한 상태가 된다. 이러한 상태를 **활성화 상태**라 하고, 활성화 상태에 있는 불안정한 물질을 **활성화물**이라고 한다.

30. 다음은 25℃, 표준 상태에서 $X(g) \rightleftharpoons Y(g)$ 의 반응 진행에 따른 에너지와 이에 대한 세 학생의 대화이다.

The diagram shows an energy profile for the reaction $X(g) \rightleftharpoons Y(g)$. The y-axis is labeled '에너지' (Energy) and the x-axis is '반응 진행' (Reaction Progress). The curve starts at a level for $X(g)$, rises to a peak, and then falls to a lower level for $Y(g)$. The activation energy E_1 is the energy difference between the reactants and the peak. Below the diagram, three students are talking:

- 학생 A: 정반응은 발열 반응이다.
- 학생 B: 정속매를 사용하면 정반응의 활성화 에너지는 E_1 보다 작아져.
- 학생 C: 역반응의 활성화 에너지는 E_1 보다 커.

제시한 내용이 옳은 학생만을 있는 대로 고른 것은?

- ① A ② B ③ A, C
- ④ B, C ⑤ A, B, C

18. 반응 속도와 농도

일반적으로 반응물의 농도가 증가하면 반응 속도가 빨라진다. 그 까닭은 무엇일까? 반응물의 농도가 증가하면 단위 부피 속에 존재하는 입자 수가 많아지므로 입자 사이의 거리가 가까워진다. 따라서 입자들의 평균적인 운동 속도가 같다면 입자들이 서로 충돌하는 데 걸리는 시간이 짧아지므로 단위 시간당 충돌 횟수가 많아진다. 입자의 충돌 횟수가 많아지면 반응할 수 있는 입자 수도 많아지므로 반응 속도가 빨라진다.

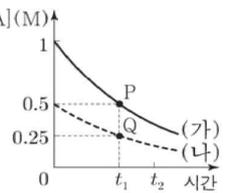
기체의 반응에서 압력을 높이면 기체의 부피가 줄어들어 단위 부피 속의 입자 수가 많아지므로 기체의 농도가 진해진다. 기체의 농도가 진해지면 입자의 충돌 횟수가 많아져서 반응 속도가 빨라진다.

고체가 반응할 때 반응 입자들 사이의 충돌은 고체의 표면에서만 일어난다. 따라서 고체의 표면적이 넓을수록 반응물 사이의 접촉 면적이 증가하여 충돌 횟수가 많아지므로 반응 속도가 빨라진다.

31. 다음은 A(g)로부터 B(g)가 생성되는 반응의 화학 반응식이다.



그림은 온도 T에서 강철 용기 (가)와 [A](M) (나)에 A(g)의 초기 농도를 달리하여 각각 넣은 후 반응이 진행될 때, 반응 시간에 따른 각 용기의 [A]를 나타낸 것이다. 이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, 온도는 T로 일정하다.)



- < 보 기 >
- ㄱ. (가)에서 $t_1 \sim t_2$ - $\frac{\Delta[B]}{\Delta[A]} = \frac{1}{2}$
 - ㄴ. $0 \sim t_1$ 동안 평균 반응 속도는 (가)에서가 (나)에서의 2배이다.
 - ㄷ. 순간 반응 속도는 P에서가 Q에서보다 작다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄷ ④ ㄱ, ㄴ ⑤ ㄴ, ㄷ

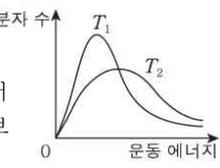
19. 반응 속도와 온도

일반적으로 온도가 높아지면 반응 속도가 빨라진다. 그 까닭은 무엇일까? 온도가 높아지면 분자들의 평균 속력이 커지므로 충돌 횟수가 증가한다. 실제로 온도가 25 °C에서 35 °C로 10 °C 높아질 때 충돌 횟수는 약 2 % 증가한다. 그러나 온도가 10 °C 높아질 때 반응 속도는 약 2 배 빨라지므로 온도 상승에 따른 반응 속도의 변화를 충돌 횟수의 증가로는 설명하기 어렵다. 그렇다면 충돌 횟수 이외에 어떤 요인으로 설명할 수 있을까?

같은 온도라도 기체 분자들이 가진 운동 에너지는 서로 다르며, 온도가 높아지면 운동 에너지가 큰 분자들의 수가 많아져 활성화 에너지 이상의 에너지를 가진 분자 수가 증가하는 것을 알 수 있다. 따라서 온도가 높아질 때 반응 속도가 빨라지는 것은 활성화 에너지 이상의 에너지를 가진 분자 수의 증가로 설명할 수 있다.

덥고 강수량이 많은 열대 지방에서는 식물의 성장 속도가 매우 빠르다. 또 개구리나 악어와 같은 변온 동물은 겨울철에는 체온이 낮아져 물질대사 속도가 느려지므로 활동에 필요한 에너지를 생성하기가 어려워진다. 이 때문에 겨울잠을 자거나 활동을 줄인다. 이러한 현상은 온도에 따라 반응 속도가 달라지기 때문에 나타난다.

32. 그림은 온도만 다른 조건 T_1 , T_2 에서 $A(g)$ 의 분자 운동 에너지 분포 곡선을 나타낸 것이다. 반응 $A(g) \rightarrow B(g)$ 이 일어날 때, T_2 에서 T_1 에서보다 큰 값을 갖는 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?



- < 보 기 >
- ㄱ. 반응 속도 상수
 - ㄴ. 반응 엔탈피
 - ㄷ. 활성화 에너지

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄷ ④ ㄴ, ㄷ ⑤ ㄱ, ㄴ, ㄷ

20. 반응 속도와 촉매

상온에서 과산화 수소는 물과 산소로 서서히 분해되지만 과산화 수소에 아이오딘화 칼륨을 넣으면 분해 속도가 빨라지고, 인산을 넣으면 분해 속도가 느려진다. 아이오딘화 칼륨이나 인산과 같이 자신은 변하지 않으면서 화학 반응의 속도를 달라지게 하는 물질을 **촉매**라고 한다. 촉매에는 반응 속도를 빠르게 하는 **정촉매**와 반응 속도를 느리게 하는 **부촉매**가 있다.

촉매는 어떻게 반응 속도를 변화시킬 수 있을까? 화학 반응이 일어나기 위해서는 활성화 에너지라는 에너지 장벽을 넘어야 하는데, 촉매는 활성화 에너지가 다른 새로운 반응 경로로 반응이 일어나도록 하여 반응 속도를 변화시킨다.

일정한 온도에서 정촉매를 사용하면 활성화 에너지가 낮아져 같은 온도에서도 활성화 에너지보다 큰 에너지를 갖는, 즉 반응할 수 있는 분자 수가 많아져서 반응 속도가 빨라진다. 반대로 부촉매를 사용하면 활성화 에너지가 커지므로 반응할 수 있는 분자수가 감소하여 반응 속도가 느려진다.

촉매는 반응 엔탈피의 변화 없이 활성화 에너지를 낮추거나 높여서 반응 속도를 변화시킨다. 즉 촉매는 정반응과 역반응의 활성화 에너지를 똑같이 낮추거나 높여서 정반응 속도와 역반응 속도를 모두 빨라지게 하거나 느리게 할 뿐 화학 평형에는 어떤 영향도 주지 않는다. 따라서 촉매를 사용해도 평형 이동은 일어나지 않는다.

33. 다음은 가역 반응에서 촉매의 역할에 대한 학생들의 대화이다.



제시한 의견이 옳은 학생만을 있는 대로 고른 것은?

- ① A ② B ③ C ④ A, B ⑤ B, C

22. 화학 전기

철로 만든 제품은 산화되어 비교적 녹이 쉽게 생성되나 금은 거의 산화되지 않는다. 금속이 산화되는 정도는 금속의 종류에 따라 어떻게 달라지는지 알아보자.

금속 원소는 일반적으로 전자를 잃고 양이온이 되려는 성질이 있는데, 이것을 **이온화 경향**이라고 한다. 이온화 경향은 금속의 종류에 따라 다르며, 이온화 경향이 클수록 전자를 잃고 산화되기 쉽다.

이온화 경향이 큰 금속과 이온화 경향이 작은 금속 이온이 반응하면 이온화 경향이 큰 금속은 이온화 경향이 작은 금속 이온에 전자를 주고 산화된다. 하지만 이온화 경향이 작은 금속과 이온화 경향이 큰 금속 이온 사이에는 반응이 일어나지 않는다.

또 금속 중 수소보다 이온화 경향이 큰 금속은 산 수용액과 반응하여 수소 기체를 발생하나, 수소보다 이온화 경향이 작은 금속은 산 수용액과 반응해도 수소 기체를 발생하지 않는다.

금속 간의 산화 환원 반응이 수용액에서 일어나면 전자의 이동으로 생성된 화학 에너지가 열로 방출되므로 수용액의 온도가 높아진다. 이때 전자의 이동이 도선을 통해 일어나도록 하면 회로에 전류가 흘러 전기 에너지를 얻을 수 있다. 이처럼 산화 환원 반응에서 발생한 에너지를 전기 에너지로 변환시키는 장치를 **화학 전지**라고 한다.

아연판을 묽은 황산에 담으면 아연(Zn)은 전자를 내놓고 아연 이온(Zn^{2+})으로 산화되어 용액에 녹아 들어가고, 아연판 주변에 있던 수소 이온(H^+)이 그 전자를 받아 환원되어 수소(H_2) 기체가 발생한다.

그런데 아연판과 구리판을 묽은 황산에 넣은 후 도선으로 연결하면 아연이 산화하여 생성된 전자가 도선을 통해 구리판으로 전달되므로 수소 이온의 환원이 구리판에서 일어난다. 이때 전류가 도선을 따라 구리판에서 아연판으로 흐른다. 볼타는 이를 이용하여 최초의 화학 전지라고 할 수 있는 **볼타 전지**를 만들었다.

볼타 전지의 아연판에서 전자가 도선을 통해 나가므로 아연판은 (-)극이고, 도선을 따라 이동한 전자가 구리판으로 들어오므로 구리판은 (+)극이다.

볼타 전지에서는 전류가 흐르기 시작한 후 곧 전압이 급격하게 떨어지는 현상이 나타나는데, 이를 **분극 현상**이라고 한다. 이것은 구리판 표면에서 발생한 수소 기체가 전극과 전해질의 접촉 면적을 줄어뜨리게 하여 수소 이온이 전자를 얻는 것을 방해하기 때문이다.

다니엘 전지는 아연 이온(Zn^{2+})이 들어 있는 수용액 속에 아연(Zn)판을, 구리 이온(Cu^{2+})이 들어 있는 수용액 속에 구리(Cu)판을 넣은 후 두 수용액을 염다리로 연결하고, 두 금속판을 도선으로 연결한 전지이다.

다니엘 전지의 아연판에서는 아연이 아연 이온으로 산화되어 용액 속으로 녹아 들어가고, 이때 생성된 전자는 도선을 통해 구리판 쪽으로 이동한다. 구리판에서는 용액 속의 구리 이온이 전자를 얻어 구리로 석출된다. 이때 염다리 내의 이온이 양쪽 전해질 수용액으로 이동하여 전해질 속 이온의 전하 균형이 유지된다. 다니엘 전지에서는 기체가 발생하지 않고, 전

하 균형이 유지되므로 볼타 전지보다 안정적으로 전류가 흐른다.

전지의 활용 범위가 확대되면서 여러 가지 실용 전지들이 개발되었다. 실용 전지는 충전할 수 없는 1차 전지와 충전하여 재사용할 수 있는 2차 전지로 구분한다.

건전지는 가장 널리 쓰이는 1차 전지이다. 망가니즈 건전지는 (+)극인 탄소 막대와 (-)극인 아연통, 전해질로 구성된 소형 전지이다. 전해질은 이산화 망가니즈(MnO_2), 염화 암모늄(NH_4Cl), 흑연 가루의 반죽 형태로, 수분이 거의 없는 형태이기 때문에 휴대가 쉽다.

알칼리 건전지는 산성 염인 염화 암모늄(NH_4Cl) 대신 강염기인 수산화 칼륨(KOH)을 전해질로 사용한 전지이다. 이 경우 산성 전해질보다 아연통의 부식이 잘 일어나지 않으므로 망가니즈 건전지에 비해 수명이 길고, 전압이 일정하게 유지된다.

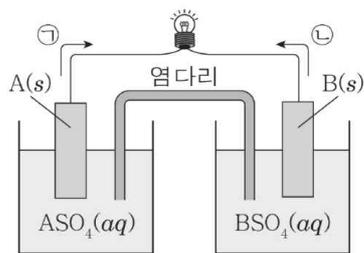
납축전지는 황산 용액에 (-)극인 납(Pb)판과 (+)극인 이산화 납(PbO_2)판을 교대로 세워 놓은 구조로, 전극 사이에는 얇은 다공성 막이 있어 두 극판이 서로 접촉하지 않는다.

납축전지는 충전이 가능한 2차 전지로, 높은 전압을 필요로 하는 자동차에 주로 사용하며, 비상등이나 통신 회로에 전기를 공급할 때도 사용한다.

리튬 이온 전지와 **리튬 고분자 전지**는 현재 휴대용 전자 기기에 가장 널리 쓰이는 2차 전지이다.

리튬 이온 전지는 방전할 때는 리튬 이온이 (-)극에서 (+)극으로, 충전할 때는 (+)극에서 (-)극으로 오가는 원리로 작동한다. 리튬(Li)은 원자량이 가장 작은 금속으로, 가볍고 단위 질량당 에너지 저장 능력이 매우 크다. 따라서 리튬 2차 전지는 소형화되는 전자 기기에 사용하며, 수명이 길어 전기 자동차에도 사용된다.

36. 그림은 금속 A와 B를 전극으로 사용한 화학 전지를 나타낸 것이다. 전자의 이동 방향은 ㉠과 ㉡ 중 하나이고, 반응이 진행될 때 B가 석출된다.



이에 대한 옳은 설명만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은? (단, A, B는 임의의 원소 기호이다.)

- < 보 기 >
- ㉠. 전자의 이동 방향은 ㉠이다.
 - ㉡. 금속의 이온화 경향은 $A > B$ 이다.
 - ㉢. 반응이 진행됨에 따라 A(s)의 질량은 증가한다.

- ① ㉠
- ② ㉢
- ③ ㉠, ㉡
- ④ ㉡, ㉢
- ⑤ ㉠, ㉡, ㉢

23. 전기 분해

화학 전지는 물질이 가지고 있는 화학 에너지를 자발적인 산화 환원 반응을 이용하여 전기 에너지로 변환하는 장치이다. 그렇다면 물질에 전기 에너지를 가하면 어떤 변화가 일어날까?

염화 나트륨 수용액에 전극을 넣고 직류 전원을 연결하면 전원 장치의 (+)극에 연결된 전극(+극)에서는 염화 이온(Cl⁻)이 전자를 내놓고 산화되어 염소(Cl₂)기체가 발생하고, (-)극에 연결된 전극(-극)에서는 나트륨 이온(Na⁺)이 전자를 얻고 환원되어 나트륨(Na)이 생성된다.

즉 전해질의 수용액에 전류를 흘려주면 (+)극에서는 음이온이 산화되고, (-)극에서는 양이온이 환원되어 전해질이 분해된다.

한편, 전해질 수용액에 전류를 흘려주면 물이 전기 분해될 수도 있다. 순수한 물에는 이온이 거의 없어 전류를 흘려주어도 물의 분해 반응은 잘 일어나지 않는다. 그러나 질산 칼륨(KNO₃)을 녹인 수용액에 전류를 흘려주면 (+)극에서는 질산 이온(KO₃⁻)이 아닌 물이 산화되어 산소 기체가 발생하고, (-)극에서는 칼륨 이온(K⁺)이 아닌 물이 환원되어 수소 기체가 발생한다.

이처럼 전해질의 수용액이나 수용액에 전기 에너지를 가하여 비자발적인 산화 환원 반응을 일으켜 물질을 분해하는 것을 **전기 분해**라고 한다.

전기 분해는 화학 공업에서 매우 중요하다. 세계적으로 많이 생산되는 화합물 중의 하나인 수산화 나트륨이나 순수한 구리, 알루미늄, 염소를 얻을 때도 전기 분해가 이용된다. 또 장신구나 금속 공예 작품을 만들 때도 전기 분해를 이용하여 도금을 하기도한다.

전기 도금을 할 때는 도금할 물체를 전원 장치의 (-)극에 연결하고, 도금시킬 금속을 (+)극에 연결한 후 도금시킬 금속 이온이 녹아 있는 도금액 속에 넣고 전류를 흘려준다. 이때 (-)극에 매단 물체의 표면에 금속이 석출되면서 도금된다.

산화 알루미늄을 환원시켜 알루미늄을 얻을 때와 같이 화합물에서 순물질을 얻을 때나 불순물이 섞인 구리로부터 순수한 구리를 얻을 때도 전기 분해가 이용된다.

전기 분해로 구리를 정제하려면, 불순물을 포함한 구리판을 전지의 (+)극에 연결하고, 순수한 구리판을 (-)극에 연결한 후 두 전극을 황산 구리 (II) 수용액에 담근다. 불순물 중에는 구리보다 산화가 더 잘 되는 아연(Zn), 철(Fe), 니켈(Ni) 등이 들어 있는 데, 전류를 흘려주면 (+)극에서 구리와 함께 이들 원소가 산화되어 금속 양이온으로 수용액에 녹아 들어가고, (-)극에 연결된 구리판에서는 구리 이온만 환원되어 구리 금속으로 석출된다. 한편, 불순물 중 구리보다 산화되기 어려운 은(Ag), 백금(Pt), 금(Au) 등은 (+)극 밑에 금속 상태로 가라앉아 제거된다.

37. 다음은 25℃, 1기압에서 염화 나트륨(NaCl) 수용액의 전기 분해 실험이다.

[실험 과정]

- (가) 두 개의 용기에 농도가 같은 NaCl 수용액을 각각 넣고 그림과 같이 장치한다.
- (나) 각 용기에 BTB 용액을 2~3방울씩 넣는다.
- (다) 두 탄소 전극을 전원 장치에 연결한 후 전극 주위에서 일어나는 변화를 관찰한다.



[실험 결과]

- 양쪽 전극에서 기체가 발생한다.
- 전극 주위에서 용액의 색 변화

전극	(+)	(-)
용액의 색 변화	노란색	푸른색

이에 대한 설명으로 옳은 것만을 <보기>에서 있는 대로 고른 것은?

- < 보 기 > ————
- ㄱ. (-)전극에서 산화 반응이 일어난다.
 - ㄴ. (+)전극이 담긴 수용액은 산성이다.
 - ㄷ. 0.1F의 전하량을 흘려주면 (-)전극에서 0.1몰의 기체가 발생한다.

- ① ㄱ ② ㄴ ③ ㄱ, ㄴ ④ ㄱ, ㄷ ⑤ ㄴ, ㄷ

24. 수소 연료 전지

물에 전기 에너지를 가하면 수소와 산소로 분해된다. 그렇다면 수소와 산소를 반응시키면 물과 함께 전기 에너지가 발생하지 않을까?

물에 탄소나 백금 전극을 넣고 전류를 흘려주면 전극 표면에 수소와 산소가 모인다. 전원 장치를 떼고 두 전극을 회로로 연결하면, 수소는 전자를 내놓고 수소 이온이 되어 물에 녹아 들어가고, 산소는 전극으로부터 전자를 받아 주변의 수소 이온과 결합하여 물 분자가 된다. 이때 전체 반응은 수소와 산소가 반응하여 물이 생성되는 반응으로 발열 반응이다. 따라서 이때 방출되는 에너지가 전기 에너지로 전환될 수 있다.

이처럼 수소와 산소가 반응할 때 발생하는 에너지를 이용한 전지를 **수소 연료 전지**라고 한다. 이 전지는 물질이 가진 화학 에너지를 직접 전기 에너지로 전환하는 장치로 다른 전지와 같이 2 개의 전극과 분리막, 전해질로 이루어지나 일반적인 전지와는 달리 외부에서 전지로 수소 기체와 산소 기체가 계속 공급된다.

수소 연료 전지는 수소를 산화시켜 물을 생성하므로 환경 오염을 거의 일으키지 않는다. 또 발전 효율은 40 %~60 % 정도로 대단히 높으며, 반응 과정에서 나오는 열까지 이용하면 효율을 최대 80 %까지 높일 수 있다. 그러나 수소 연료 전지의 실용성을 높이기 위해서는 수소를 보다 효율적으로 생산하는 기술과 저장하는 기술 등이 필요하다.

38. 다음은 미래 에너지원의 개발에 대한 설명이다.

과학자들은 새로운 에너지원 생산 기술의 하나로 (가)의 광분해에 관심을 기울이고 있다. 이 기술의 장점은 빛을 이용하여 (나)을/를 생산한다는 데 있다. (나) 연료는 단위 질량당 에너지 생산량이 크고, 연소 후 (가)만 생성되므로 환경오염의 우려가 없다는 장점이 있다.

(가)와 (나)에 해당하는 것으로 가장 적절한 것은?

- | | | | | | |
|---|-----|-----|---|-----|-----|
| | (가) | (나) | | (가) | (나) |
| ① | 물 | 수소 | ② | 물 | 산소 |
| ③ | 수소 | 물 | ④ | 수소 | 산소 |
| ⑤ | 산소 | 수소 | | | |

2023학년도 수능 대비 모의고사 주요 문항 정답

1	④	2	②	3	③	4	②	5	⑤
6	④	7	④	8	②	9	③	10	③
11	①	12	④	13	③	14	①	15	③
16	②	17	①	18	④	19	③	20	③
21	⑤	22	②	23	④	24	⑤	25	②
26	③	27	③	28	⑤	29	②	30	⑤
31	②	32	①	33	②	34	②	35	⑤
36	③	37	②	38	①				

※ 시험이 시작되기 전까지 표지를 넘기지 마시오.