

Die beiden wichtigen Gasgleichungen für ideale Gase

<https://youtu.be/q2LBfTE6LIQ>



Crashkurs: 4.08 min

- allgemeine Zustandsgleichung für Gase:
 - ⇒ bei isothermen Bedingungen: Je höher p, desto kleiner V (*umgekehrt proportional*)
 - ⇒ bei isobaren Bedingungen: Je höher T desto größer V (*proportional*)
 - ⇒ bei isochoren Bedingungen: Je höher T desto größer p (*proportional*)
- universelle Gasgleichung:

Crash-Kurs zum Umgang mit Gasen

Gas im Labor: Insbesondere Säugetierzellen müssen in einem Zellkulturschrank mit CO₂ begast werden. Deshalb hat man es meist mit diesem Druckgas zu tun.

Weiterhin werden Zellen in flüssigem Stickstoff (Sdp: - 196 °C) oder seltener in flüssigem Argon (Sdp: - 186 °C) tiefgekühlt gelagert. Beide Gase sind chemisch absolut reaktionsträge (**inert**) und schaden deshalb den Zellen nicht.

Aufbau und Funktion von des Reduzierventils: Gase in Druckgasflaschen stehen unter hohem Druck. Ohne den Einsatz eines **Druckminderers (Reduzierventils)** würde dieses beim Öffnen der Entnahmestelle mit sehr hohem und kaum kontrollierbaren Druck entweichen. Mit dem **Druckminderer** lässt sich der Entnahmedruck herunter regulieren.



Abb. 1: Flaschendruckminderer Q: wikicommons. Ilja

Ganz links wird die Gasflasche angeschlossen. Das Manometer linkss zeigt entsprechend den Druck in der Gasflasche an, hier geht die Skala bis 300 bar. Durch Drehen der großen Schraube unten, lässt sich der Entnahmedruck einstellen, in diesem Bsp. bis 16 bar (vgl. Abb). Zur Entnahme wird das Ventil ganz rechts geöffnet.

1. Auf dem Bild fällt auf, dass die Manometer des Druckminderers einen Druck von 0 bar anzeigen, obwohl das Bild nicht unter Vakuum aufgenommen wurde, Begründen Sie, worauf sich die Anzeige bezieht.

.....

Der tatsächliche Gesamtdruck ergibt sich aus Überdruck und Atmosphärendruck.

$$p_{\text{gesamt}} = p_{\text{atm}} + p_{\text{Überdruck}}$$

Man hat sich darauf geeinigt, das technische Druckangaben (Bsp. Manometeranzeigen, Reifenluftdruck) als Überdruck angegeben werden. Deshalb ist auf der Anzeige häufig als Einheit zu finden: **atü** = „Atmosphären Überdruck“. 1 atü ≈ 1 bar Überdruck. Soll man beispielsweise einen Fahrradreifen auf „3,5 bar“ aufpumpen, so soll man so lange Luft einfüllen, bis das Manometer der Luftpumpe „3,5 bar“ anzeigt. Der Druck im Reifen beträgt dann 4,5 bar. Aufgrund dieser Konvention ist also eine weitere Beachtung dieses Sachverhalts nicht nötig.

1. Ungebundene Aufgaben

1. 550 mL eines Gases besitzen bei 15°C einen Druck von 3,4 bar. Welches Volumen hat die Gasportion bei 5,6 bar und 60°C ein? ((p*V)/T = const.) *ähnlich häufig wiederkehrenden Prüfungsaufgabe CBL.*
2. [wenn universelle Gasgleichung bereits bekannt]

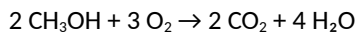
- a) Berechnen Sie das molare Normvolumen, d.h. das Volumen von 1 mol Gas bei Normdruck (1013 mbar) und Normtemperatur (0°C).
- b) Berechnen Sie das molare Volumen bei 1013mbar und 40°C. Zeigen Sie anschließend, dass man diesen Wert auch aus dem molaren Normvolumen (siehe a) heraus berechnen kann.

- c) Welchen Druck in bar nehmen 10 Mikrogramm molekularer Wasserstoff bei 0 °C ein, wenn das Volumen der Gasportion 2 mL beträgt?
3. Eine Gasportion nimmt bei 25 °C und Normdruck ein Volumen von 20 Litern ein. Welches Volumen hat die Gasportion, wenn man den Druck und die Celsius-Temperatur verdoppelt?
4. Das Helium in einer Gasflasche nimmt ein Volumen von 11,2 L ein und besitzt bei einem Druck von $p = 20,6$ bar die Temperatur von 5 °C. Die Gasflasche wird in einen Innenraum mit einer Temperatur von 20 °C und einem Luftdruck von $p = 995$ mbar befördert. Welches Volumen an Helium lässt sich unter diesen Bedingungen entnehmen, wenn das in der Flasche verbleibende Helium auch die Temperatur von 20 °C annimmt?
5. Das Manometer an einer Gasflasche mit dem Volumen 50,2L zeigte den Überdruck 5,2 bar an. Es wurde Gas entnommen, bis das Manometer den Überdruck 2,55 bar anzeigte. Welches Volumen (in L) hat das entnommene Gas bei dem umgebenden Luftdruck $p_{amb} = 1050$ mbar, wenn die Temperatur während der Gasentnahme konstant blieb?

6. Das Helium in einer 5-Liter-Gasflasche besitzt den Druck $p = 50$ bar und die Temperatur 15 °C. Welches Volumen Heliumgas mit der Temperatur von 20 °C lässt sich bei einem Umgebungsdruck von 950 mbar durch Öffnen des Ventils entnehmen, wenn aus das verbleibende Gas dieselbe Temperatur (20°C) annimmt? [ähnlich Prüfungsaufgabe CBL, z.B. 2012]
7. Wie viel Liter Methan (CH₄) von 20 °C und 1000 mbar entstehen, bei der Umsetzung von 50 g Aluminiumcarbid (Al₄C₃) mit Wasser? $Al_4C_3 + 12 H_2O \rightarrow 4 Al(OH)_3 + 3 CH_4$. Hinweis: $M(Al_4C_3) = 144,0$ g/mol, $M(CH_4) = 16,0$ g/mol, molares Normvolumen $V_{m,n} = 22,4$ L/mol, $R = 0,08314$ L bar·mol⁻¹·K⁻¹
8. Pilze setzen bei der Gärung Glucose (C₆H₁₂O₆) in CO₂ und Ethanol (C₂H₅OH) um.
- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
- b) Welche Masse Glucose wird pro Minute verbraucht, wenn in derselben Zeitspanne bei 24°C und $p = 1020$ mbar ein CO₂-Volumen von 82 mL entsteht? **Hinweise:** $M(\text{Glucose}) = 180,3$ g/mol, $M(\text{Ethanol}) = 46,1$ g/mol, $M(\text{CO}_2) = 44$ g/mol, $V_{m,n} = 22,4$ L/mol, allgemeine Gasgleichung: $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$ ähnlich einer Prüfungsaufgabe CBL, 2010?

2. Gebundene Aufgaben: Aufgaben zum Ankreuzen in Anlehnung an Prüfungsaufgaben

2.1 In einer Brennstoffzelle wird Methanol zu CO₂ umgesetzt:



Innerhalb von 70 Minuten entstehen bei 40°C und 1050 mbar 55 mL CO₂. Welche Masse Methanol wird pro Minute im Mittelwert umgesetzt? [ähnlich Prüfungsaufg. CBL, 2010(?)]

$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32,0$ g/mol $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0$ g/mol
 $M(\text{CO}_2) = 44,0$ g/mol $M(\text{O}_2) = 32,0$ g/mol

Molares Normvolumen: $V(\text{Gas}) = 22,4$ L/mol

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

- Ⓐ 17,8 mg/min Ⓑ 4,4 mg/min
 Ⓒ 7,9 g/min Ⓓ 8,9 mg/min
 Ⓔ 4,0 g/min Ⓕ 7,9 g/min

2.2 Ein Gas nimmt bei 30°C und einem Druck von 5 bar das Volumen von 800 Litern ein. Welches Volumen hat die Gasportion bei 90°C und 7,5 bar Druck? ähnlich einer häufig wiederkehrenden Prüfungsaufgabe CBL, z.B. 2022, 2017

- Ⓐ 1326 L Ⓑ 158 L
 Ⓒ 639 L Ⓓ 926 L
 Ⓔ 119903 L Ⓕ 1600 L

2.3 Welches Gas wird üblicherweise genutzt, um biologische Proben, beispielsweise lebende Zellen, für eine längere Zeit tiefzukühlen? ähnlich Prüfungsaufgabe CBL, z.B. 2019

- Ⓐ Helium Ⓑ Neon
 Ⓒ Kohlenstoffdioxid Ⓓ Sauerstoff
 Ⓔ Luft Ⓕ Stickstoff

2.4 Kreuzen Sie die richtige Aussage an. [ähnlich Prüfungsaufgabe CBL, z.B. 2019]

Der Transport einer Gasflasche ist nur

- Ⓐ ... mit geschlossenem Ventil und Schutzkappe erlaubt.
 Ⓑ ... liegend erlaubt.
 Ⓒ ... restentleert erlaubt.
 Ⓓ ... restentleert und mit geöffnetem Ventil erlaubt.
 Ⓔ ... mit angeschlossenem Reduzierventil und mit Schutzkappe erlaubt.
 Ⓕ ... restentleert, mit geöffnetem Ventil und mit Schutzkappe erlaubt.

Vs. 2024-03-04

2.5 Zellen sollen für viele Jahrzehnte tiefgekühlt gelagert werden. Welches Gas wird hierbei genutzt? [ähnlich Prüfungsaufgabe CBL, 2019]

- Ⓐ Stickstoff
- Ⓑ Wasserstoff
- Ⓒ Helium
- Ⓓ Kohlenstoffdioxid
- Ⓔ Acetylen
- Ⓕ Sauerstoff

Lösungshinweise ohne Gewähr

1. Zustandsgleichung der Gase

allgemeine Zustandsgleichung der Gase:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{3,4 \text{ bar} \cdot 550 \text{ mL}}{288,15 \text{ K}} = \frac{5,6 \text{ bar} \cdot V_2}{333,15 \text{ K}} \approx 397 \text{ mL} \quad \text{MERKE: Die Temperatur ist in Kelvin einzusetzen!}$$

2. Wasserstoff

$$n(\text{H}_2) = 4,96 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \quad V(\text{H}_2) = 0,002 \text{ L} \quad T = 273,15 \text{ K}$$

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V} = 0,056 \text{ bar}$$

3. Temperatur-Verdoppelung

Wichtig ist, die Temperatur in K einzusetzen.

$$\text{Zu Beginn: } p_1 = 1013 \text{ mbar, } T_1 = 298,15 \text{ K, } V_1 = 20 \text{ L}$$

$$\text{Nach Änderung: } p_2 = 2026 \text{ mbar, } T_2 = 323,15 \text{ K, } V_2 = ?$$

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad \text{umformen + einsetzen} \Rightarrow V_2 = 10,84 \text{ L}$$

4. Helium-Entnahme_I

Die Temperaturen sind in der allgemeinen Gasgleichung in Kelvin einzusetzen!

allgemeine Gasgleichung: =>

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad \frac{20,6 \text{ bar} \cdot 11,2 \text{ L}}{278,15 \text{ K}} = \frac{0,995 \text{ bar} \cdot V_2}{293,15 \text{ K}} \Rightarrow V_2 \approx 244,4 \text{ L}$$

Da jedoch 11,2 L in der Gasflasche verbleiben, beträgt das tatsächlich entnehmbare Volumen **233,2L**.

5. Überdruck

Die entnommene Gasportion besaß in der Gasflasche einen Druck von 2,65 bar 5,2 bar - 2,55 bar = 2,65 bar und nahm ein Volumen von 50,2 L ein. Nach der Entnahme beträgt der Druck der entnommenen Gasportion nur noch 1,05 bar.

allgemeine Gasgleichung

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Da $T_1 = T_2$ (Temperatur blieb konstant) gilt:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad (\text{Gesetz von Boyle-Mariotte})$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{2,65 \text{ bar} \cdot 50,2 \text{ L}}{1,05 \text{ bar}} \approx 126,7 \text{ L}$$

Nr. 6 Helium-Entnahme_II

Wir nehmen einfach an dass die Gasportion die in der Flasche ist, komplett entweichen kann. Sie wird dabei restlos (Temperatur passt sich ja an!) vom ursprünglichen Zustand in der Gasflasche (p_1, V_1, T_1 bekannt) zum Zustand in der Umgebung überführt (p_2, T_2). Das neue Volumen (V_2) lässt sich über die allgemeine Zustandsgleichung von Gasen berechnen:

$$\underbrace{\frac{p_1 V_1}{T_1}}_{\text{Zustand in Gasflasche}} = \underbrace{\frac{p_2 V_2}{T_2}}_{\text{Zustand in Umgebung}} \Rightarrow \frac{50 \text{ bar} \cdot 5 \text{ L}}{288 \text{ K}} = \frac{0,95 \text{ bar} V_2}{293 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = 267,7 \text{ L}$$

In Wirklichkeit verbleiben allerdings 5 Liter der Gases in der Gasflasche, auch nach Öffnen des Hahns. Die Flasche wird ja nicht leer gesaugt, sondern nur das Ventil geöffnet. Es kann kann so viel Gas entweichen, bis der Innendruck dem Außendruck entspricht. Das entnehmbare Volumen entspricht also dem Gasvolumen abzüglich des Gasflaschenvolumens, hier also $267,7 \text{ L} - 5 \text{ L} = 262,7 \text{ L}$.

Nr. 7 Reaktion von Aluminiumcarbid

fehlt noch

Nr. 8 Gärung Pilze

a) $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_5OH + 2 CO_2$ - Kennzeichen der Gärung ist stets, dass kein Sauerstoff verbraucht wird.

- b)
- Zuerst müssen wird die Stoffmenge an CO_2 ausrechnen, die pro Minute gebildet wird.

Alternative 1. Ist einfacher als Alternative 2. Setzt aber voraus dass man den Wert der Gaskonstante R auswendig kennt:

$R = 0,08314 \text{ L} \cdot \text{bar} / \text{K} \cdot \text{min}$

Universelle Gasgleichung: $pV = nRT \Rightarrow n = pV/RT \Rightarrow$ einsetzen

$$n = \frac{1,020 \text{ bar} \cdot 0,082 \text{ L}}{0,08314 \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 297,15 \text{ K}} \approx 0,00339 \text{ mol } CO_2$$

Alternative 2: Berechnung ausschließlich mit gegebenen Formeln.

Bei Normbedingungen (273,15 K, 1013 hPa) beträgt das molare Volumen nimmt ein mol eines beliebigen Gases 22,4 L ein, d.h. 22,4 Liter pro mol. Mit der allgemeinen Zustandsgleichung können wir auf das molare Volumen bei den angegeben Bedingungen schließen.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 22,4 \text{ L}}{273,15 \text{ K}} = \frac{1020 \text{ hPa} \cdot V_2}{297,15 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = 24,2009 \text{ L}$$

$\Rightarrow V_m = 24,2009 \text{ mol pro Liter}$

Berechnung der Stoffmenge über Schlussrechnung:

1 mol $\hat{=}$ 24,2009 L

x $\hat{=}$ 0,082 L $\Rightarrow x \approx 0,00339 \text{ mol } CO_2$

- Schließen auf die Glucosemenge (mithilfe des Koeffizientenverhältnis): $n = 0,00339 \text{ mol} : 2 \approx 0,00169 \text{ mol Glucose}$
- Umrechnung in eine Masse: $m = n \cdot M = 0,305 \text{ g}$
- Pro Minute werden also 305 mg verbraucht. (305 mg/min)

2.1

Alternative 1. Ist einfacher als Alternative 2. Setzt aber voraus dass man den Wert der Gaskonstante R auswendig kennt:

$R = 0,08314 \text{ L} \cdot \text{bar} / \text{K} \cdot \text{min}$

Universelle Gasgleichung: $pV = nRT \Rightarrow n = pV/RT \Rightarrow$ einsetzen

Alternative 2: Berechnung ausschließlich mit gegebenen Formeln.

Bei Normbedingungen (273,15 K, 1013 hPa) beträgt das molare Volumen nimmt ein mol eines beliebigen Gases 22,4 L ein, d.h. 22,4 Liter pro mol. Mit der allgemeinen Zustandsgleichung

$$n = \frac{1,050 \text{ bar} \cdot 0,055 \text{ L}}{0,08314 \frac{\text{L} \cdot \text{bar}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 313,15 \text{ K}} \approx 0,00222 \text{ mol CO}_2$$

können wir auf das molare Volumen bei den angegebenen Bedingungen schließen.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 22,4 \text{ L}}{273,15 \text{ K}} = \frac{1050 \text{ hPa} \cdot V_2}{313,15 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = 24,775 \text{ L}$$

$$\Rightarrow V_m = 24,775 \text{ mol pro Liter}$$

Berechnung der Stoffmenge über Schlussrechnung:

$$1 \text{ mol} \hat{=} 24,775 \text{ L}$$

$$x \hat{=} 0,055 \text{ L} \quad \Rightarrow x \approx 0,00222 \text{ mol CO}_2$$

- Schließen auf die Methanol-Stoffmenge (wegen 2:2-Koeffizientenverhältnis): $n = 0,00222 \text{ mol Methanol}$
- Umrechnung in eine Masse: $m = n \cdot M = 0,0710 \text{ g}$
- Pro Minute werden also ca. 8,9 mg verbraucht. (ca. 8,9 mg/min)

2.2

639 L