

جامعة محمد الصديق بن يحي-جيجل-

السنة الدراسية: 2026/2025

ملحقة المدرسة العليا للأساتذة

مقياس اعمال تطبيقية: كيمياء 2

السنة الأولى تخصص العلوم الفيزيائية
والتكنولوجيا (ثانوي -متوسط)

العمل التطبيقي 3 : دراسة معادلة الحالة لغاز مثالي

Study Of The Equation Of State Of An Ideal Gas

1. مقدمة

تعد دراسة سلوك الغازات إحدى ركائز الكيمياء الفيزيائية والديناميكا الحرارية، حيث يوفر نموذج الغاز المثالي (Gaz Parfait) ومعادلة حالته إطاراً نظرياً أساسياً لفهم العلاقات بين المتغيرات الديناميكية الحرارية: الضغط، الحجم ودرجة الحرارة. ورغم أن الغازات الحقيقية تختلف قليلاً في سلوكها عن النموذج المثالي بسبب التفاعلات الجزيئية والحجم الذاتي، إلا أنها تقترب كثيراً منه في ظروف الضغط المنخفض، مما يتيح لنا استغلال هذه المعادلة كأداة فعالة لتحديد الخصائص الفيزيائية للمواد.

2. الهدف من العمل

1. تحديد الكتلة المولية للميثانول، الأسيتون، وخلات الإيثيل.
2. التحقق التجريبي من قانون بويل-ماريوت.

3. الجزء النظري

أ/الغاز المثالي هو نموذج نظري يصف غازاً لا تملك جسيماته حجماً خاصاً بها ولا توجد بينها تفاعلات متبادلة. ويخضع لمعادلة الحالة التالية:

$$PV = nRT \dots\dots\dots(1)$$

حيث:

• **P** : هي ضغط الغاز (بالباسكال)، (1 atm= 760mmHg =1.013 bar)

$$(1\text{bar}=10^5 \text{ Pas})$$

• **V** : الحجم الذي يشغله الغاز) بالمتر المكعب (m^3). [$1\text{cm}^3=1\text{ml} =10^{-6}\text{m}^3$].

• **T** : درجة الحرارة المطلقة (بالكلفن) [$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273.15$]

• **n** : كمية المادة (بالمول).

• **R** : الثابت العام للغازات المثالية ($8,314\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$)

تمتلك الغازات الحقيقية حجماً ذاتياً وتظهر بين جزيئاتها تفاعلات. عند الضغط المنخفض، يقترب سلوكها من سلوك الغاز المثالي. وهذا ما يسمح بتحديد كتلتها المولية انطلاقاً من المعادلة (1)

مع العلم أن كمية المادة (n) هي :

$$n = m/M \dots\dots\dots(2)$$

مع m :هي كتلة الغاز (غ).

من (1) و (2) نحصل على الكتلة المولية (M):

$$M = mRT/PV\dots\dots\dots(3)$$

يمكن حساب الكتلة المولية M للغازات الحقيقية عن طريق تصحيح معادلة الغاز المثالي باستخدام معادلة فان دير فالس (Van Der Waals) ، التي تكتب:

$$M = \frac{m.R.T}{P.V} + \frac{m.[B-(\frac{a}{R.T})]}{V} \dots\dots\dots (4)$$

حيث A و B هما ثابتان للغاز المعني.

وفقا لمعادلة الغاز المثالي:

1. عند درجة حرارة ثابتة، يتناسب حجم الغاز عكسياً مع ضغطه، وهو قانون بويل-ماريوت (V = K_B / P).

2. عند ضغط ثابت، يتناسب الحجم طردياً مع درجة الحرارة المطلقة للغاز، و هو قانون شارل-امانتون (V= K_{ch} T).

3. عند حجم ثابت :يتناسب ضغط الغاز طردياً مع درجة حرارته المطلقة، وهو قانون غاي-لوساك (P = K_G T).

حيث K_B,K_{ch}, K_G هي ثوابت التناسب.

في حالة مقياس الضغط ذو الأنبوب المفتوح، ندرس غازاً محبوساً في أنبوب، يتم قياس ضغطه بمساعدة مقياس ضغط، كما هو موضح في الشكل 2.

هنا يتم حساب ضغط الغاز انطلاقاً من الضغط الجوي ومن الضغط الناتج عن فرق الارتفاع بين مستويي الزئبق (Δh_{Hg})

$$P_{gaz}=P_a+\rho_{Hg} .g. \Delta h_{Hg} \dots\dots(5)$$

- **Pgaz** : ضغط الغاز.
 - **Pa** : الضغط الجوي ($P_a = 10^5 \text{ Pa}$)، ($1 \text{ Pa} = 10 \text{ g.cm}^{-1}.\text{s}^{-2}$).
 - **ρ_{Hg}** : الكتلة الحجمية للزئبق ($\rho_{\text{Hg}} = 13,6 \text{ g.cm}^{-3}$).
 - **g** : تسارع الجاذبية الأرضية ($g = 980 \text{ cm.s}^{-2}$).
 - **Δh_{Hg}** : فرق ارتفاع الزئبق (Hg) في الأنبوب.
- حجم الغاز (V) هو مجموع الحجم الملون **Vc** والحجم المحسوب انطلاقاً من ارتفاع الأنبوب.

$$V = V + Vc \dots \dots \dots (6)$$

$$V_h = \pi \cdot h \cdot \left(\frac{d}{2}\right)^2 \dots \dots (7) \quad \text{مع:}$$

- V** : الحجم الكلي للغاز.
 - Vc** : حجم الجزء الملون من الأنبوب (مرئي دائماً) . ($Vc = 1.01 \text{ ml}$)
 - h** : ارتفاع الجزء الذي يحتوي على الغاز.
 - d** : القطر الداخلي للأنبوب، ($d = 1,14 \text{ cm}$)
4. الجزء التجريبي

1.4 تحديد الكتلة المولية : Determination of the molar mass

في هذه التجربة، سنستخدم الجهاز الموضح في الشكل 1 :

الأدوات المستعملة:



1. ميزان حرارة،
2. حقنة غاز مدرجة (100 مل)،
3. غلاف زجاجي، 4. حامل معدني،
5. جهاز تسخين، 6. حجج خر خفافة،
7. فولتميتير، 8. حقنة حقن.

المواد المستخدمة/ Products Used :

- الميثانول (Methanol)
- الأسيتون (Acetone)
- (Ethyl acetate) خلات الإيثيل (أسيئات الإيثيل)

2.1.4. البروتوكول التجريبي

1. وضع بعض الأحجار الخفيفة في الغلاف الزجاجي لضمان توزيع متجانس لدرجة الحرارة حول المحقنة المعايرة للغاز.
 2. ملء الغلاف بالماء المقطر، إدخال ميزان الحرارة، ثم تسخين مجموعة الجهاز حتى الغليان (حوالي 100 °م).
 3. سحب 0,12 مل من الميثانول السائل بمحقنة الحقن، وزن المجموعة (المحقنة + السائل) بسرعة ثم حقن الميثانول في المحقنة المعايرة للغاز.
 4. ترك محقنة الحقن في مكانها حتى يستقر حجم الغاز، ثم تسجيل وتدوين الحجم والضغط ودرجة الحرارة. بعد ذلك وزن محقنة الحقن الفارغة لحساب كتلة الميثانول المتبخر.
- $m_{\text{gaz}} = m + 0.12$ مل من الميثانول السائل m (محقنة فارغة)
- كرر العملية بالنسبة للأسيتون وخلات الإيثيل. ثم ملء الجدول 1.

الجدول 1: النتائج والحسابات

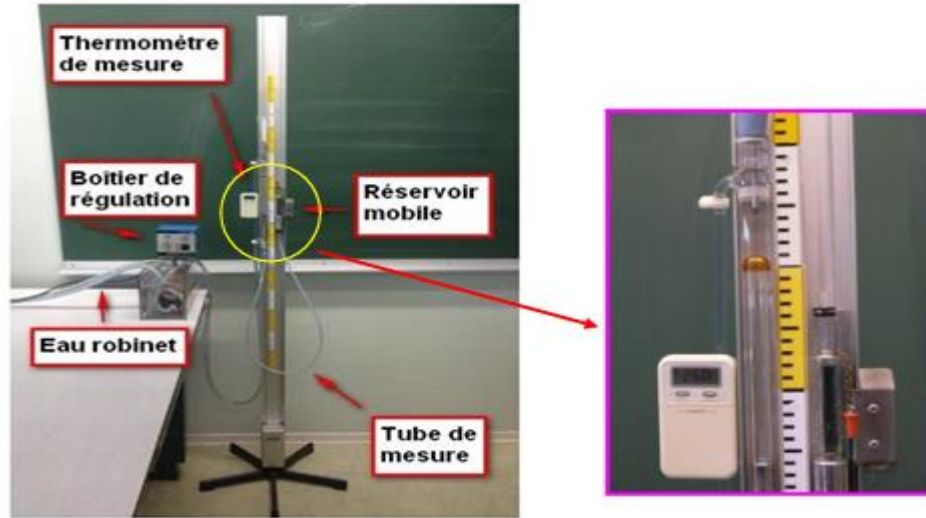
Substance / المادة	T درجة الحرارة (K)	الضغط (Pa)	الحجم (m ³)	m كتلة الغاز	M الغاز (المثالي)	M (الغاز الحقيقي)
Methanol / الميثانول						
Acetone / الأسيتون						
Ethyl acetate /خلات الإيثيل						

المعطيات

Substance	Constante A (Pa. l ³ .mol ⁻²)	Constante B (L.mol ⁻¹)	Masse molaire (g.mol ⁻¹)
Méthanol	9,649.10 ⁵	0,06702	32,04
Acétone	16,02.10 ⁵	0,1124	58,08
Acétate d'éthyle	20,72.10 ⁵	0,1412	88,11

2.4. التحقق من قانون بويل-ماريوت (Mariotte's law) (Isotherme : T= constante)

لإنجاز هذه التجربة، سنستخدم الجهاز الموضح في الشكل (2) والذي يسمح بالتحقق من العلاقة بين متغيرات الحالة الضغط، الحجم ودرجة الحرارة (P,V et T).



2.2.4. الاجراء:

1. ضبط السخان الغاطس (Thermoplongeur) للحصول على درجة حرارة 20 °م والحفاظ عليها ثابتة طوال مدة التجربة.
2. نزع سدادة الحماية من الخزان المتحرك ثم تحريكه نحو الأعلى والأسفل حتى يتساوى مستوى الزئبقان ($\Delta h_{Hg}=0$)
3. لتغيير ضغط الهواء، حرك الخزان المتحرك نحو الأعلى أو الأسفل. لكل وضعية، قس وسجل:
 - فرق مستوى الزئبق Δh_{Hg}
 - الارتفاع الجديد لعمود الهواء. (h).
 - يتم حساب الضغط P والحجم V انطلاقاً من العلاقتين (5) و (6) على التوالي.
4. إعادة السدادة للخزان المتحرك في نهاية التجربة.

45	40	35	30	25	20	18	15	0	Δh_H
									h(cm)
									V(m3)
									P(Pa)
									1/P

3.4. اسئلة التحليل والمناقشة

1. حدد الكتلة المولية لكل غاز، ثم علق وقارن بين النتائج المحصل عليها.
2. بناءً على النتائج التجريبية :

1.2. ارسم المنحنى البياني : $V = f(1/P)$.

2.2. تحقق من صحة قانون بويل-ماريوت.