

Eigenschaften von ionischen und kovalenten Verbindungen



Bildquelle: Pexel

Klassenstufe	Oberthemen	Unterthemen	Anforderungsniveau	Durchführungsniveau	Vorbereitung
Sek 1	Gase	GayLussac	••	••	unterschiedlich

Aufgabenstellung

Die Gase sind frei beweglich und nehmen das gesamte Volumen eines jeden von ihnen belegten Behälters ein. Zusätzlich können sie komprimiert werden, wodurch mehr Materie in das gleiche Volumen des Raumes gepresst wird, was den Druck des Systems beeinflusst. Leider beeinflusst auch die Temperatur des Systems den Druck. Diese Eigenschaften machen Gase schwer messbar. Gibt es eine Möglichkeit, all die verschiedenen Variablen, die die Existenz eines Stoffes in der Gasphase beeinflussen, in Beziehung zu setzen? Wenn ja, wie kann die durch eine chemische Reaktion erzeugte Gasmenge aus experimentellen Daten bestimmt werden, wenn alle Variablen zusammenwirken?

Hintergrund

Das ideale Gasgesetz kombiniert die vier Größen, die ein Gasvolumen V , den absoluten Druck P , die Temperatur T und die Molzahl n in einer Gleichung beschreiben.

$$PV = nRT$$

Die universelle Gaskonstante R ist für alle idealen Gase gleich. Der Wert und die Einheiten von R hängen jedoch von den spezifischen Einheiten für den Druck ab, die in der Gleichung verwendet werden. Die gebräuchlichsten Formen sind: $0,0821 \text{ (atm}\cdot\text{L)} / (\text{mol}\cdot\text{K})$, wenn der Druck in Einheiten von Atmosphären angegeben wird, und $8,31 \text{ (kPa}\cdot\text{L)} / (\text{mol}\cdot\text{K})$, wenn der Druck in Einheiten von Kilopascal angegeben wird.

Die universelle Gaskonstante basiert auf einem Mol eines idealen Gases bei Standard-Temperatur- und Druckbedingungen (STP). Die Standardtemperatur beträgt $273,15 \text{ K}$ ($0 \text{ }^\circ\text{C}$) und der Standarddruck $101,325 \text{ kPa}$ (1 atm). Ein Mol eines idealen Gases nimmt bei STP-Bedingungen $22,414 \text{ Liter}$ ein. Wie bei den anderen Gasgesetzen verlangt das ideale Gasgesetz, dass die Temperaturwerte in Kelvin gemessen werden.

Materialien und Ausrüstung

Für jeden Schüler oder jede Gruppe:

- ◆ Datenerhebungssystem
- ◆ Absolutdruck-Sensor
- ◆ Temperaturfühler aus Edelstahl
- ◆ Blauer Kunststoffschlauch für den Temperaturfühler
- ◆ Sensor-Verlängerungskabel
- ◆ Bilanz, Zentigramm
- ◆ Messzylinder oder Vollpipette, 10 mL
- ◆ Messzylinder, 1000-mL
- ◆ Reagenzglas, $15 \text{ mm} \times 100 \text{ mm}$
- ◆ Kunststoffflasche, $300\text{- bis } 500\text{-mL}$
- ◆ Zwei Löcher, die in die Plastikflasche passen
- ◆ Schnellverschluss-Stecker
- ◆ Schlauch, $1\text{- bis } 2\text{-cm-Schlauch}$
- ◆ Schlauchverbinder
- ◆ $1,0 \text{ M}$ Salzsäure (HCl), 10 mL
- ◆ Natriumbikarbonat (NaHCO_3), $0,80 \text{ g}$
- ◆ Glyzerin, 2 Tropfen
- ◆ Papierhandtücher

Sicherheit

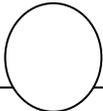
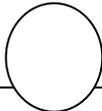
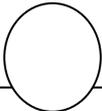
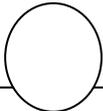
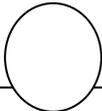
Fügen Sie diese wichtigen Sicherheitsvorkehrungen zu Ihren normalen Laborverfahren hinzu:

- ◆ Salzsäure ist eine starke Säure. Vermeiden Sie den Kontakt mit Haut und Augen.
- ◆ Stellen Sie sicher, dass alle Säuren und Basen neutralisiert sind, bevor sie in den Abfluss geleitet werden.
- ◆ Beachten Sie, dass das entstehende Gas einen Druckanstieg verursacht, der den Stopfen aus der Flasche ausstoßen kann. Aus diesem Grund sollte während dieses Versuchs ein Augenschutz getragen werden, um Verletzungen durch fliegende Objekte sowie Chemikalienspritzer zu vermeiden. Durch die Reduzierung der Menge des limitierenden Reaktanten (NaHCO_3) wird der resultierende

Druck der Produkte reduziert. Es ist besser, sich auf der Seite von zu wenig der Reaktanten zu irren als auf der Seite von zu viel.

Sequenzierung

Die folgenden Schritte sind Teil des Verfahrens für diese Laboraktivität. Sie sind nicht in der richtigen Reihenfolge. Bestimmen Sie die richtige Reihenfolge und schreiben Sie Zahlen in die Kreise, die die Schritte in die richtige Reihenfolge bringen.

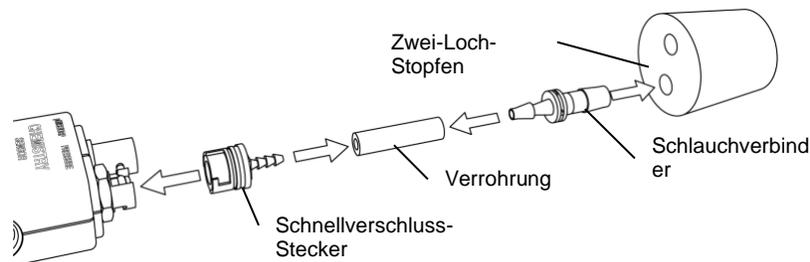
 <p>Kippen Sie die Flasche leicht, damit das HCl aus dem Reagenzglas auslaufen und sich mit dem Natriumbikarbonat vermischen kann.</p>	 <p>Geben Sie das Natriumbikarbonat und ein Reagenzglas mit 10 mL 1,0 M HCl in eine Plastikflasche und setzen Sie den Stopfen ein.</p>	 <p>Analysieren Sie die gesammelten Daten, um den Anfangs- und Enddruck in der Flasche sowie die Endtemperatur zu bestimmen.</p>	 <p>Bestimmen Sie die Masse des Natriumbikarbonats.</p>	 <p>Beginnen Sie mit der Aufzeichnung von Temperatur- und Druckdaten.</p>
---	---	---	---	--

Verfahren

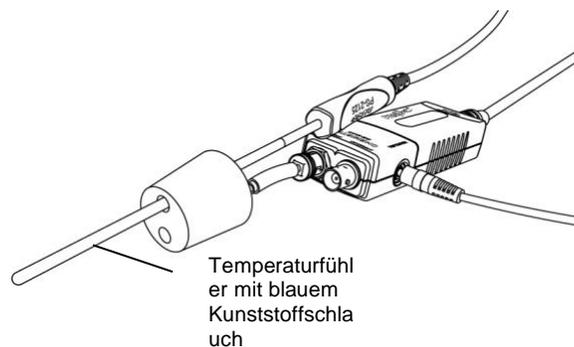
Nachdem Sie einen Schritt abgeschlossen (oder eine Frage beantwortet) haben, setzen Sie ein Häkchen in das Feld () neben diesem Schritt.

Einrichten

- Schließen Sie den Zweilochstopfen an den Absolutdrucksensor an.



- Stecken Sie das dickere Ende des Schlauchanschlusses in eines der Löcher im Stopfen. Wenn dies schwierig ist, fügen Sie einen Tropfen Glycerin hinzu.
 - Verbinden Sie das 1- bis 2-cm-Schlauchstück mit dem anderen, dünneren Ende des Schlauchanschlusses.
 - Stecken Sie das widerhakenartige Ende des Schnellverschlusses in das offene Ende des 1- bis 2-cm langen Schlauches. Wenn dies schwierig ist, fügen Sie einen Tropfen Glycerin hinzu.
 - Stecken Sie den Schnellkupplungsstecker in den Anschluss des Absolutdrucksensors und drehen Sie den Stecker im Uhrzeigersinn, bis die Armatur klickt (ca. eine Achtel Umdrehung).
- Stecken Sie einen Tropfen Glycerin in die offene Bohrung des Stopfens und führen Sie dann den Edelstahl-Temperaturfühler, der mit einem blauen Kunststoffrohr abgedeckt ist, durch die Bohrung.



- Entfernen Sie überschüssiges Glycerin vom Temperaturfühler mit einem Papiertuch.

4. Was sind zwei Gründe dafür, dass Glycerin in der obigen Aufstellung verwendet wird?

5. Beginnen Sie ein neues Experiment mit dem Datenerfassungssystem.
6. Schließen Sie den Absolutdrucksensor (mit einem Verlängerungskabel) und den Edelstahl-Temperatursensor an das Datenerfassungssystem an.
7. Zwei Grafiken gleichzeitig anzeigen. In einem Diagramm wird der Druck (kPa) über die Zeit (s) und im zweiten Diagramm die Temperatur (K) über die Zeit (s) angezeigt.
8. Wiegen Sie zwischen 0,50 und 0,75 Gramm Natriumbikarbonat (NaHCO_3) und geben Sie es in eine leere Plastikflasche. Notieren Sie die genaue Masse, die unten hinzugefügt wurde.

Masse von NaHCO_3 (g): _____

9. In diesem Experiment ist das Natriumbikarbonat der limitierende Reaktant. Was ist ein limitierender Reaktant?

10. Füllen Sie ein kleines Reagenzglas mit 10,0 mL 1,0 M Salzsäure (HCl) und stellen Sie es in ein Reagenzglasgestell, bis es später benötigt wird.
11. In diesem Experiment ist die Salzsäure der überschüssige Reaktant. Was ist ein überschüssiger Reaktant?

12. Kippen Sie die Plastikflasche und schieben Sie das kleine Reagenzglas vorsichtig nach unten, damit das HCl im Reagenzglas bleibt und sich nicht mit dem Natriumbikarbonat vermischt.
13. Achten Sie darauf, dass das HCl nicht aus dem Reagenzglas verschüttet wird, setzen Sie den Stopfen in die Plastikflasche und vergewissern Sie sich, dass diese sicher ist.
14. Was passiert, wenn der Stopfen nicht sicher in der Plastikflasche ist?

Daten sammeln

15. Starten Sie die Aufzeichnung der Daten

Hinweis: Während der Datenerfassung müssen Sie möglicherweise die Skala der Grafik anpassen, um die Veränderungen zu sehen, die sich abspielen.

16. Halten Sie den Stopfen fest und drehen Sie die Flasche langsam, bis das HCl aus dem Reagenzglas austritt und sich mit dem NaHCO₃ vermischt.

17. Was beobachten Sie? Deuten diese Beobachtungen darauf hin, dass eine chemische Reaktion stattfindet? Erklären Sie das.

18. Ist die chemische Reaktion exotherm oder endotherm? Woher weißt du das?

19. Wenn Druck und Temperatur einen Maximalwert erreicht haben und sich keine Blasen mehr in der Kunststoffflasche bilden, beenden Sie die Datenaufzeichnung.

20. Entsorgen Sie den Inhalt der Plastikflasche gemäß den Anweisungen Ihres Lehrers und spülen Sie die Plastikflasche anschließend mit Wasser aus.

21. Bestimmen Sie das Volumen Ihres Behälters, indem Sie die Flasche vollständig mit Wasser füllen und dann in einen 1000-mL-Messzylinder gießen. Nehmen Sie die unten stehende Lautstärke auf.

Volumen der Plastikflasche _____
(g):

22. Speichern Sie Ihre Datei und bereinigen Sie nach den Anweisungen des Lehrers.

Die Datenanalyse

1. Bestimmen Sie die Messgrößen in Tabelle 1 unten aus der von Ihnen erfassten Grafik von Druck (kPa) über Zeit (s) und Temperatur (K) über Zeit (s).

Hinweis: Die Menge an NaHCO₃ und die Volumendaten sind die Werte, die während des Experiments im Abschnitt "Verfahren" oben aufgezeichnet wurden.

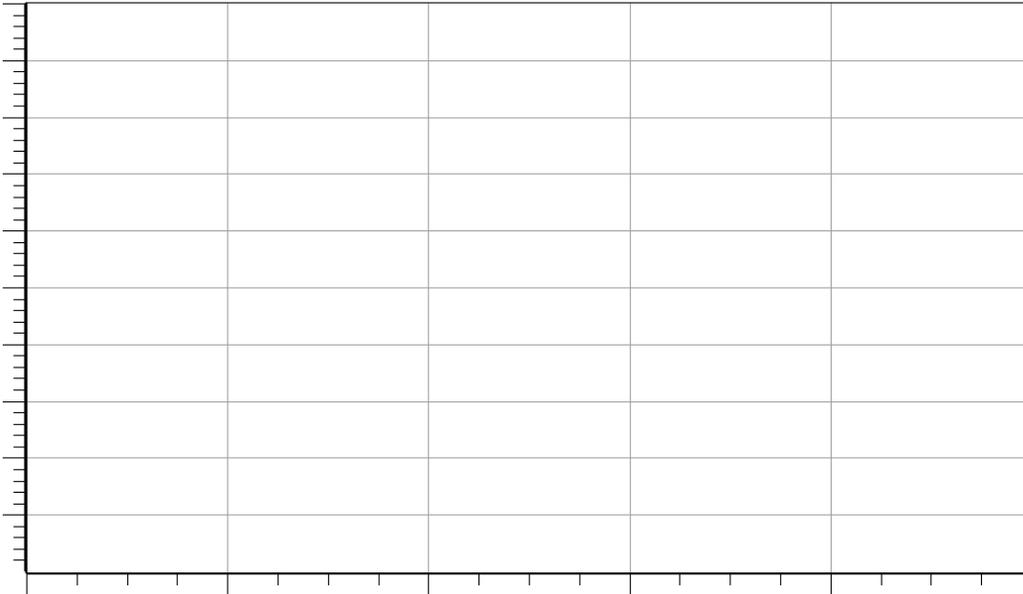
Tabelle 1: Druck-, Temperatur-, Massen- und Volumendaten

Gemessene Menge	Wert
Anfangsdruck (kPa)	
Enddruck (kPa)	
Endtemperatur (K)	
Menge an NaHCO ₃ (g)	
Volumen (mL)	

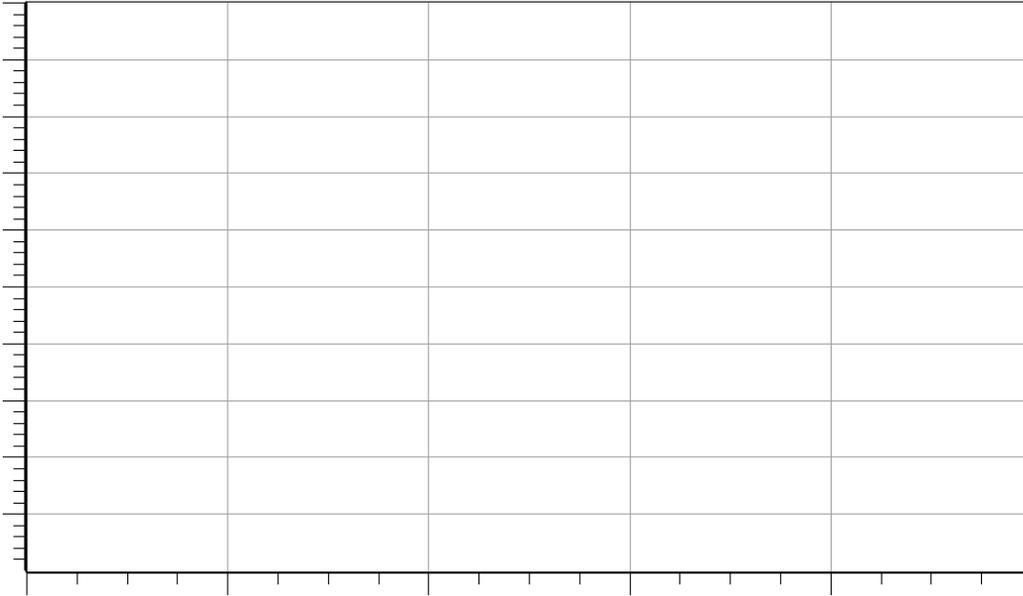
2. Ermitteln Sie die Druckänderung, die durch die chemische Reaktion aufgetreten ist.
 3. Welcher Wert für die universelle Gaskonstante wird aufgrund der Einheiten für den Druck im idealen Gasgesetz verwendet? Achten Sie darauf, dass Sie die richtigen Einheiten einbauen.
-
4. Berechnen Sie die experimentelle Anzahl der Mole des bei der Reaktion entstehenden Kohlendioxidgases. Verwenden Sie die Druckänderung für P , die Endtemperatur in Kelvin für T , das Volumen der Flasche in Liter für V und den richtigen Wert für die universelle Gaskonstante R .
 $PV = nRT$
 5. Schreiben Sie die chemische Gleichung, die die in der Flasche ablaufende Reaktion darstellt.
 6. Berechnen Sie die Menge an CO₂(g), die voraussichtlich auf der Grundlage der verwendeten Edukte erzeugt wurde.
 7. Berechnen Sie den prozentualen Fehler.

$$\text{Percent error} = \left| \frac{\text{accepted value} - \text{experimental value}}{\text{accepted value}} \right| \times 100$$

8. Skizzieren oder drucken Sie die Kurven der Temperatur ($^{\circ}\text{C}$) über die Zeit (s). Beschriften Sie die Gesamtkurve, die x-Achse, die y-Achse und fügen Sie Einheiten auf den Achsen ein.



9. Skizzieren oder drucken Sie die Diagramme des Drucks (kPa) über die Zeit (s). Beschriften Sie die Gesamtkurve, die x-Achse, die y-Achse und fügen Sie Einheiten auf den Achsen ein.



Fragen zur Analyse

1. Was geschah mit dem Druck während der Reaktion? Wieso?

2. Warum wird in diesem Experiment die Druckdifferenz und nicht die Temperaturdifferenz benötigt?

3. Würde der gleiche Wert für Mol Kohlendioxid berechnet werden, wenn die in das ideale Gasgesetz substituierte Temperatur in Grad Celsius wäre? Erklären Sie das.

4. Was könnte zu Ihrem prozentualen Fehler beigetragen haben?

Synthese-Fragen

Nutzen Sie die verfügbaren Ressourcen, um die folgenden Fragen zu beantworten.

1. Was könnte man tun, damit sich das Kohlendioxidgas mehr wie ein ideales Gas verhält?

2 Wie viele Liter würde die theoretische Anzahl von Molen Kohlendioxid, die von den 0,60 Gramm Natriumbikarbonat freigesetzt werden, bei STP einnehmen?

3. wie waren die Bedingungen in der Plastikflasche im Vergleich zu STP?

Multiple-Choice-Fragen

Wählen Sie die beste Antwort oder Vervollständigung zu jeder der untenstehenden Fragen oder unvollständigen Aussagen aus.

1. Welche Probe enthält bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl an Mol Teilchen wie 1 Liter O₂(g)?

- A. 1 L Ne(g)
- B. 2 L N₂(g)
- C. 0,5 L SO₂(g)
- D. 1 L H₂O(l)

2. Ein Student errechnete die Anzahl der Mole Wasserstoffgas, die bei der Reaktion zwischen Magnesium und Salzsäure entstehen, mit 0,142 Mol. Wenn die theoretische Menge an Wasserstoffgas, die hätte produziert werden müssen, 0,147 Mol betrug, wie hoch ist der prozentuale Fehler des Schülers für das Experiment?

- A. $\frac{0.005}{0.142} \times 100$
- B. $\frac{0.005}{0.147} \times 100$
- C. $\frac{0.147}{0.142} \times 100$
- D. $\frac{0.142}{0.147} \times 100$

3. Bei welcher Temperaturänderung würde sich das Volumen einer Probe eines idealen Gases verdoppeln, wenn der Druck der Probe gleich bleibt?

- A. Von 200 °C bis 400 °C
- B. Von 400 °C bis 200 °C
- C. Von 200 K bis 400 K
- D. Von 400 K bis 200 K

4. wieviel Druck herrscht in einem 10,00 L Behälter, der mit 2,50 Mol Gas bei 315,0 K gefüllt ist?

- A. 0,000955 kPa
- B. 0,00153 kPa
- C. 654 kPa
- D. 1050 kPa

5. Eine Gasprobe befindet sich in einem Behälter von 25,0 mL mit einem Druck von 125,1 kPa bei Raumtemperatur (25,0 °C). Die Anzahl der Mole dieses Gases im Behälter beträgt

- A. 0,00126 Maulwürfe
- B. 0,0151 Maulwürfe
- C. 1,26 Maulwürfe
- D. 15,1 Maulwürfe

Lückentext

1. Das ideale Gasgesetz kombiniert vier Variablen, die ein Gas beschreiben. Diese Variablen sind Druck, Volumen, Temperatur und Molzahl. Das ideale Gasgesetz ist _____ Die universelle Gaskonstante R ist gleich $8,31 \text{ (L-kPa)/(K-mol)}$. Diese Konstante basiert auf Temperatur _____ und Druck (STP), wobei die Temperatur $0,0 \text{ °C}$ oder und _____ der Druck 1 atm oder beträgt. _____ Bei Anwendung des idealen Gasgesetzes muss die Temperatur immer in _____

2. Sie können _____ zur experimentellen Bestimmung der Anzahl der durch eine chemische Reaktion erzeugten Mole verwendet werden. Die Reaktion muss in einem Behälter _____ stattfinden, und Temperatur, Druck und _____ der Behälter müssen aufgezeichnet werden. Das ideale Gasgesetz ist am genauesten für Gase, die sich verhalten. _____ Reale Gase verhalten sich ideal bei Hoch- und _____ Tieftemperatur. _____



Lückentext Wortbank

Absatz 1

0 K
0 kPa
1 kPa
101.315 kPa
273.15 K
298.15 K
ständig
Grad Celsius
Kelvin
Maulwürfe
 $n = PVRT$
 $PT = nRV$
 $PV = nRT$
Standard
universelle Gaskonstante

Absatz 2

Beträge
geschlossen
Dichten
allgemeine Gasgleichung
Im Idealfall
öffnen
Drücke
Temperaturen
Band