

كلية العلوم

القسم : الفيزياء

السنة : الثانية



٩

المادة : ترموديناميك

المحاضرة : الاولى/نظري/د. اصف يوسف



{{{ A to Z مكتبة }}}}

Maktabat A to Z Facebook Group

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية



يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

١٠

الفصل الثاني

الغاز الكامل (المثالي)

١ - معلومات عامة :

توجد المادة في الطبيعة في احدى الحالات التالية : الصلبة ، السائلة ، الغازية ، والبلاسما ، وذلك حسب الشروط الخارجية للضغط ودرجة الحرارة .
لتفرض أنها أخذنا قطعة مغيرة من مادة صلبة ووضعناها داخل وعاء مفرغ من الهواء ، ولنفترض أن جدران هذا الوعاء سميكه وتحتمل درجات عالية جداً من الحرارة . لنسخن هذه الكتلة من المادة فتجد أنها تنفس بعد أن تصل درجة حرارتها إلى درجة معينة وتصبح المادة في الحالة السائلة ، لتتابع التسخين فتحتحول المادة السائلة إلى غاز (أو بخار) يملأ حجم الوعاء بكامله مهما كانت كتلة الغاز مغيرة ، وتحتتحول بالتالي المادة إلى الحالة الغازية . لتابع التسخين فتزيد الطاقة الحركية لجزيئات الغاز ، وإذا أصبحت درجة حرارة الغاز مساوية بضعة آلاف درجة مطلقة ، فتتفاكم جزيئاته إذا كانت شائبة الكرة كالهيدروجين مثلاً وتحتتحول إلى ذرات منعزلة وتصطدم هذه الذرات مع بعضها البعض ويؤدي اصطدامها إلى تبريد قسم منها ، أي أن الكرة تخسر الكتروناً أو أكثر من الكتروناتها وتصبح عبارة عن شاردة موجة ، كما تؤدي هذه الاصطدامات إلى تهيج قسم من الذرات . يتشكل لدينا هكذا في الدرجات العالية من الحرارة مزيج غازي يحتوي على شوارد موجة والكترونات وذرات متهدجة وذرات معتدلة كهربائياً ، يدعى هذا المزيج الغاري البلاسما Plasma وهذه هي الحالة الرابعة للمادة .

تكون جزيئات المادة في الحالة الصلبة قريبة من بعضها ومتصلة مع بعضها البعض وتعطي شكلًا معيناً للمادة الصلبة . أما في الحالة السائلة ، فإن قوى الترابط بين الجزيئات تضعف وتمكن وبالتالي الجزيئات من الحركة ، أما في الحالة الغازية ، فتتصبح المسافة بين جزيئات الغاز كبيرة نسبياً ، وتتحرك وبالتالي جزيئات الغاز في جميع الاتجاهات ، ويأخذ الغاز الشكل الهندسي للوعاء الموضوع فيه . ولما كنا وبالتالي تحديد شكل معين للفاز ، كما أن ضغطه وحجمه ثابعان لدرجة الحرارة ، والشيء الثابت للفاز هو كتلته فقط .

نعرف الغاز الكامل (أو الغاز المثالي) بأنه الغاز الذي تهمل فيه قوى التأثير المتبادل بين جزيئاته ، كما تهمل حجم هذه الجزيئات بالنسبة للحجم الذي تشغله ، ونفرض أن جزيئات الغاز المثالي عبارة عن نقط هندسية ، ونشير إلى أن الغاز المثالي لا وجود له عملياً ، لكن يمكننا اعتبار أي غاز حقيقي كغاز مثالي إذا كان ضغطه غير مرتفع .

عندما نسخن غازاً ما ، يتغير حجمه وضغطه مع درجة الحرارة في الحالة العامة ، وقبل ايجاد العلاقة بين المتحولات الثلاثة للفاز أي : الضغط والحجم ودرجة الحرارة ، لندرس العلاقة بين كل متحولين منها بثبات المتحول الثالث الآخر .

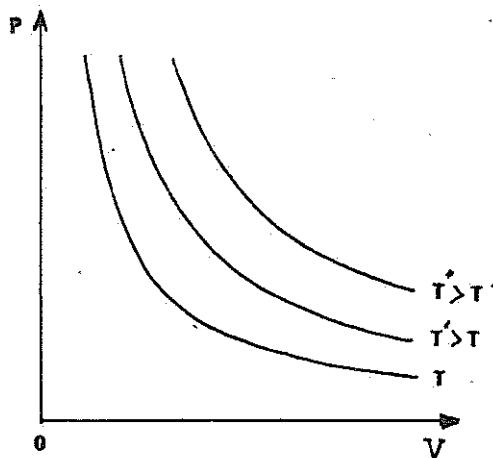
٢ - قانون بويل وماريote Boyle and Mariotte

يكتبه هذا القانون على مایلی :

نجد أن ضغط الغاز P في حجمه V يساوي مقداراً ثابتاً إذا بقيت درجة الحرارة T ثابتة ، ونكتب العلاقة التالية :

$$P \cdot V = C \text{ te} \quad (2.1)$$

من الواضح أن الممتحني البياني الذي يمثل P بتابعية V عبارة عن أحد فرعين قطع زائد كما في الشكل (١)



الشكل (١)

يتبيّن من قانون بويل وماريوت أنه اذا اخذنا كمية معينة من الغاز المثالي ولتكن الهواء مثلاً ، وثبتنا درجة حرارتها T وغيرها ضغطها من P_1 الى القيمة P_2 فيتغيّر حجمها من القيمة V_1 الى القيمة V_2 بحيث تتحقّق العلاقة التالية :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = 2 V_1 \quad P_2 = \frac{P_1}{2}$$

من الواضح أيضاً أنه اذا غيرنا درجة حرارة الغاز ، فإن قيمة الشائبة الواردة في قانون بويل وماريوت تتغيّر . فإذا فرضنا مثلاً أننا غيرنا

T الى القيمة $T' > T$ فتحصل على قطع زائد آخر للتابع (٢)
وكذلك الامر من اجل $T' > T$ تحصل على قطع زائد آخر . وتحصل هكذا
على المنحنيات المثلوية للدورة للفاز المثالي المبينة في الشكل (١) .

٣ - قانون في لوساك :

يتص هذا القانون على مايلي :

اذا بقي ضغط الغاز ثابتا ، فان حجمه يزداد خطيا مع درجة الحرارة
ونكتب العلاقة التالية :

$$V = V_0 (1 + \alpha_p \cdot t) \quad (2.2)$$

V : حجم الغاز في الدرجة t مئوية .

V_0 : حجم الغاز في الدرجة صفر مئوية .

α_p : ثابت التناسب ويدعى عامل التمدد الحجمي تحت ضغط ثابت .

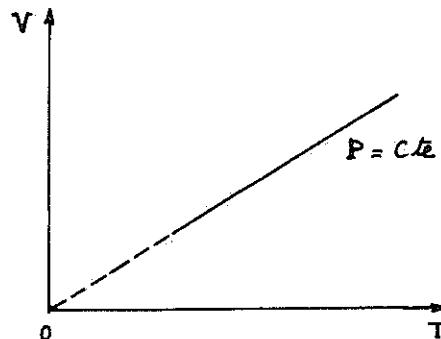
لقد حسبت قيمة α_p تجربيا من اجل غازات مثالية مختلفة ، فوجد
انها ثابتة من اجل مختلف الغازات المثالية وقيمتها :

$$\alpha_p = \frac{1}{273,15} \approx \frac{1}{273} \quad C^{-1}$$

تحصل بتبدل α_p بقيمتها في العلاقة (2.2) على :

$$V = V_0 \frac{273 + t}{273} = V_0 \frac{T}{T_0} \quad (2.3)$$

نلاحظ اذا رسمنا V بتابعية درجة الحرارة المطلقة T اتبنا
نحصل على خط مستقيم كما هو مبين في الشكل (2) . نجد من اجل
 $T = 0^{\circ}\text{K}$ ان $V = 0$ اي ان حجم الغاز في درجة الصفر المطلقة
يصبح معدوما ، لكننا نعلم ان الغاز لا يتمتع في الدرجات المنخفضة جدا من
الحرارة بصفات الغاز المثالي ، ولا يمكننا بالتالي تطبيق قوانين الغاز
المثالي عليه في هذه الشروط .



الشكل (2)
٤ - قانون شارل : Charles

يمكنا ايضا دراسة تغير ضغط الغاز بتابعية درجة حرارته مع ابقاء
حجمه ثابتا . ليكن P_0 ضغط الغاز في الدرجة صفر مئوية p ضغطه
في الدرجة t مئوية . اذا بقي حجم الغاز ثابتا فان ضغطه يزداد خطيا
مع درجة الحرارة ونكتب العلاقة التالية :

$$P = P_0 (1 + \alpha_V \cdot t) \quad (2.4)$$

α_v : عامل تغير ضغط الغاز مع درجة الحرارة تحت حجم ثابت .
 ان قيمة α_v ثابتة ولا تتصلق بنوع الغاز وهي مستقلة عن الضغط المبدائي
 الذي اجريت فيه التجربة وقيمتها :

$$\alpha_v = \alpha_p = -\frac{1}{273} \text{ C}^{-1}$$

للبرهان على أن $\alpha_v = \alpha_p$. بأخذ كتلة ما من غاز في
 الدرجة صفر مئوية ولتكن ضغطها P وحجمها V ، ونخليها
 الى الدرجة t مئوية بالطريقتين التاليتين :

١ - تسخين تحت ضغط ثابت $P = \text{Cte}$ فيزداد حجمها ويعطى

قانون غي لوساك :

$$V = V_0 (1 + \alpha_p \cdot t)$$

٢ - تسخين تحت حجم ثابت $V = \text{Cte}$ فيزداد ضغطها ويعطى

قانون شارل :

$$P = P_0 (1 + \alpha_v \cdot t)$$

وبما أن درجة الحرارة t هي نفسها في شاهتي هذين التحويليين ،
 فيمكننا تطبيق قانون بوليل وماريوت ونكتب :

$$P_0 V = P_0 V_0$$

$$P_0 V_0 (1 + \alpha_p \cdot t) = P_0 V_0 (1 + \alpha_v \cdot t)$$

وبالتالي فإن :

$$\alpha_p = \alpha_v$$

لتبديل الآن α_v بقيمتها في العلاقة (2.4) فنحصل على

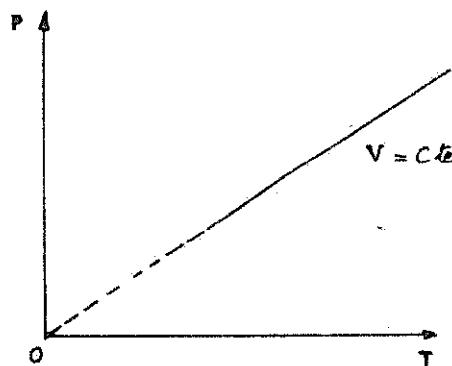
العلاقة التالية :

$$P = P_0 \frac{273 + t}{273} = P_0 \frac{T}{T_0} \quad (2.5)$$

نحصل برسم المنهجي البياني للتابع $P = f(T)$ من أجل
على الخط المستقيم المبين في الشكل (3)

يمكنا بتطبيق العلاقة (2.5) قياس درجات الحرارة المطلقة
 T بوساطة الترموستير الغازى ذي الحجم الثابت الذي رأيناه سابقاً .

تنطبق القوانين التجريبية الثلاثة السابقة على الغازات الحقيقية
شكل أفضل كلما كانت قريبة من شروط الغاز المثالي .



الشكل (3)

٦ - معادلة الغاز المثالي :

لتكن لدينا كتلة m من غاز مثالي ضغطها P وحجمها V ودرجة حرارتها T ، لنستخرج العلاقة بين أي من هذه المتغيرات الثلاثة بتابعية المتحولين الآخرين وهذا ما يعبر عنه بقانون الغاز المثالي .

لنجر الحساب لكتلة من الغاز تساوي كتلة مول Mole واحد منه أي 2 gr من الهيدروجين H_2 او 28 gr من الأزوت N_2 او 32 gr من الأكسجين O_2 وهكذا ...

من المعلوم ان المول الواحد من الغاز يشغل في الشرطين النظاريين من الضغط ودرجة الحرارة (أي في الضغط الجوي النظامي والدرجة صفر مئوية) حجما قدره $22,4 \text{ litres}$ ويحتوى المول الواحد من الغاز على عدد افوكادرو من الجزيئات $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molecules/mole}$.
لنتعرف أن كتلة مول واحد من الغاز موجودة في الشرطين المذكورين التاليين: حجمها V_0 وضغطها P_0 في الدرجة صفر مئوية . لتخضع هذه الكتلة من الغاز للتحولين التاليين :

١ - تسخين تحت ضغط ثابت $Cte = P_0$ من الدرجة صفر مئوية الى

الدرجة t فيصبح حجمها :

$$V' = V_0 (1 + \alpha_p \cdot t)$$

٢ - نثبت درجة حرارتها في نهاية التحول السابق ، ثم نغير ضغطها

من القيمة P_0 الى القيمة P فيصبح حجمها V

نحمل بتطبيق قانون بويل وماريوت على نهايتي المراحلتين السابقتين على العلاقة التالية :

$$P V = P_0 V' = P_0 V_0 (1 + \alpha_p t)$$

أي أن :

$$P V = P_0 V_0 \alpha_p \left(\frac{1}{\alpha_p} + t \right) = P_0 V_0 \alpha_p T$$

ونحصل على العلاقة التالية التي تدعى معادلة الغاز المثالي من أجل مول واحد :

$$P V = R T \quad (2.6)$$

R : ثابتة الغاز المثالي .

نكتب المعادلة (2.6) من أجل n مولاً من الغاز المثالي

على الشكل التالي :

$$P V = n R T \quad (2.7)$$

حيث $n = \frac{m}{M}$: الكتلة

المولية للغاز ، سنحسب قيمة الثابتة R بعد دراسة واحات الضغط .

٦ - واحات الضغط :

ان واحدة الضغط هي واحدة مشتقة ، وتعرف من العلاقة التالية :

$$P = \frac{F}{S}$$

وكذلك فان واحدة القوة هي مشتقة ، وتعرف من القانون الأساسي في التحرير:

$$\vec{F} = m \vec{a}$$

ان واحدة الضغط في الجملة السقشية C . G . S هي

وتدعى هذه الوحدة باري

اما واحدة الضغط في الجملة العملية S . M . K فهي

ميكار

وتدعى هذه الوحدة بـ Pascal . نستنتج بسهولة أن الباسكال يساوي 10 باري .

تستخدم أيضاً وحدات لضغط لاستئماني لأحدى الجملتين السابقتين وهي:

الكيلو غرام على المستمسن المربع Kgr / cm^2 ونجد أن قيمته

$$\text{Kgr / cm}^2 \approx 10^5 \text{ Pascals}$$

تدعى أيضاً هذه الوحدة بالضغط الجوي النظامي ورمزه atm ويمثل هذا الضغط ضغط عمود من الرشيق ارتفاعه 76 cm .

توجد أيضاً واحدة للفقط تدعى بار bar وهو ضغط عمود من الرشيق ارتفاعه 75 cm . توجد لهذه الوحدة أجزاء وهي الميللي بار وتسخدم هذه الوحدة في الارصاد الجوية .

تستخدم لقياس الضغوط المنخفضة واحدة تدعى Torr نسبة إلى العالم توريشيلي Torrichelli ، وتساوي هذه الوحدة ضغط عمود من الزئبقي ارتفاعه يساوي 1 mm .

٧ - حساب قيمة R ثابتة الغاز المثالي:

لستعد إلى العلاقة التي توصلتنا إليها سابقاً بين P و V و T المعرف واحد من الغاز المثالي وهي :

$$P V = P_0 V_0 \propto_p T$$

نلاحظ أن للجدا $P V$ أبعاد طاقة أو عمل . لأن الضغط عبارة عن قوة على سطح ، وبالتالي فإن أبعاد جداء الضغط في الحجم عبارة عن قوة في الانتقال ، أي أبعاد عمل .

لتحسب قيمة الثابتة R لعمل واحد من الغاز المثالي .

في الجملة السخامية :

$$R = P_0 V_0 \alpha_P = \frac{76 \times 13,6 \times 981 \times 22400}{273}$$

أي أن : $R = 8,32 \cdot 10^7 \text{ ergs / mole } K$

ويمكنا كتابة قيمة هذه الشابطة على الشكل التالي :

$$R = 8,32 \text{ joules / mole } K$$

اما في الجملة العملية فان واحدة الكتلة هي $K \text{ gr}$ ونأخذ بالتالي

$\text{al. moles } K \cdot moles$ عوضا عن mole ونكتب :

$$R = 8,32 \cdot 10^3 \text{ joules / K. moles } K$$

لكتنا سوف نستخدم المول في دراستنا عوضا عن الكيلو مول تسهيلا للحساب .

٨ - تطبيقات معادلة الغاز المثالي :

٨.١ - حساب حجم غاز في الشرطين النظاميين :

ليكن P : ضغط الغاز V : حجمه T : درجة حرارته . لنحسب حجم هذا الغاز في الشرطين النظاميين ، أي لنحسب

تحت الضغط P_0 وفي درجة الحرارة T_0

لتطبيق قانون الغاز المثالي على الحالتين البدائية والنهائية لهذا

الغاز :

$$P V = n R T \quad (2.8)$$

$$P_0 V_0 = n R T_0 \quad (2.9)$$

ـ مول ـ

n : عدد مولات الغاز .

تحصل من العلاقاتين (2.8) و (2.9) على العلاقة التالية التي نحسب بها جدم الغاز في الشرطين النظاميين :

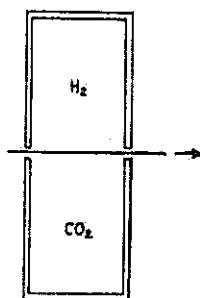
$$V_0 = V \cdot \frac{P}{P_0} \cdot \frac{T_0}{T} \quad (2.10)$$

٨ - ٢ - مزيج من الغازات المثالية - قانون دالتون :

تدل التجربة على أنه عندما نضع غازين أو عدة غازات في وعاء واحد اثنين يمتزجان مع بعضهما البعض ويشكلان بعد فترة من الزمن مزيجاً متجانساً بكشافة منتظمة ، وذلك بفرض أن الغازين غير قابلين لأي تفاعل كيميائي فيما بينهما .

لقد حقق هذه التجربة العالم Berthollet حيث ومل وعاءً علويّاً مفتوحاً بغاز الهيدروجين مع وعاءً سفليّاً مملاً بغاز الفحم وذلك ينزل الحاجز الفاصل بينهما ببطء ، فلاحظ أن الغازين يمتزجان مع بعضهما بفعل الاستشار على الرغم من اختلاف كثافتيهما كما في الشكل

٤ () .



الشكل (4)

ليكن لدينا n_1, n_2, \dots, n_i مولا من الغازات المثالية موضوعة في شروط بدائية مختلفة من الضغط والحجم ودرجة الحرارة ، أي في الشروط البدائية التالية على الترتيب :

$$(P_1, V_1, T_1), (P_2, V_2, T_2), \dots, (P_i, V_i, T_i)$$

لتضع هذه الغازات في وعاء حجمه V ، فت merges مع بعضها البعض ويصبح لها بعد حمول التوازن الحراري الضغط الكلي P ودرجة الحرارة T . لتبين كيف يمكن تطبيق قانون الغاز المثالي على هذا المزيج الغازي .

نحصل بتطبيق قانون الغاز المثالي على كل غاز من الغازات السابقة في شروط البدائية على العلاقات التالية :

$$\left. \begin{array}{l} P_1 V_1 = n_1 R T_1 \\ P_2 V_2 = n_2 R T_2 \\ \dots \\ P_i V_i = n_i R T_i \end{array} \right\} \quad (2.11)$$

ولدينا في المزيج الغازي العلاقة التالية :

$$P V = n R T \quad (2.12)$$

حيث يمثل n عدد مولات المزيج الغازي :

$$n = n_1 + n_2 + \dots + n_i \quad (2.13)$$

أي أن :

$$P V = (n_1 + n_2 + \dots + n_i) R T \quad (2.14)$$

نحصل من مجموعة المعادلات (2.11) و (2.14) على العلاقة التالية :

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1 V_1}{T_1} + \frac{P_2 V_2}{T_2} + \dots + \frac{P_i V_i}{T_i} \quad (2.15)$$

نستنتج من العلاقة (2.15) أنه يمكننا حساب ضغط المزيج الغازي P إذا علمت الشروط البدائية لكل غاز من غازاته بالإضافة إلى الحجم V ودرجة الحرارة T لهذا المزيج الغازي .
لتفرض أن غازات المزيج كانت في درجة واحدة من الحرارة قبل المزيج أي أن :

$$T_1 = T_2 = \dots = T_i = T$$

فتصبح المعادلة (2.15) على الشكل التالي :

$$PV = P_1 V_1 + P_2 V_2 + \dots + P_i V_i \quad (2.16)$$

أي أن :

$$PV = \sum_i P_i V_i$$

نحصل إذن على قانون دالثون التالي نصه :

في درجة معينة من الحرارة T يكون الجداء PV لمزيج من الغازات المثالية مساوياً لمجموع الجداءات $P_i V$ لغازات المزيج الموجودة في نفس الدرجة T قبل المزج .

إذا فرضنا أن كل غاز في المزيج يشغل الحجم V بكامله ، فتحمل بقسمة طرفي المعادلة (2.16) على V على العلاقة التالية

$$P = P_1 \frac{V_1}{V} + P_2 \frac{V_2}{V} + \dots + P_i \frac{V_i}{V} \quad (2.17)$$

أي أن :

$$P = P_1 + P_2 + \dots + P_n \quad (2.1.8)$$

حيث تمثل المقادير P_1, P_2, \dots, P_n الضغوط الجزئية للغازات في المزيج أي أن ضغط مزيج من الغازات المثالبة يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات التي يتتألف منها.

٨ - ٣ - حساب الكتلة النوعية لغاز المثالبة

نعرف الكتلة النوعية ρ لغاز بالعلاقة التالية :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

أي أن الكتلة النوعية لغاز تساوي نسبة كتلته على خصمه . لكن هذه النسبة تتعلق بالضغط ودرجة الحرارة ، ولذلك يجب تحديد الضغط ودرجة الحرارة عند اعطاء الكتلة النوعية لغاز . يعبر عن الكتلة النوعية في الجملة العملية $\rho = \text{gr/litre}$. كما يعبر عنها بوحدة غير عملية وهي K gr/m^3

لتكن ρ_0 الكتلة النوعية لغاز في الشرطين النظاميين ، لنحسب

$$\rho \quad \text{في الدرجة } T \quad \text{وتحت الضغط } P$$

نلاحظ أن :

$$\frac{\rho}{\rho_0} = \frac{V_0}{V}$$

نحصل بتطبيق قانون الغاز المثالبي على هذه الكتلة ρ من الغاز

في الشرطين النظاميين على العلاقة التالية :

$$P_0 V_0 = n R T_0$$

وفي الضغط P ودرجة الحرارة T تكتب العلاقة التالية :

$$P V = n R T$$

أي إن :

$$\frac{V_0}{V} = \frac{P}{P_0} \cdot \frac{T_0}{T}$$

وبالتالي فان :

$$P = P_0 \cdot \frac{P}{P_0} \cdot \frac{T_0}{T} \quad (2.19)$$

تستنتج من ذلك أن الكثافة النوعية للغاز تتضاعف طرداً مع الفحص
وعكساً مع درجة الحرارة المطلقة .

اما كثافة الغاز density التي نرمز لها بـ d فتعزى
بالعلاقة التالية :

$$d = \frac{\text{الكتلة النوعية للغاز}}{\text{الكتلة النوعية للهواء}}$$

لتحسب كثافة الغاز في الشرطين النظاميين :

نأخذ كتلة من الغاز تساوي كتلة مول واحد منه أي M فيكون
حجمها في الشرطين النظاميين $V_0 = 22,4 \ell$. أما الكثافة النوعية
للهواء في الشرطين النظاميين $P_0 = 1,293 \text{ gr}/\ell$ وبالتالي فان
كثافة الغاز في الشرطين النظاميين :

$$d = \frac{M}{29} \quad (2.20)$$

٤-٨- تطبيق معادلة الغاز المثالي في حساب تغير الضغط الجوي مع الارتفاع:

الضغط الجوي عبارة عن شغل عمود من الهواء ، ارتفاعه يساوي
ارتفاع الطبقة الهوائية وسطح مقطعي يساوي واحدة السطوح . لذاخذ محوراً

شاقوليا Oz موجها نحو الاعلى بحيث ينطبق مبدئه على سطح البحر ، ولنفرض طبقة رقيقة من الهواء سطح مقطعها يساوي واحدة السطوح وسماكتها dz فيكون ضغتها :

$$dP = - \rho \cdot g \cdot dz \quad (2.21)$$

وعلينا اشاره (-) في الطرف الثاني لهذه المعادلة لأن الضغط الجوي يستنافق عندما يزداد الارتفاع عن سطح البحر .

اذا فرضنا أن الهواء عبارة عن غاز مثالي، فنكتب من أجل مول واحد منه :

$$\rho = \frac{M}{V} = \frac{M P}{R T} \quad (2.22)$$

M : الكتلة المولية للهواء .

V : حجم مول واحد من الهواء .

نحصل بعد تعويض ρ بقيمتها في المعادلة (2.21) على العلاقة التالية :

$$dP = - \frac{M P}{R T} \cdot g dz$$

اي ان :

$$\frac{dP}{P} = - \frac{M g}{R T} dz \quad (2.23)$$

فإذا فرضنا أن g و T ثابتان ومستقلان عن الارتفاع ، فنحصل بمقابلة المعادلة (2.23) بعد أخذ الشروط البدائية بعين الاعتبار على العلاقة التالية :

$$P = P_0 \cdot e^{-\frac{Mg}{RT} z}$$

(2.24)

P_0 : الضغط الجوي على سطح البحر .
 يمكننا كتابة العلاقة (2.24) بعد التعويض عن المثوابت بقيمها على
 الشكل التالي :

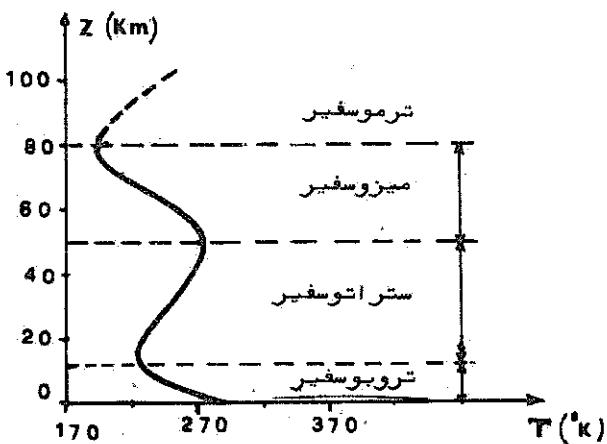
$$P = P_0 \cdot e^{-\frac{z}{8000}}$$

(2.25)

حيث تقدر z في هذه العلاقة بالمتر .
 نستنتج من العلاقة (2.25) أن الضغط الجوي يتناقص كلما ارتفعنا
 عن سطح البحر وفقا لقانون آسي . تعتمد مقاييس الارتفاع altimeter
 على هذا القانون حيث تكون هذه المقاييس عبارة عن مقاييس ضغط مدرجة
 مباشرة بمقدار الارتفاع .

في الحقيقة ، تتغير درجة حرارة الغلاف الجوي (الاتמוסفير) بتابعية
 الارتفاع عن سطح البحر وفقا للشكل (5) .

يتناقص أولا درجة الحرارة تدريجيا في الطبقة المسمى تروبوسfer
 حتى ارتفاع 11 km بمعدل 6,5 درجة مئوية لكل كيلو متر .
 أما في الطبقة التي تليها والمسمى شراتوسfer فتبقى درجة الحرارة ثابتة
 تقريبا في القسم السفلي منها ، حيث تتراوح مابين 190 °K و 220 °K



(٥) الشكل

في المجال ١١ Km حتى 25 Km ثم ترتفع درجة الحرارة في القسم العلوي من هذه الطبقة الى أن تصل الى القيمة 270°K تقريباً . تنخفض درجة الحرارة تدريجياً في المنطقة التي تليها والمسماة ميروسفير والممتدة من ٥٥ Km الى ٨٠ Km حيث تصل درجة الحرارة الى القيمة 190°K تقريباً . اما في الطبقة الاخيرة والمسماة ترموفمير، فترتفع درجة الحرارة تدريجياً الى ان تصل الى اكشن من 1000°K .