기계공학실험: 열역학실험 A

이상기체 팽창 실험

2023-04-21

2019-15838 주기영 5조

1. Introduction

열역학적인 상황을 해석하는 것에 있어서 관심있는 system 의 상태량(압력, 부피, 엔탈피, 엔트로피, 내부에너지) 등을 계산하는 것은 매우 중요하다. 일반적인 열역학적 상황에서는 실제 기체나 물 등을 사용하기 때문에 해석할 때 명료한 수식이 있지 않아 표를 참고하여 계산해야만 한다. 하지만 해석하려는 열역학적 상황이 적당한 가정을 만족한다면 이상기체 상태방정식을 이용할 수 있도록 이상기체로 가정할 수 있다. 이상기체 상태방정식은 이상기체로 이루어진 system 을 수식적으로 해석할 때 매우 큰 도움이 된다. 이상기체 상태방정식을 이용하기 위해서는 이상기체의 비열비를 알아야만 한다. 이 실험은 비열비를 2 가지 방법을 통하여 계산해봄으로써 이상기체 상태방정식에 적용하기 위한 비열비를 어떻게 구해내는지 알아보는 것이다.

Clement-Desormes 방법을 이용하여 이상기체의 비열비를 계산할 수 있다. Clement 와 Desormes 에 의해 고안된 이 방법은 이상기체의 비열비를 계산하기 위하여 가역 단열 과정과 정적 과정을 이용한다. 이 방법을 이용하면 열역학적 과정이 일어날 때 처음 상태, 단열과정을 거친 후의 상태, 정적 과정을 거친 후의 상태의 세 가지의 상태에서 압력만을 측정하여 비열비를 계산할 수 있다. 하지만, 이 방법에서 가역 단열과정의 환경을 구성하기가 쉽지 않기 때문에 비가역 단열과정을 이용해서도 비열비를 계산해볼 것이다.

2. Experiment

1) Theory

2.1.1 이상기체 가정과 이상기체 상태방정식[2]

이상기체는 가상의 기체로, 이상기체는 분자 내에서 탄성 충돌 외에 상호작용이 없고, 분자의 크기를 무시할 수 있는 기체이다. 실제로 존재할 수 없지만 높은 온도와 압력 하에서는 많은 기체를 이상기체로 근사할 수 있기 때문에 이러한 이상기체 가정이 도입되었다. 이러한 이상기체는 식(1)의 이상기체 상태방정식을 만족한다.

$$PV = nR_uT \quad (1), \quad PV = znR_uT \quad (2)$$

실제 기체의 경우에는 높은 온도와 낮은 압력 하에서는 이상기체로 근사될 수 있지만 대부분의 상태에서는 이상기체와 다른 열역학적 거동을 보이게 되고, 따라서 이상기체 상태방정식을 실제 기체에 적용하기 위해서 도입한 것이 압축성 인자 z이며, 이를 포함한 상태방정식이 식(2) 이다. 실제 기체에서 압력이 낮은 경우 z=1 중간 정도의 압력에서는 인력이 발생하여 z<1으로 쓰이고, 높은 압력 하에서는 척력이 작용하여 z>1로 쓰인다.

2.1.2 정압비열과 정적비열, 비열비

비열이란 단위 질량의 물체를 단위 온도만큼 가열하기 위해서 필요한 열량으로 정의된 물리량이고, 식(3)은 비열을 식으로 표현한 것이다. 하지만 비열은 물체의 가열 과정에 수반되는 제한 사항에 따라서 정적비열과 정압비열으로 나뉜다.

정적비열은 정적과정(가열되는 동안 기체의 부피가 일정하게 유지되는 과정)에서 가열시킬 때의 비열로 식(4)의 열역학 제 1법칙에서 기체의 부피가 변하지 않기 때문에 W=0이고, 따라서 가해진 열량은 모두 기체의 내부에너지의 변화로 사용되어 정적비열은 식(5)와 같이 나타나진다. 정압비열의 경우에는 등압과정(가열과정에서 압력이 일정하게 유지되는 과정에서의 비열로 식(6)과 같이 나타난다. 식(6)에서 H는 엔탈피로 식(7)과 같이 정의되는 값이다. 기체의 정적비열과 정압비열의 비로 정의되며, 식(8)과 같이 나타난다. 식(8)은 비열비의 정의를 식(3), 식(4)를 이용하여 정리한 것까지 포함한다.

$$C = \frac{1}{m}\frac{\delta Q}{\delta T} \quad (3), \quad Q = U + \Delta W \quad (4)$$
$$C_v = \frac{1}{m}\frac{\delta U}{\delta T} \quad (5), \quad C_p = \frac{1}{m}\frac{\delta H}{\delta T} \quad (6), \quad H = U + PV \quad (7)$$
$$\gamma = \frac{C_p}{C_v} = \frac{\delta H}{\delta U} = \frac{\delta U + \delta(PV)}{\delta U} = 1 + \frac{R}{C_v} \quad (8)$$

2.1.2 열역학적 과정

열역학적 과정은 어떠한 온도, 압력, 부피를 가진 기체의 상태가 변화되는 경로 기체의 처음 상태와 마지막 상태가 같다고 하더라도, 과정의 경로에 따라서 기체가 한 일이 변화하기 때문에 기체는 다른 과정을 거치게 된다. 열역학적 과정에는 정적 과정, 정압 과정, 등온 과정, 단열 과정, 등엔트로피 과정 등이 있다. 이 실험에서는 정적 과정과 단열 과정을 중점적으로 다룬다. 열역학적 과정에서는 P-V선도에서의 이동에 따라 P, V의 관계식 하나로 나타낼 수 있다. 이상기체에서 압력, 온도, 부피에 대한 이상기체 상태방정식이 있기 때문에 P, V의 관계식 하나로 고유한 경로를 얻을 수 있다.

(1) 정적 과정

정적과정은 부피가 일정한 과정으로 기체에 가해진 열량은 모두 기체의 내부에너지의 변화로 쓰인다. 또한 V가 항상 일정하기 때문에 정적과정에서의 P, V관계식은 식(9)과 같다.

(2) 단열 과정

단열 과정은 식(4)에서 Q=0인 과정으로, 기체의 열 출입이 없는 과정을 의미한다. 따라서 식(4)를 전미분하였을 때 우변의 값 또한 0이기 때문에 식(10)을 얻을 수 있다. 또한 식(10)과 식(8)을 결합하면 식(11)의 결과를 얻어낼 수 있다. 식(8)을 변수분리법을 통하여 적분을 하면 식(12)의 단열과정에서의 P, V의 관계식을 얻어낼 수 있다.

$$V = const \quad (9), \quad dU + PdV = 0 \quad (10)$$
$$\gamma = \frac{\delta U + \delta(PV)}{\delta U} = \frac{dU + PdV + VdP}{dU} = \frac{VdP}{-PdV} \quad (11)$$
$$PV^{\gamma} = const \quad (12)$$

2.1.3 Clement Desormes method의 실험에서의 적용

Clement Desormes 방법은 방법을 발견한 두 사람이 고안한 방법으로 기체의 비열비를 실험을 통하여 계산하는 방법이다. 비열비를 계산하기 위해서 이 방법에서는 두 가지 열역학적 과정인 정적과정과 가역단열과정을 이용한다. 즉, 이 방법을 사용하면 기체의 세 가지 열역학적 상태(처음 상태, 단열 과정이 일어난 후, 모든 과정이 끝난 후)의 상태에서 압력만을 측정하여 대상 기체의 비열비를 계산할 수 있다. 이 방법을 본 실험에 적용할 때 먼저 몇 가지의 가정이 포함된다.

(1) 실험 상황에서 기체가 이상기체임을 가정

본 실험에서 이 방법을 적용할 때는 정적과정과 단열과정에서의 식(9)와 식(12), 이상기체 상태방정식이 포함되므로, 이상기체 가정이 포함되었다고 할 수 있다. 실험이 충분히 낮은 압력에서 진행되고, 낮은 압력에서의 압축인자가 1이므로 이 실험에서 사용되는 공기를 이상기체로 간주하고, 이상기체 상태방정식을 적용시키는 것은 유효하다고 할 수 있다.

(2) 공기 비열을 상수로 계산

공기의 비열은 본래 공기의 온도에 따라 달라지는 온도에 대한 함수이다. 하지만 이 방법에서는 공기의 비열이 온도에 상관없이 일정하다고 가정하고, 실험을 진행하였다. 하지만 공기의 온도가 많이 변하지 않아 비열의 변화가 크지 않기 때문에 이 가정은 유효하다.

(3) 단열 팽창 과정의 실현 방법

이 실험에서 단열과정을 밸브를 짧게 여닫는 것으로 실현한다. 단열 팽창 과정은 팽창 과정에서 열 출입이 없어야 한다. 매우 짧게 여닫을 때에 열 출입은 거의 0에 가까운 값을 가지기 때문에 밸브를 짧게 여닫는 것을 단열 팽창 과정으로 간주하는 것이 유효하다.

(4) 과정의 가역성을 가정

이 방법에서는 가역 단열과정을 가정하고, 실험을 진행한다. 본 실험에서도 마찬가지로 밸브를 아주 짧게 여닫는 것으로 가역 단열과정임을 가정하고 실험을 진행한다. 하지만, 세 번째 가정에서 이 과정이 단열 과정인 것은 유효하나 가역 과정임을 보장할 수는 없다. 가역 단열 과정은 system의 주위와 균형이 맞춰진 상태에서 느리게 진행되는 과정을 의미하지만 본 실험에서는 내부 공기가 외부로 급격하게 움직이기 때문에 엔트로피가 일정하다고 가정할 수 없다.

따라서 본 실험에서는 밸브를 아주 짧게 여닫는 것으로 Clement Desormes 방법으로 계산해봄과 동시에 비가역 단열과정과 정적과정을 이용해서도 공기의 비열비를 계산해봄으로써 두 가지 결과를 비교해볼 것이다. 비가역 단열과정은 밸브를 조금 더 시간을 두고 여닫는 것으로 실현할 예정이다. 즉, 두 번째 방법은 실제 상황에서 가역 단열 과정을 실험적으로 만들기 쉽지 않기 때문에 비가역 단열 과정을 포함하여 비열비를 계산하는 과정인 것이다.

2.1.4 두 가지 실험에서 비열비 계산(압력에 대한 함수)

(1) Clement – Desromes metod

먼저 Fig 1에 나타난 과정을 볼 때, initial->intermediate 과정은 가역 단열 팽창 과정, intermediate->final 과정은 등적 과정임을 관찰할 수 있다. 먼저 가역 단열 팽창 과정에서의 식(12)와 이상기체 상태방정식을 적용하면 식(13)과 같은 관계식을 얻을 수 있다. 또한 정적 과정에서 식(14)가 성립하고, 처음 온도와 마지막 온도가 같음을 적용시키면 최종적으로 비열비를 식(15)에서 P만의 함수로 나타낼 수 있다.

$$\frac{P_{initial}}{P_{inter}} = \left(\frac{T_{inter}}{T_{initial}}\frac{P_{initial}}{P_{inter}}\right)^{\gamma} \quad (13), \qquad \frac{P}{T} = const \qquad (14)$$

$$\gamma = \frac{\ln\left(\frac{P_{initial}}{P_{inter}}\right)}{\ln\left(\frac{P_{initial}}{P_{final}}\right)} \qquad (15)$$

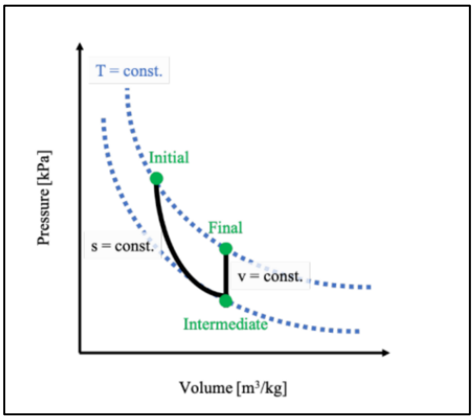

figure 1

(3) 가역 단열 과정 대신 비가역 단열 과정을 통하여 비열비를 계산

이 방법을 사용할 때에도 Fig 1의 그림과 비슷한 형태로 열역학적 과정이 일어난다. 차이가 있다면 단열 과정에서 s=const가 아니라는 점이다. 비가역 단열 과정 또한 단열 과정이므로, 식(4)를 정적비열을 통해 나타내면 식(16)으로 나타낼 수 있다. 또한 실험실 압력이 대기압으로 일정하기 때문에 식(16)을 식(17)과 같이 나타낼 수 있다. 식(17)을 양변에 대해서 initial부터 intermediate과정까지 적분하면 식(18)이 얻어진다.

충분한 시간이 지난 후에는 intermediate에서의 압력이 대기압과 같아진다는 사실(일부러 그렇게 설정한 것)과 식(18)에 각각의 상태에서의 이상기체 상태방정식을 대입하면 최종적으로 비열비를 얻어낼 수 있고, 이 과정을 식(19), (20)에 나타냈다.

$$C_v dT + dw = 0 \quad (16), \qquad C_v dT + P_{atm} dv = 0 \quad (17)$$
$$C_v(T_{inter} - T_{initial}) = -P_A(v_{inter} - v_{initial}) \quad (18)$$
$$C_p\left(\frac{P_{atm}}{P_{initial}} - \frac{T_{inter}}{T_{initial}}\right) = C_v\left(\frac{P_{atm}}{P_{initial}} - 1\right) \quad (19)$$
$$\gamma = (\frac{P_{initial}}{P_{atm}} - 1)/(\frac{P_{initiall}}{P_{final}} - 1) \quad (20)$$

열역학 1법칙에서 일은 기체가 외부에 한 일이다. 하지만 비가역 단열 과정에서 이를 직접 계산하기는 쉽지 않은 일이다. 따라서 본 방법에서는 관점을 달리하여 기체가 외부에 한 일을 구하기 보단 system의 외부가 system에게 받은 일을 계산한 것이다. 물론 이는 system이 외부에 일을 할 때 외부에 일이 온전히 전달됨을 가정한 것이다. 본 실험에서 system의 외부는 대기압의 공기들이 분포하는 곳이므로, 식(16)의 dw를 식(17)처럼 나타내는 것이 가능하다.

2) Equipment and method

2.2.1 실험 장비

Expansion of Perfect gas(TD 1004V)를 이용하여 실험을 진행한다. 이 장비는 가압을 할 수 있는 압력 용기, 감압을 할 수 있는 압력 용기, 마지막으로 제어 상자로 이루어져 있다. 또한 내부 기체의 상태를 측정하기 위한 압력 센서, 온도 센서, 또한 기체의 출입을 조절하는 밸브로 이루어져 있다. 실험을 수행하는 동안의 모든 데이터는 VDAS 소프트웨어로 진행한다.

2.2.2 실험 방법

(1) 실험을 수행하기 전에 실험 중에 기체 상태 측정을 위해 압력 센서와 온도 센서를 제어부에 연결하고, VDAS 소프트웨어 또한 제어부에 연결한다. 모든 밸브를 열어서 온도와 압력을 대기(system의 외부에 해당)와 같은 상태로 만든 후에 밸브를 잠근다.

(2) Clement Desormes 방법을 통해 비열비를 계산하는 실험을 먼저 수행한다. 먼저 용기 하단의 압력을 0.3bar(30kPa±0.3kPa)까지 가압한다. 그 후 용기 내부의 압력과 온도가 안정

화될 때까지 30초~1분 정도 기다린다. (이 때 안정화가 된 기준은 용기 내부의 온도와 대기압의 온도의 차이가 0.3도 이내일 때이다.)

이후 가역 단열 과정을 실현하기 위해 상단의 볼 밸브를 아주 짧은 시간 동안 열고 닫은 후에 다시 용기 내부의 압력과 온도가 안정화될 때까지 기다린다. 이후 데이터를 저장한다. 이 과정을 세 번 반복한다. (실험의 오차를 줄이기 위해서 많은 실험을 진행한 뒤에 평균 데이터를 이용하는 것이다.)

(4) Clement Desormes 방법에서 가역 단열 과정만 비가역 단열 과정으로 바꾸는 실험진행한다. (3)과 모든 과정을 동일하게 진행하나 단 하나 다른 점은 (3)보다 상단의 볼 밸브를 열고 닫는 시간이 조금 더 긴 것이다. 이는 용기 내부의 압력이 대기압 수준에 도달하게 하기 위함이고, 그렇게 해야만 식(17)을 사용할 수 있는 근거가 생기기 때문이다. 이 실험 또한 3번 진행한다.

3) Results

System 외부		Pressure	P_{atm} [kPa]	101.33
		1st	2nd	3rd
Initial	$P_{initial}$ [kPa]	30.9	31.0	30.4
Inter	P_{inter} [kPa]	24.9	19.4	21.2
Final	P_{final} [kPa]	26.1	22.1	23.3
비열비	$\gamma_{reversible}$	1.2559	1.3177	1.3067

Table 1. Results of using reversible process

System 외부		Pressure	P_{atm} [kPa]	101.33
		1st	2nd	3rd
Initial	$P_{initial}$ [kPa]	30.7	30.5	30.7
Inter	P_{inter} [kPa]	0.8	0.6	0.6
Final	P_{final} [kPa]	7.4	6.7	6.7
비열비	$\gamma_{reversible}$	1.4138	1.3662	1.3662

Table 2. Results of using irreversible process

Table 1은 가역 단열 과정, 정적 과정을 거치는 실험에서 구한 비열비이고, Table 2는 비가역 단열 과정, 정적 과정을 거치는 실험에서 구한 비열비이다. 비열비를 구하는 식은 각각 식(15)와 식(20)을 사용하였고, 이 때 표에 나타난 압력은 모두 계기압력이다. 따라서 식(21)의 계기압력과 절대압력의 관계와 대기압이 101.33kPa임을 이용하여 절대압력 값을 식에 대입하여 구하였다. 또한 대기의 온도는 실험이 진행되었을 때 실험실의 온도이다. 각각의 실험에서 평균적인 값을 작성해두었고, 온도는 비열비를 계산하는 것에 영향을 미치지 않는다. 또한 각각의 실험에서 평균적인 비열비는 식(22)에 나타냈다. 실험에서 외부 온도는 약 23도인 것을 정적과정을 거친 후의 기체의 열평형 온도로 알아낼 수 있다. 이는 약 300K이므로, 기체의 실제 비열비(참값)을 계산하는 것에 쓰인다.

$$P_{absolute} = P_{atm} + P_{gauge} \qquad (21)$$
$$\gamma_{rev} = 1.2934, \qquad \gamma_{irrev} = 1.3821 \quad (22)$$

	Average of γ	Relative error(%)
Reversible	1.2934	-7.7445
irreversible	1.3821	-1.4191

Table 3. Error of both case

Table 3는 각각의 실험에서 구한 공기의 비열비의 평균과 이 평균값과 실제 공기의 비열비를 이용하여 상대오차를 계산한 것이다. 즉, 실제 공기의 비열비 1.402를 참값으로 사용하고, 실험값으로 각 실험에서 구한 비열비의 평균을 사용한 것이다. 실제 공기의 비열비는 300K, 대기압에서 구한 비열비의 값인 1.402를 사용하였다.

3. Discussion

3.1 이 실험에서 Clement Desormes 방법의 유효성

본 실험에서 Clement Desormes 방법을 재현하기 위해서는 2.1.3에서의 4가지 가정을 충족시켜야 한다. 하지만 다른 가정에 대해서는 본 실험에서도 유효하게 적용할 수 있으나 가역과정을 실제 상황에서 실현시키는 것은 어려운 일이다. 본 실험에서도 마찬가지로 밸브를 짧게 여닫는 과정이 가역과정이라고 할 수 없다고 생각한다. 이유는 0.5초 동안의 다른 압력 환경과의 접촉으로 인해서 급격한 과정이 발생하게 되고, 그 과정에서 공기의 와류가 발생하여 엔트로피가 생성되어 가역과정이 될 수 없다. (가역 과정에서는 엔트로피의 변화량이 없어야 한다.)

열역학적 과정이 가역 과정에 근사할 정도가 되기 위해서는 system이 주변 외부 환경과 균형을 맞추면서 과정이 느리게 진행되어야 한다. 즉, 외부의 압력과 내부의 압력의 압력 차이가 거의 없는 상태에서 매우 천천히 진행되어야 가역 과정이라고 간주할 수 있다. 이를 위해서는 극단적으로 initial 상태의 압력을 대기압과 같게 한 후에 밸브를 열어야 하는데 이렇게 실험을 진행하면 압력 변화가 크게 나타나지 않기 때문에 오히려 더 부정확한 실험이 될 수 있다. 따라서 정확한 가역 과정을 실현시키기 위해서는 볼 밸브를 사용하는 본 실험의 장비 대신 다른 실험장비를 사용해야 할 것이다.

이러한 오차를 줄이기 위해서 밸브를 여러 단계에 걸쳐서 닫는 방법을 생각해보았다. 밸브를 한 번 열 때 아주 미세하게 열었다가 닫는 경우에는 system 내부에서 와류가 거의 발생하지 않으며, 앞선 실험 방법에 비하여 비교적 빠른 시간 내에 평형으로 도달할 수 있다. 하지만 이렇게 미세하게 여는 경우에는 system의 압력 강하가 매우 작아 측정오차가 크게 발생할 것이므로, 이 과정을 여러 번 나눠서 반복하여 해결한다면 계의 내부에서 느리게 반응하는 것으로 간주할 수 있을 것이다. 하지만 이 경우에는 오히려 단열 과정의 가정이 깨질 수 있다. 이 경우에 한 번 열고 닫는 것보다 많은 열 출입이 있을 것으로 예상된다.(실제 실험에 걸리는 시간이 증가하므로, 그동안 외부의 온도와 차이가 발생하여 계속하여 열전달

이 발생할 것으로 예측) 따라서 이 경우에는 단열재를 사용하는 것이 중요할 것이다. 하지만 단열재를 많이 사용하게 되면 정적과정을 통해 다시 외부와 열평형 상태에 도달하는 것이 오래 걸릴 것이다. 따라서 이러한 방법으로 실험을 모델링할 때 반복 횟수를 적절한 타협점에서 진행하는 것이 매우 중요하다고 생각한다.

현재의 실험을 고수하면서 더욱 정확하게 실험을 진행하는 방법을 생각했을 때, 기체의 압축성 인자를 더 정확하게 고려하거나 밸브를 여닫는 것을 사람의 손에 좌우되지 않도록, 기계의 힘을 빌리는 것 또한 생각해볼 수 있다. 하지만 이렇게 하더라도 Clement Desormes 방법으로 비열비를 정확하게 계산하는 것은 쉽지 않으므로 가역 단열과정 대신 비가역 단열과정을 고려한 두번째 실험을 진행하는 것이다.

3.2 본 실험에서 식(20)을 이용하여 비열비를 계산하는 타당성

식(20)을 유도할 때 설명하였듯이 system 내부의 압력이 대기압과 같아질 때까지 충분한 시간동안 반응을 시키기 때문에 중간 과정에서의 압력이 대기압과 같다는 가정을 할 수 있다. 실제로 Table 2를 보면 중간 과정에서의 계기압력이 1kPa 미만으로 거의 대기압과 같은 값을 가지는 것을 확인할 수 있다. 또한 계가 외부에 한 일은 외부가 계로부터 받은 일과 같다고 할 수 있고, 외부의 온도는 항상 대기압으로 같기 때문에 식(16)을 식(17)로 바꿀 수 있는 것이다. 따라서 본 실험에서 식(20)을 사용하여 비열비를 계산하는 것은 충분히 유효하다.

3.3 두 실험에서의 비열비가 서로 다른 이유, 참값과의 관계

Table 3를 보면 첫 번째 실험(reversible 가정 이용)에서 구한 비열비는 1.2934로 참값과 -7.74%만큼의 오차가 발생하였고, 두 번째 실험(irreversible 가정 이용)에서 구한 비열비는 1.3821로 참값과 -1.42%만큼의 앞선 실험보다 작은 오차가 발생한 것을 관찰할 수 있다. 이것의 가장 근본적인 차이는 당연하게도 식(15)와 식(20)을 계산하는 과정에서 사용된 두 개의 가정인 가역과정과 비가역과정의 차이이다.

이 두 비열비의 값이 차이가 발생하는 원인에 대해서 정성적으로 생각해보았을 때, 가역과정의 경우에는 system과 동일한 압력을 가진 외부와 균형을 이루며 팽창해야 한다. 하지만 본 실험에서 system의 압력은 항상 대기압보다 높게 유지된다. 반면에 비가역 과정의 경우에는 아주 짧은 시간이 지난 후에는 대기압과 대응하면서 팽창하게 된다. 비가역 과정의 경우에는 기체가 한 일을 식에서 반영하는 반면에 가역 과정에서는 기체가 한 일을 식에서 반영하지 못하고 있다. 따라서 이는 비열비가 다르게 계산되는 이유이며, 비가역 과정에서는 이를 잘 반영하고 있기 때문에 더 정확한 값의 비열비가 계산되었다고 생각한다.

기체 상수는 기체의 고유한 값이기 때문에 비열비는 식(8)에서 정적비열 C_v의 함수이며, 정적비열이 높아질수록 비열비가 증가한다는 것을 알 수 있다. 두 실험 모두 단열과정이므로, 단열과정이 일어날 때의 내부에너지 변화는 계가 외부에 한 일이다. 가역 과정 해석에서

기체가 한 일은 system 내부 압력과 변화된 부피로 계산하는 반면에 비가역 과정 해석에서는 기체가 한 일은 대기압과 변화된 부피로 계산해야 한다. 이를 통하여 본 실험을 진행할 때 system이 같은 온도만큼 변할 때의 한 일(=내부에너지)는 가역 과정이 비가역 과정보다 크게 계산되는 것이므로, 정적비열의 정의를 생각해보았을 때 가역 과정 해석에서의 정적비열이 비가역 과정의 해석에서의 정적비열보다 큰 것을 알 수 있다.

따라서 본 실험과 같이 두 개의 실험을 함께 진행할 때 항상 첫번째 실험의 비열비가 두번째 실험의 비열비보다 작게 계산되는 것을 정성적으로 확인할 수 있다. 실제로 첫 번째 실험에서 비열비를 계산할 때 공식(20)을 사용하면 비열비가 더 크게 나오고, 두 번째 실험에서 공식(15)를 적용하면 비열비가 더 작게 나오는 것을 관찰할 수 있다.

3.4 공기의 비열비[3]

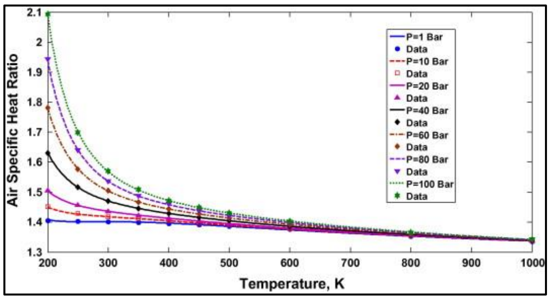

Figure 2. specific heat ratio of air(1~100bar)[3]

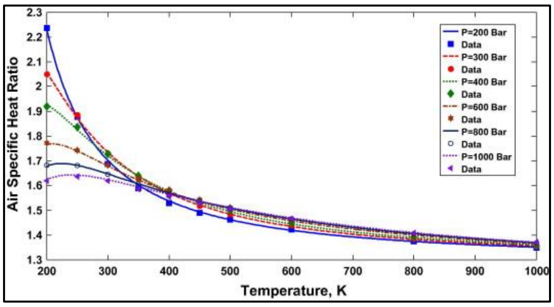

Figure 3. specific heat ratio of air(200~1000bar)[3]

Figure 2,3는 각각 압력과 온도에 따른 공기의 비열비를 나타낸 것으로, figure 2는 1~100bar의 압력 범위에서의 온도 변화에 따른 비열비의 선도이고, figure 3은 200~1000bar의 압력 범위에서 온도 변화에 따른 비열비의 선도이다. 본 실험에서는 1bar(대기압), 300K에 해당하는 1.4의 값을 공기의 비열비로 이용하였다. 공기의 비열비는 식(8)에서와 같이 정적비열의 함수로 나타나진다. 또한 공기의 정적비열은 공기의 특정 상태에서의 자유도와 관련이 있다. 어떤 상태에서의 공기의 자유도가 k일 때, 공기의 정적비열은 식(23)과 같이 나타낼 수 있다. 따라서 이를 이용하여 공기의 비열이 1.4를 가질 때의 공기의 자유도는 5임을 알 수 있다.

$$C_v = \frac{kR}{2} \qquad (23)$$

(1) 온도의 증가에 따른 비열비의 변화

압력이 1bar일 때 온도가 증가함에 따라 비열비는 감소하는 것을 Figure 2에서 볼 수 있다. 공기의 구성성분을 살펴보면 질소와 산소를 합쳐서 90퍼가 넘는 비율을 차지하고 있기 때문에 공기는 이원자분자라고 생각할 수 있다. 이원자분자는 상온과 같은 적당한 환경에서 병진운동 자유도 3, 회전운동 자유도 2를 가지므로, 합쳐서 자유도 5를 가진다. 따라서 상온과 비슷한 환경에서 공기는 항상 비열비 1.4를 가짐을 알 수 있다. 온도가 이보다 높아지게

되면 기체의 내부에너지가 계속 증가함에 따라 회전 자유도와 진동 자유도를 새롭게 가질 수 있게 되는데, 이 때문에 식(23)에 따라서 기체의 정적비열은 계속하여 증가한다. 이에 따라서 기체의 비열비가 감소한다. 반면에 기체의 온도가 비정상적으로 낮게 되면 자유도를 반대로 잃게 되어 정적비열이 낮아져 비열비가 증가한다. 이는 Figure 2,3에서도 관찰된다.

(2) 압력에 의한 영향

같은 온도 200K에서 압력에 따른 비열비를 비교해보자. Figure 2,3을 보면 1bar부터 100bar까지는 압력이 증가함에 따라서 비열비가 감소한다. 하지만 200bar부터 1000bar까지는 압력이 증가함에 비열비가 줄어든다. 이는 비이상기체에서 상태방정식을 사용하고자 도입한 압축성인자와도 관련이 있다. 압축성 인자 또한 100~150bar에서 가장 최소의 값을 가지며, 그 이후에 급격히 상승하는 양상을 띈다. 식(24)는 압축성 인자를 포함한 정적비열과 정압비열의 관계이다.

$$\frac{C_v}{C_p} = 1 + \frac{R(Z_2T_2 - Z_1T_1)}{(T_2 - T_1)C_v} \qquad (24)$$

압축성 인자를 포함하여 계산하면 같은 압력에서 비열비는 압축성 인자와 정적비열의 함수이다. 알고 있는 압축성 인자의 거동을 식(24)에 대입하여 생각한다면 앞서 언급했던 압력에 따른 비열비의 변화를 이해할 수 있다. 이는 온도의 변화에 대해서는 정적비열이 크게 변동하는 반면에 압력의 변화에 대해서는 정적비열의 변화보다 압축성 인자의 변화에 민감하게 반응하기 때문이라고 할 수 있다. 실제로 실제 기체에서 정적비열의 값은 압력이 커질수록 증가한다.

4. Reference

[1] Seoul National University Mechanical Engineering, “Mechanical Engineering Experiment”, Westsea planning, pp.89~98.

[2] Wikipedia, “ideal gas”, Jenurary 31, 2023, accessed on April 26. https://en.wikipedia.org/wiki/Ideal_gas

[3] Bahadori, Alireza, Hari B.Vuthaluru. (2011). "Estimation of air specific heat ratio at elevated pressures using simple predictive tool." Energy conversion and management 52(2), 1526-1532