

2020학년도 일반논술 전형 의예과(화학)

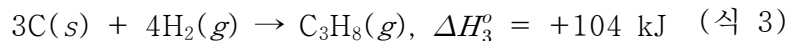
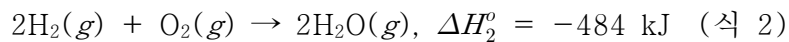
=====

【문제 1】 아래의 제시문을 읽고 다음 질문에 답하십시오.(20점)

- (가) 화학 반응식은 반응물질로부터 어떤 생성물질이 만들어지는지에 대한 것뿐만 아니라 반응 전후 물질의 양이 어떻게 변하는지도 나타낸다. 즉, 반응에 관여하는 각 물질의 입자 수, 질량 관계를 나타내고, 특히 기체의 경우는 부피 관계를 나타낸다.
- (나) 서로 반응하지 않는 두 가지 이상의 기체가 혼합되어 있을 때 혼합 기체를 이루는 각 성분 기체가 나타내는 압력을 부분 압력이라고 한다. 이 혼합 기체의 전체 압력이 각 성분 기체의 부분 압력의 합과 같다는 것을 돌턴의 부분 압력 법칙이라고 한다.
- (다) 어떤 압력과 온도에서 물질이 가지고 있는 에너지를 엔탈피(H)라고 한다. 화학 반응이 일어나 반응물이 생성물로 전환될 때 반응물과 생성물의 엔탈피 차에 해당하는 에너지가 방출되거나 흡수된다. 각 물질의 엔탈피는 정확히 측정하기 어렵지만, 물질 사이의 엔탈피 변화는 열에너지의 형태로 나타나므로 화학 반응에서 출입하는 반응열을 측정하면 엔탈피 변화를 쉽게 알 수 있다. 일정한 압력에서 화학 반응이 일어날 때 엔탈피 변화를 반응 엔탈피(ΔH)라고 하며, 다음의 식으로 나타낼 수 있다.

$$\Delta H = \text{생성물질의 엔탈피 합} - \text{반응물질의 엔탈피 합}$$

- (라) 화학 반응에서 출입하는 열을 표현하기 위해 화학 반응식에 반응열이나 반응 엔탈피를 함께 나타낸 것을 열화학 반응식이라고 한다. 예를 들어, 탄소의 연소, 수증기의 생성, 프로페인 생성의 열화학 반응식은 다음과 같다.



- (마) 화학 반응에서 처음 반응물의 종류와 상태, 나중 생성물의 종류와 상태가 같으면 반응 경로에 관계없이 화학 반응이 일어나는 동안에 방출되거나 흡수한 열량의 총합은 언제나 일정하다. 이를 헤스의 법칙이라고 하며, 이 법칙을 이용하면 직접 측정하기 어려운 반응의 반응 엔탈피를 구할 수 있다.
- (바) 엔트로피는 무질서도를 나타내는 척도로, 기호 S 로 나타낸다. 열역학 제2법칙은 엔트로피의 증가에 대한 법칙으로서, 우주와 같은 고립계에서 자발적 변화가 일어날 때 전체 엔트로피는 항상 증가한다는 것이다. 우주에서 일어나고 있는 모든 현상들은 어떤 자발적인 변화에 의한 것이므로 우주의 엔트로피는 끊임없이 증가하고 있다.

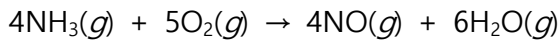
(문제 1-1) 한 용기가 칸막이에 의해 두 공간으로 나뉘어져 있고, 부피가 3.0 L인 한쪽 공간에는 1.0 기압의 NH₃ 기체가, 부피가 2.0 L인 다른 쪽 공간에는 2.0 기압의 O₂ 기체가 들어있다고 하자. 칸막이를 제거하면 NH₃ 기체와 O₂ 기체가 반응하여 NO 기체와 수증기가 생성되는 반응이 일어난다. 이 반응의 화학 반응식을 쓰고, 반응이 100% 완료된 후 NO 기체의 부분 압력을 계산하시오. (단, 칸막이의 부피는 무시할 수 있으며, 온도는 일정하다고 가정하시오.) (10점)

(문제 1-2) 제시문 (다), (라), (마), (바)를 참고하여 표준 상태에서 프로페인 기체가 연소할 때의 열화학 반응식을 쓰고, ΔG 값을 이용하여 이 반응의 자발성을 판단하시오. (10점)

[문항해설]

(문제 1-1)

○ 화학 반응식 구하기



○ 반응 후의 각 성분의 몰분율 계산

* $n = PV/RT$ 를 이용하여 각 성분의 몰수를 구함

* NH₃의 경우 $n = (1.0 \text{ 기압})(3.0 \text{ L})/RT = 3.0a$ (편의상 $1/RT$ 를 a 로 놓음)

O₂의 경우 $n = (2.0 \text{ 기압})(2.0 \text{ L})/RT = 4.0a$ (편의상 $1/RT$ 를 a 로 놓음)

	$4\text{NH}_3(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{NO}(g) + 6\text{H}_2\text{O}(g)$			
반응 전	3.0a	4.0a	0	0
변화	<u>-3.0a</u>	<u>-3.75a</u>	<u>+3.0a</u>	<u>+4.5a</u>
반응 후	0	0.25a	3.0a	4.5a

* 반응 후의 기체 혼합물의 총 몰수 = $0.25a + 3.0a + 4.5a = 7.75a$

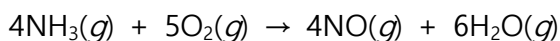
* NO의 몰분율 = $3.0a/7.75a = 3.0/7.75$

○ NO의 부분 압력 계산

* NO의 부분 압력 = 기체 혼합물의 압력 x NO의 몰분율
 = $nRT/V \times \text{NO의 몰분율}$
 = $(7.75/5.0) \times (3.0/7.75)$
 = 0.60 기압

(문제 1-1을 푸는 다른 방법)

○ 화학 반응식 구하기



- 칸막이 제거 직후의 각 성분의 부분 압력 계산(반응 전)
 - * 용기 부피 = 3.0 + 2.0 = 5.0 L
 - * NH₃의 부분 압력 = P₂ = (P₁V₁)/V₂ = (1.0 기압)(3.0 L)/5.0 L = 0.60 기압
 - O₂의 부분 압력 = P₂ = (P₁V₁)/V₂ = (2.0 기압)(2.0 L)/5.0 L = 0.80 기압

- 반응물의 각 성분이 완전히 소모되는지 여부 판단

- * 이론적인 반응물 몰비

$$\frac{n_{O_2}}{n_{NH_3}} = \frac{P_{O_2}}{P_{NH_3}} = 5/4 = 1.25$$

- * 실제 반응물의 몰비

$$\frac{n_{O_2}}{n_{NH_3}} = \frac{P_{O_2}}{P_{NH_3}} = 0.80 / 0.60 = 1.33$$

∴ NH₃는 완전히 소모되어 NO로 전환됨(O₂는 일부가 미반응으로 남음)

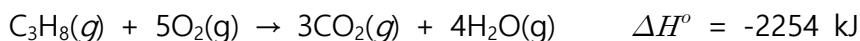
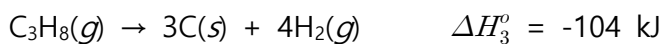
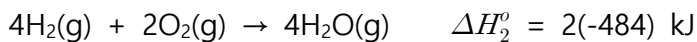
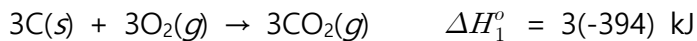
- NO 기체의 부분 압력

- * NH₃가 완전히 NO로 전환되므로, NH₃의 몰수가 NO의 몰수가 됨
즉, NH₃의 부분 압력(0.60 기압)이 그대로 NO의 부분 압력(0.60 기압)이 됨

(문제 1-2)

- 열화학 반응식 구하기

- * 주어진 열화학 반응식을 이용하여 프로페인의 열화학 반응식 구하기



- ΔG° 값 판단하기

- * 반응식을 보면 기체 반응물 6몰 → 기체 생성물 7몰로 몰수가 증가함
따라서 엔트로피가 증가함(ΔS° > 0)

- * ΔG° = ΔH° - TΔS° 에서

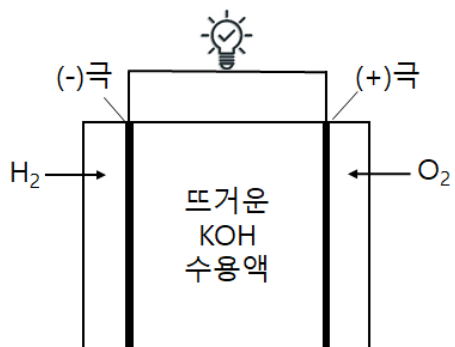
$$\Delta H^\circ < 0, \Delta S^\circ > 0 \text{ 이므로 } \Delta G^\circ < 0$$

∴ 반응은 자발적임

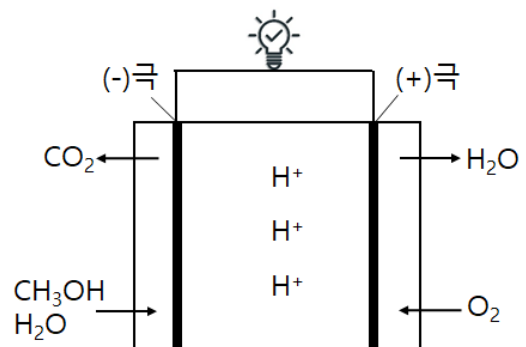
【문제 2】 아래 제시문을 읽고 문제에 답하십시오.(25점)

(가) 화학 반응의 빠른 정도를 나타낸 것을 반응 속도라고 한다. 반응 속도식에 있어서 반응 차수는 반응 속도가 각 반응물의 농도에 의해 어떻게 영향을 받는지 알려준다. 0차 반응의 반응 속도는 반응물의 농도에 관계없이 일정하고, 1차 반응의 반응 속도는 반응물의 농도에 비례한다. 반응물의 초기 농도가 절반이 되는 데까지 걸리는 시간을 반감기라고 한다.

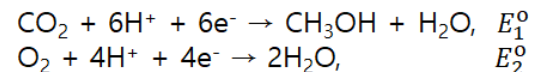
(나) 일반적인 전지는 내부에 저장되어 있던 화학 물질이 모두 소모되면 재충전하거나 폐기해야한다. 이에 비해 연료 전지는 반응물이 전지 내부에 저장되어 있지 않고 외부로부터 계속 공급되어 지속적으로 작동되는 전지이다. 연료 전지로서 가장 잘 알려진 예는 우주선 등에서 전력 공급원으로 사용되는 수소-산소 연료 전지<그림 1>이다. 이 전지는 금속 촉매를 주입한 다공성의 탄소 전극과 고온의 KOH 수용액으로 구성된 전해질 또는 수소 이온 전도성 전해질로 되어 있다. 수소-산소 연료 전지는 수소와 산소를 반응시킴으로써 다른 연료보다 열효율이 높고 공해가 거의 없는 전지이다. 연료 전지의 또 하나의 대표적인 예로 직접 메탄올 연료 전지<그림 2>를 들 수 있는데, 이 전지는 수소 기체를 사용하는 대신에 메탄올 수용액을 원료로 사용한다. 최근 휴대용 소형 전자 기기의 고성능화가 이루어지면서, 높은 출력을 내면서 보다 장시간 사용할 수 있는 새로운 전원 장치에 대한 수요가 높아지고 있는데, 직접 메탄올 연료 전지는 이러한 수요에 대응하기 위하여 개발된 것이다.



<그림 1. 수소-산소 연료 전지>



<반쪽 반응>



<그림 2. 직접 메탄올 연료 전지>

(문제 2-1) 다음은 A(g)와 B(g)가 반응하여 C(g)와 D(g)를 생성하는 반응의 화학 반응식이다. 다음 표는 일정 온도에서 같은 부피의 강철 용기에서 A(g)와 B(g)의 농도를 변화시킨 실험의 결과이고, t는 반응시간이다. 이 반응의 반응 속도식과 반응식의 계수를 구하십시오. 그리고 실험 3에서 t = 3분일 때의 x 값을 구하고, 실험 2에서 t = 6분일 때의 A의 농도를 구하십시오. (단, 반응 속도 상수는 k라고 한다.) (15점)



실험 번호	[A](M)		[B](M)		[C](M)		[D](M)		초기 반응 속도
	$t = 0$	$t = 3\text{분}$	$t = 0$	$t = 3\text{분}$	$t = 0$	$t = 3\text{분}$	$t = 0$	$t = 3\text{분}$	
1	16	4	20	11	0	12	0	6	v
2	32	8	20	2	0	24	0	12	$2v$
3	32	8	40	x	0	24	0	12	$2v$

(문제 2-2) <그림 1>의 수소-산소 연료 전지와 <그림 2>의 직접 메탄올 연료 전지의 (-)극과 (+)극에서 일어나는 반응의 반응식을 각각 쓰고, 각 연료 전지의 전체 반응식을 추론하시오. (단, <그림 2>의 경우는 주어진 반쪽 반응을 활용하시오.) 그리고 <그림 2>의 연료 전지의 표준 전지 전위를 E_1° 과 E_2° 로 나타내시오. (10점)

[문항해설]

(문제 2-1)

반응속도식에 대한 이해도와 반응물의 농도와 반응 차수와의 관계, 반감기와 농도와의 관계를 추론할 수 있는지 평가한다.

(문제 2-2)

연료전지의 반쪽 반응식과 전체 반응식을 완성할 수 있고, 표준 전지 전위를 추론할 수 있는지를 평가한다.

[예시답안]

(문제 2-1)

○ 반응 속도식 구하기

* 반응 속도 = $k[A]^m[B]^n$

* 실험 1, 2를 비교하면

A의 농도가 2배가 되면 반응 속도가 2배로 증가함

따라서 A에 대하여 1차 반응 $\therefore m = 1$

* 실험 2, 3을 비교하면

B의 농도가 2배가 되어도 반응 속도 변화 없음

따라서 B에 대하여 0차 반응 $\therefore n = 0$

* \therefore 반응 속도 = $k[A]$ (또는 $k[A]^1[B]^0$)

○ 반응식의 계수 구하기

* 실험 1을 보면

A는 12 M 소모, B는 9 M 소모

C는 12 M 생성, D는 6 M 생성

즉, $12 : 9 : 12 : 6 = 4 : 3 : 4 : 2$

$\therefore a = 4, b = 3, c = 4, d = 2$

○ 실험 3에서의 x값 구하기

* A와 B는 4 : 3의 비로 반응하므로

A가 24 M 소모될 때 B는 18 M 소모됨

$$\therefore x = 40 - 18 = 22 \text{ M}$$

○ 실험 2에서 t = 6분일 때 A의 농도 구하기

* 실험 2에서 [A]는 t = 3분일 때 초기(t = 0분) 농도의 1/4로 감소했으므로
반감기는 1.5분임

* 6분이면 반감기가 4번 지나는 것이므로

t = 0분일 때의 농도의 1/16로 감소할 것임

t = 6분일 때 예상되는 [A]는 2 M

* 그러나, t = 3분과 t = 6분 사이에서 A가 6 M 감소하는 동안 B는

$6 \times (3/4) = 4.5 \text{ M}$ 이 소모되어야 하는데 t = 3분에서 B는 2 M 밖에 없으므로

t = 3분과 t = 6분 사이에 B가 먼저 완전히 소모됨

* B 2 M이 완전히 소모될 때 반응으로 함께 소모되는 A의 농도는 다음과 같이 계산됨

$$2 \times (4/3) = 2.67 \text{ M}$$

따라서, t = 6분에 남아있는 A의 농도는

$$[A] = 8 - 2.67 = 5.33 \text{ M}$$

(문제 2-2)

○ 수소-산소 연료 전지의 반응식

(-)극: $2\text{H}_2(\text{g}) + 4\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^-$

(+)극: $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$

전체: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

○ 직접 메탄올 연료 전지의 반응식

(-)극: $2\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 12\text{H}^+(\text{aq}) + 12\text{e}^-$

(+)극: $3\text{O}_2(\text{g}) + 12\text{H}^+(\text{aq}) + 12\text{e}^- \rightarrow 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

전체: $2\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

○ 표준 전지 전위

$$E_{\text{전지}}^{\circ} = E_2^{\circ} - E_1^{\circ}$$