

# Kopiervorlage für die Tabellen-Methode zur Lösung stöchiometrischer Probleme

**Frage:**

**Reaktionsgleichung:**

**Tabelle:**

<i>Stoff-Formel</i>	<i>Molare Masse M</i>	<i>Absolute Masse m</i>	<i>Teilchenzahl n</i>

**Antwort:**

# Kopiervorlage für die Tabellen-Methode zur Lösung stöchiometrischer Probleme

**Frage:**

**Reaktionsgleichung:**

**Tabelle:**

<i>Stoff-Formel</i>	<i>Molare Masse <math>M</math></i>	<i>Absolute Masse <math>m</math></i>	<i>Teilchenzahl <math>n</math></i>

**Antwort:**

# Experiment 1.1

*Probe 1* : 50 Schrauben

*Probe 2* : 130 Schrauben

*Probe 3* : 113 Schrauben

# Experiment 1.2

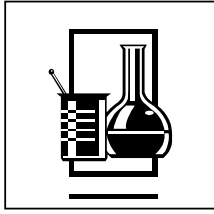
*Probe 1* : 10 große Schrauben  
20 mittlere Schrauben  
10 kleine Schrauben  
⇒ 40 Schrauben

*Probe 2* : 17 große Schrauben  
34 mittlere Schrauben  
17 kleine Schrauben  
⇒ 68 Schrauben

*Probe 3* : 30 große Schrauben  
60 mittlere Schrauben  
30 kleine Schrauben  
⇒ 120 Schrauben

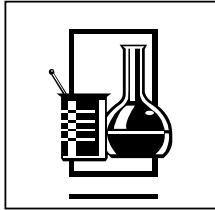
# Experiment 2.1

- ① Man muß **45.05 g** Wasser abwägen.  
(1 mol Wasser entsprechen 18.02 g.)
  
- ③ Im Becherglas sind  **$1.5055 \cdot 10^{24}$**  Teilchen.  
(Das sind 1'505'500'000'000'000'000'000'000 Teilchen.)



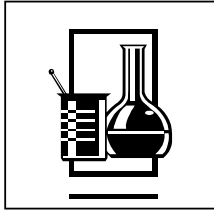
## Experiment 1.1

- ① Wägen Sie die Masse einer einzelnen Schraube auf 0.1 g genau.
- ② Wägen Sie die Massen der drei aufstehenden Schrauben-Proben ebenfalls auf 0.1 g genau.
- ③ Berechnen Sie die Anzahl der Schrauben in den drei Proben.
- ④ Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit der Anzahl der tatsächlich abgezählten Anzahl Schrauben. Sie finden diese Angaben auf einem umgedrehten Kärtchen neben der Waage.



## Experiment 1.2

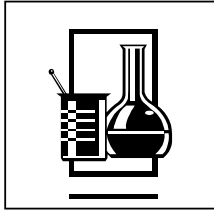
- ① Wägen Sie von den drei aufliegenden Schrauben-Sorten die Masse von je einer einzelnen Schraube auf 0.1 g genau.
- ② Die mittelschweren Schrauben kommen doppelt so häufig vor wie die schwersten Schrauben. Diese wiederum sind gleich häufig wie die leichtesten Schrauben.  
Bestimmen Sie mit Hilfe dieser Angaben den gewichteten Mittelwert der Einzelmasse einer Schraube.
- ③ Wägen Sie die Massen der drei aufstehenden Schrauben-Proben ebenfalls auf 0.1 g genau.
- ④ Berechnen Sie die Anzahl der Schrauben in den drei Proben.
- ⑤ Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit der Anzahl der tatsächlich abgezählten Schrauben. Sie finden diese Angaben auf einem umgedrehten Kärtchen neben der Waage.



## Experiment 2.1

- ① Berechnen Sie zuerst, wie viele g Wasser Sie abwägen müssen, um 2.5 mol Wasser zu haben.
- ② Wägen Sie dann die berechnete Masse an Wasser möglichst präzise auf einer Waage ab, die Gramm-Werte auf zwei Nachkommastellen genau anzeigen kann.  
Verwenden Sie dazu eine Pipette und ein Becherglas 100 ml.
- ③ Wie viele Teilchen als *absolute* Zahl (d.h. *nicht* in mol gezählt) haben Sie da im Becherglas?
- ④ Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit den Antworten, die Sie auf einem umgedrehten Kärtchen neben der Waage finden.





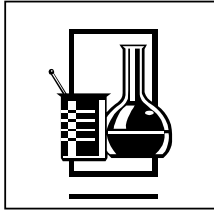
### Experiment 3.1

*Tragen Sie für dieses Experiment eine Schutzbrille und einen Labormantel.*

Die in der folgenden Vorschrift zu ermittelnden Daten können Sie in die Tabelle auf der nächsten Seite eintragen.

- ① Wägen Sie die Masse eines der aufliegenden Kupfer-Bleche auf 1 mg genau ab.  
Fassen Sie dabei das Blech - auch in den folgenden Arbeitsschritten - *ausschließlich* mit einer Pinzette an, da Ablagerungen Ihres Handschweißes bereits zu einer meßbaren Massendifferenz führen können.
- ② Wägen Sie in eines der aufstehenden, hitzebeständigen Reagenzgläser ca. einen Polylöffel voll Schwefel ebenfalls auf 1 mg genau ein.  
Dazu müssen Sie das Reagenzglas – ohne es je mit Ihren Fingern zu berühren – vor und nach dem Einfüllen der Schwefel-Portion auf 1 mg genau abwägen. Verwenden Sie dazu – und auch für das spätere Erhitzen – einen Reagenzglashalter aus Holz.
- ③ Biegen Sie das Kupferblech der Länge nach in einen Winkel. Wenn Sie es geschickt anstellen, klemmt das Blech dann gerade leicht im Reagenzglas. So können Sie es auf einer beliebigen Höhe fixieren, ohne daß es in den Schwefel am Reagenzglasboden rutscht.  
Schieben Sie nun das Kupferblech so hinunter, daß es rund 1 cm über dem Schwefel hängen bleibt.
- ④ Gehen Sie nun zum Abzug und schalten Sie die Ventilation ein. Nun wird der Gasbrenner angezündet und auf die rauschende, heißeste Flamme eingestellt.  
Der Reagenzglasboden wird nun so lange erhitzt, bis der Schwefel zu sieden beginnt. Kurze Zeit später sollte das Kupferblech aufzuglühen beginnen. Sobald das der Fall ist, werden der Schwefel und das Blech abwechselungsweise stark erhitzt.  
Das ganze Blech muß von unten bis oben durchglühen. Nur wenn das passiert ist, ist die Reaktion vollständig abgelaufen.
- ⑤ Nun muß der überschüssige Schwefel in Form von gasförmigem Schwefeldioxid ausgetrieben werden. Erhitzen Sie das Reagenzglas überall dort sehr stark, wo noch Schwefelreste erkennbar sind. Gehen Sie dabei vom Reagenzglasboden in Richtung Reagenzglasöffnung vor. Es kann sein, daß zwischenzeitlich verdampfter Schwefel wieder kondensiert und im oberen Teil des Glases erneut eine Ablagerung bildet. In diesem Fall muß er dort wieder erhitzt und Richtung Öffnung getrieben werden.

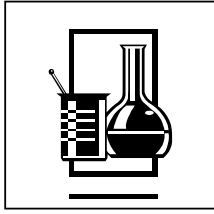
- ⑥ Lassen Sie das Reagenzglas etwas abkühlen. Nun holen Sie *vorsichtig* mit einer Pinzette das Reaktionsprodukt aus dem Reagenzglas. Geben Sie es in eine tarierte (d.h. vorgängig auf 1 mg genau abgewogene) Porzellanschale. Allfällige Brösel, die im Reagenzglas zurückgeblieben sind, werden ebenfalls in die Porzellanschale gegeben.  
Es ist enorm wichtig, daß Sie wirklich *jeden kleinsten Krümel* vom Reaktionsprodukt in der Porzellanschale haben, da sonst die Massenbilanz natürlich nicht stimmen kann.  
Um allfällig noch anhaftende Schwefel-Spuren auf der Oberfläche des Reaktionsprodukts zu entfernen, streichen Sie mit der rauschenden Gasbrennerflamme über den Festkörper in der Porzellanschale. Dazu müssen Sie den Brenner am Fuß packen und umdrehen. Seien Sie vorsichtig!
- ⑦ Setzen Sie nun den Gasbrenner ordnungsgemäß außer Betrieb. Lassen Sie das Produkt vollständig auf Raumtemperatur abkühlen. Dann wägen Sie Ihr Reaktionsprodukt wieder auf 1 mg genau.
- ⑧ Das entstandene Kupfer(I)-sulfid entsorgen Sie in den bereit gestellten Behälter für Festkörper-Abfälle. Das Reagenzglas und die Porzellanschale werden zum Waschen gegeben.
- ⑨ Bevor Sie den Arbeitsplatz verlassen, räumen Sie ihn auf, wischen Sie allfällige Verunreinigungen weg und schalten Sie den Ventilator des Abzugs aus.



## Experiment 4.1

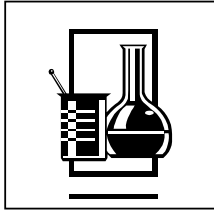
*Tragen Sie eine Schutzbrille und einen Labormantel!*

- ① Trieren Sie einen Porzellantiegel mit seinem Deckel auf 0.01 g genau.  
Sie dürfen den Tiegel und seinen Deckel nur mit der Tiegelflange manipulieren, keinesfalls aber mit bloßer Hand! Das gilt auch für alle nachfolgenden Schritte.
- ② Wägen Sie die von Ihnen in Kontrollaufgabe 4.2 berechnete Masse an Kalk auf 0.01 g genau in den Porzellantiegel ein. Verteilen Sie dabei den Kalk in einer möglichst dünnen Schicht auf dem Tiegelboden.
- ③ Setzen Sie den Deckel des Tiegels lose auf. Stellen Sie dann den zugedeckten Tiegel in ein passendes Tondreieck auf einem Dreibeinstativ.
- ④ Erhitzen Sie den Tiegel mit der heißesten Gasbrennerflamme. Die Temperatur im Tiegel muß auf 1'300 °C ansteigen können. Das Kohlendioxid kann trotz des Deckels entweichen, da dieser nicht gasdicht aufsitzt. Jedoch kann der Deckel verhindern, daß Kristalle, die infolge der Hitze „herumspringen“, den Tiegel verlassen können.
- ⑤ Nach etwa 10 bis 15 Minuten intensivstem Erhitzen wird die Wärmezufuhr abgebrochen. Lassen Sie nun den Tiegel auf Raumtemperatur abkühlen und bestimmen Sie seine Masse samt Deckel und Inhalt wiederum auf 0.01 g genau.
- ⑥ Berechnen Sie die Masse an erhaltenem Reaktionsprodukt.
- ⑦ Entsorgen Sie den Tiegelinhalt in den bereit stehenden Abfallbehälter für Festkörper und räumen Sie den Arbeitsplatz auf. Der Tiegel selbst wird zum Waschen gegeben.
- ⑧ Vergleichen Sie das experimentelle Ergebnis mit den 1.00 g, die gemäß Kontrollaufgabe 4.2 ja eigentlich entstehen müßten.



## Experiment 5.1

- ① Wägen Sie die aufstehenden Gefäße auf 1 mg genau.  
Fassen Sie sie dabei *nicht* mit bloßen Händen an, sondern mit einer Tiegelzange oder einem anderen geeigneten Hilfsmittel. Das gilt auch für alle nachfolgenden Schritte.
- ② Füllen Sie in alle Gefäße *so genau wie möglich* 20.0 ml deionisiertes Wasser ab.  
Benützen Sie dazu allenfalls eine Pasteur -Pipette aus Kunststoff.
- ③ Wägen Sie die Gefäße samt Inhalt noch einmal auf 1 mg genau.
- ④ Berechnen Sie für jedes Gefäß die Masse an abgefülltem Wasser.
- ⑤ Lesen Sie am Laborthermometer die aktuelle Temperatur ab. Schlagen Sie nun in einem Tabellenwerk die Dichte von Wasser bei dieser Temperatur nach und berechnen Sie daraus, welche Masse 20.0 ml Wasser haben müßten.
- ⑥ Vergleichen Sie den erhaltenen Sollwert mit Ihren experimentellen Werten.  
Beurteilen Sie nun aufgrund dieses Vergleichs die Genauigkeit der untersuchten Volumen-Meßgefäße.

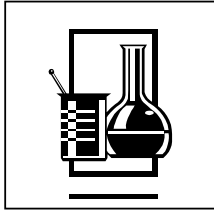


## Experiment 5.2

*Tragen Sie eine Schutzbrille und einen Labormantel!*

*Vorsicht: Blei(II)-Verbindungen sind stark giftig! Fassen Sie nichts mit den Händen an. Tragen Sie zur Sicherheit Handschuhe.*

- ① Geben Sie mit Hilfe der richtigen (!) Stabpipette 21.7 ml der aufstehenden wäßrigen Lösung von Blei(II)-nitrat mit der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l in einen Erlenmeyer 150 ml.  
Je nach zur Verfügung stehender Stabpipette müssen Sie allenfalls mehrmals abmessen, bis Sie das gesamte Volumen im Becherglas haben.
- ② Geben Sie mit Hilfe der anderen (!) Stabpipette 43.4 ml der aufstehenden wäßrigen Lösung von Kaliumiodid mit der Stoffmengen-Konzentration 0.1 mol/l in den Erlenmeyer.  
Auch hier müssen Sie allenfalls je nach zur Verfügung stehender Stabpipette mehrmals abmessen, bis Sie das gesamte Volumen im Becherglas haben.
- ③ Schwenken Sie den Erlenmeyer *vorsichtig* um, damit sich die beiden Lösungen vollständig durchmischen können.  
Sie sollten eine Ausfällung von tiefgelbem, schlecht in Wasser löslichem Blei(II)-iodid beobachten können.
- ④ Trieren Sie ein Filterpapier auf 0.01 g genau. Filtrieren Sie nun die gelbe Ausfällung mit Hilfe eines Glastrichters und des tarierten Filterpapiers in einen Erlenmeyer 300 ml.  
Dabei sollte möglichst nichts im ursprünglichen Erlenmeyer zurückbleiben. Bei Bedarf können Sie diesen Erlenmeyer mit etwas deionisiertem Wasser ausspülen, das Sie dann ebenfalls durch den Filter laufen lassen. Das gesamte gelbe Produkt sollte im Filter hängen bleiben.
- ⑤ Spülen Sie nun den Filterkuchen (d.h. das gelbe Pigment) mit ca. 50 ml deionisiertem Wasser, um allfällig anhaftende Kaliumnitrat-Lösung wegzuschwemmen.
- ⑥ Sobald nichts mehr durch den Filter tropft, stellen Sie den Glastrichter samt Filter in einen trockenen Erlenmeyer 150 ml. Bringen Sie diesen in den rund 150 °C warmen Trockenschrank. Dort wird er belassen, bis alles Wasser verdunstet ist, was mehrere Stunden dauert (z.B. über Nacht).
- ⑦ Wägen Sie nun das Filterpapier samt Pigment auf 0.01 g genau. Berechnen Sie daraus die Masse an erhaltenem Blei(II)-iodid und bestimmen Sie dessen Ausbeute bezogen auf den theoretisch zu erwartenden Wert gemäß stöchiometrischer Berechnung.
- ⑧ Geben Sie alle Glaswaren zum Waschen, räumen Sie den Arbeitsplatz auf und geben Sie das hergestellte Farbpigment in den bereit gestellten Vorratsbehälter.



## Experiment 6.1

*Tragen Sie eine Schutzbrille und einen Labormantel!*

*Vorsicht: Salzsäure ist stark ätzend! Tragen Sie daher Handschuhe und vermeiden Sie Spritzer. Wischen Sie allfällig verschüttete Tropfen sofort auf. Arbeiten Sie mit Vorteil im Abzug.*

- ① Geben Sie einen Polylöffel Calciumcarbonat (= Kalk) in einen Erlenmeyer 150 ml.
- ② Füllen Sie etwa 10 ml konzentrierte Salzsäure aus der Vorratsflasche in ein Becherglas 50 ml.
- ③ Gießen Sie nun *vorsichtig* die Salzsäure aus dem Becherglas über das Calciumcarbonat im Erlenmeyer.
- ④ Entsorgen Sie das Reaktionsgemisch im Erlenmeyer unter laufendem Wasser in den Abguß und spülen Sie die verwendeten Glaswaren vor. Geben Sie sie dann zum Waschen und räumen Sie den Arbeitsplatz auf.

# **Kapitel-Tests zum Leitprogramm**

**»Stöchiometrie«**

## **Kapiteltest 1.1**

- 1) Billard-Kugeln sind alle gleich schwer. Wie kann man über eine Massen-Messung herausfinden, wie viele Billard-Kugeln vorhanden sind?
- 2) Warum ist die mittlere Atommasse nicht einfach das arithmetische Mittel der natürlich auftretenden Isotopenmassen?
- 3) Bestimmen Sie die relative Molekülmasse von Kohlendioxid. Seine Formel ist  $\text{CO}_2$ .



## **Kapiteltest 1.2**

- 1) Erklären Sie in höchstens drei Sätzen, welcher Zusammenhang zwischen der Anzahl und der Gesamtmasse gleich schwerer Objekte vorliegt.
- 2) Was versteht man unter einem mit der Häufigkeit gewichteten Mittelwert?
- 3) Bestimmen Sie die relative Molekülmasse von Stickstoffdioxid. Seine Formel ist  $\text{NO}_2$ .

### **Kapiteltest 1.3**

- 1) Ein Blatt Papier ist 2 g schwer. Wie viele Blatt Papier sind in einem kg dieser Papiersorte enthalten?
- 2) Die relative Masse eines Sauerstoff-Moleküls beträgt 32.00 u. Wie groß ist dann die molare Masse von Sauerstoff-Molekülen?
- 3) Welche Bedeutung kommt der Einheit „mol“ zu? Formulieren Sie höchstens drei Sätze.

### **Kapiteltest 1.4**

- 1) Weshalb kann man die Anzahl der Moleküle in 10 ml Alkohol nicht direkt auszählen?
- 2) In welcher Einheit wird die relative Masse, die absolute Masse bzw. die molare Masse einer Teilchen-Sorte angegeben?
- 3) Bestimmen Sie die molare Masse von Lachgas. Seine Formel ist  $\text{N}_2\text{O}$ .

## **Kapiteltest 2.1**

- 1) Berechnen Sie die molare Masse von Haushaltszucker (Saccharose). Seine Formel ist  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .
- 2) Wie viele mol Teilchen sind in 1'369.36 g Haushaltszucker enthalten?
- 3) In welchem Teilchen-Verhältnis reagieren Wasserstoff-Moleküle und Sauerstoff-Moleküle, wenn sie sich zu Wasser-Molekülen umsetzen?

## **Kapiteltest 2.2**

- 1) Stellen Sie die Reaktionsgleichung der Verbrennung von Butan (Formel:  $C_4H_{10}$ ) in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser auf.
- 2) In welchem Teilchen-Verhältnis reagieren Butan-Moleküle mit Sauerstoff-Molekülen?
- 3) Wie viele g Kohlendioxid entstehen, wenn 29.07 g Butan verbrennen?

### **Kapiteltest 2.3**

- 1) Stellen Sie die Reaktionsgleichung der Verbrennung von Octan (Formel:  $C_8H_{18}$ ) in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser auf.
- 2) In welchem Teilchen-Verhältnis entstehen dabei Kohlendioxid-Moleküle und Wasser-Moleküle?
- 3) Wie viele g Sauerstoff muß man nehmen, um 228.52 g Octan verbrennen zu können?

## **Kapiteltest 2.4**

- 1) Wie viele mol Teilchen sind in 54.06 g Wasser enthalten?
- 2) Wie vielen g Ammoniak entsprechen 11 mol?
- 3) Geben Sie in höchstens drei Sätzen an, welche Informationen Sie für eine allfällige stöchiometrische Berechnung aus der folgenden Reaktionsgleichung lesen können:  
$$\text{S}_8 + 12 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{SO}_3$$

### Kapiteltest 3

Da die experimentellen Daten von sämtlichen Schülern individuell sind, gibt es in diesem Kapitel nur einen einzigen Kapiteltest. Dieser „Einheitstest“ bezieht sich dann aber auf die konkreten Werte aus dem Experiment, die der jeweilige Schüler mit in den Test bringt.

Um aber auch dann einen Kapiteltest durchführen zu können, wenn das Experiment aus irgend einem Grund nicht erfolgreich durchgeführt werden konnte, werden im folgenden Beispieldaten angegeben, auf die sich die Lösungen dieses Kapiteltests – die ja nicht verbindlich angegeben werden können – beziehen. Damit kann bei Bedarf auch eine Wiederholung des Kapiteltests mit anderen Daten durchgeführt werden.

Beispiel-Daten:

<i>Stoff</i>	<i>Gewogene Masse</i>	<i>Berechnete molare Masse</i>
Kupfer	0.522 g	63.55 g/mol
Schwefel	0.875 g	256.48 g/mol
Kupfer(I)-sulfid	0.621 g	159.16 g/mol
Sauerstoff	Keine Eintragung möglich	32.00 g/mol
Schwefeldioxid	Keine Eintragung möglich	64.06 g/mol

- 1) Wie viele g Kupfer(I)-sulfid hätte man aus der von Ihnen eingewogenen Masse an Kupfer maximal erhalten können?  
Beschreiben Sie auch in wenigen Sätzen Ihren Lösungsweg für dieses Problem.
- 2) Wie groß war die Ausbeute an Kupfer(I)-sulfid in Ihrem Experiment?
- 3) Berechnen Sie, ohne Ihre Antworten zu konsultieren, die Masse an Schwefeldioxid, die beim Verbrennen des überschüssigen Schwefels entstanden ist.



### **Kapiteltest 4.1**

Wie viele g Kohlendioxid entstehen, wenn 10.00 g Hexan (Formel:  $C_6H_{14}$ ) in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser verbrannt werden?

Überprüfen Sie am Schluß Ihre Berechnungen anhand des Massenerhaltungssatzes.

## **Kapiteltest 4.2**

Wie viele g Octan (Formel:  $C_8H_{18}$ ) muß man in Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser verbrennen, um 7.00 g Wasser zu erhalten?

Überprüfen Sie am Schluß Ihre Berechnungen anhand des Massenerhaltungssatzes.

### **Kapiteltest 4.3**

Weißer Phosphor (Formel:  $P_4$ ) kann mit Sauerstoff zu Phosphor(V)-oxid (Formel:  $P_4O_{10}$ ) verbrannt werden. Wie viele g Phosphor(V)-oxid erhält man aus 8.00 g weißem Phosphor?

Überprüfen Sie am Schluß Ihre Berechnungen anhand des Massenerhaltungssatzes.

### **Kapiteltest 4.4**

Elementarer Kohlenstoff kann statt zu Kohlendioxid auch zu Kohlenmonoxid (Formel: CO) verbrennen, wenn ein Mangel an Sauerstoff herrscht. Wie viele g Kohlenstoff müssen verbrannt worden sein, wenn nach der Reaktion 12.00 g Kohlenmonoxid vorliegen?

Überprüfen Sie am Schluß Ihre Berechnungen anhand des Massenerhaltungssatzes.

### **Kapiteltest 5.1**

- 1) Warum erhält man bei der Reaktion von 5.00 g Wasserstoff mit 5.00 g Sauerstoff nicht 10.00 g Wasser?
- 2) Von welchem der beiden Edukte wird nach der Reaktion ein Rest unverändert zurückbleiben?
- 3) Berechnen Sie die Stoffmengen-Konzentration einer wäßrigen Lösung, die ein Volumen von 200 ml aufweist, und in der 2.70 g Kaliumiodid (Formel: KI) gelöst sind.

## **Kapiteltest 5.2**

- 1) 20.0 g Eisen(II)-sulfid (Formel: FeS) kann man nicht herstellen, indem man 10.0 g Eisen mit 10.0 g Schwefel zur Reaktion bringt. Erklären Sie, warum das so ist.
- 2) Von welchem der beiden Edukte werden Sie eine größere Masse einsetzen müssen?
- 3) Berechnen Sie die Stoffmengen-Konzentration einer wässrigen Lösung, die ein Volumen von 250 ml aufweist, und in der 1.10 g Natriumiodid (Formel: NaI) gelöst sind.

### **Kapiteltest 5.3**

- 1) Erhält man 7.00 g Natriumiodid (Formel: NaI), wenn man 3.50 g Natrium mit 3.50 g Iod reagieren läßt?
- 2) Erklären Sie in höchstens drei Sätzen, wie man aus dem Volumen eines flüssigen Reinstoffes auf die darin enthaltene Anzahl Teilchen in mol schließen kann.
- 3) Berechnen Sie die Stoffmengen-Konzentration einer wäßrigen Lösung, die ein Volumen von 500 ml aufweist, und in der 12.70 g Kaliumfluorid (Formel: KF) gelöst sind.

### **Kapiteltest 5.4**

- 1) Erklären Sie in höchstens drei Sätzen, wie man aus dem Volumen eines gasförmigen Reinstoffes auf die darin enthaltene Anzahl Teilchen in mol schließen kann.
- 2) Wie viele g sind 50.0 ml Wasser bei 80 °C? Die Dichte beträgt dann 0.972 g/cm<sup>3</sup>.
- 3) Berechnen Sie die Stoffmengen-Konzentration einer wässrigen Lösung, die ein Volumen von 200 ml aufweist, und in der 3.41 g Kochsalz (Formel: NaCl) gelöst sind.



### **Kapiteltest 6.1**

- 1) Nennen Sie zwei Gründe, warum man in aller Regel bei einer chemischen Reaktion nicht so viel an Produkten erhält, wie die stöchiometrische Berechnung angibt.
- 2) Statt der erwarteten 8 g liefert eine chemische Reaktion nur 6 g Produkt. Wie groß ist dann die Ausbeute?
- 3) Warum kann sich kein dynamisches Gleichgewicht einstellen, wenn bei einer Reaktion ein gasförmiges Produkt entweicht?

## **Kapiteltest 6.2**

- 1) Erklären Sie in höchstens fünf Sätzen, was mit dem „dynamischen Gleichgewicht“ einer chemischen Reaktion gemeint ist.
- 2) Warum erhält man nicht die stöchiometrisch berechnete Menge an Produkten, wenn sich bei einer chemischen Reaktion ein dynamisches Gleichgewicht eingestellt hat?
- 3) Statt der erwarteten 12 g liefert eine chemische Reaktion nur 9 g Produkt. Wie groß ist dann die Ausbeute?

### **Kapiteltest 6.3**

- 1) Von welchen zwei Einflußfaktoren hängt der dynamische Gleichgewichts-Zustand einer chemischen Reaktion ab?
- 2) Wie verändert sich die Geschwindigkeit der Rückreaktion eines chemischen Vorgangs, bevor sich der dynamische Gleichgewichts-Zustand eingestellt hat?
- 3) Statt der erwarteten 10 g liefert eine chemische Reaktion nur 8 g Produkt. Wie groß ist dann die Ausbeute?

### **Kapiteltest 6.4**

- 1) Wie verändert sich die Geschwindigkeit der Hinreaktion eines chemischen Vorgangs, bevor sich der dynamische Gleichgewichts-Zustand eingestellt hat?
- 2) Statt der erwarteten 25 g liefert eine chemische Reaktion nur 5 g Produkt. Wie groß ist dann die Ausbeute?
- 3) Ist es möglich, daß man nach Ablauf einer chemischen Reaktion eine größere Masse bekommt, als man stöchiometrisch berechnet hat?

### **Lösungen zum Kapiteltest 1.1**

- 1) Man dividiert die Gesamtmasse aller Billard-Kugeln durch die Masse einer einzelnen Billard-Kugel.
- 2) Weil die einzelnen Isotope in unterschiedlichen natürlichen Häufigkeiten auftreten. Daher muß man einen gewichteten Mittelwert bestimmen.
- 3) Die relative Molekülmasse von Kohlendioxid beträgt 44.01 u.

### **Lösungen zum Kapiteltest 1.2**

- 1) Sind Objekte gleich schwer, so sind deren Gesamtmasse und deren Anzahl proportional zueinander. Somit läßt sich bei Kenntnis der Einzelmasse eines Objekts aus der Gesamtmasse die Anzahl der Objekte errechnen.
- 2) Das ist ein Mittelwert, bei dem der Beitrag jeder einzelnen Objekt-Sorte mit der Häufigkeit seines Auftretens gewichtet wird.
- 3) Die relative Molekülmasse von Stickstoffdioxid beträgt 46.01 u.

### **Lösungen zum Kapiteltest 1.3**

- 1) Es sind 500 Blatt Papier enthalten.
- 2) Die molare Masse von Sauerstoff-Molekülen beträgt 32.00 g/mol.
- 3) Das mol ist eine Einheit, mit der eine Anzahl von Teilchen gezählt wird. Dabei entspricht 1 mol  $6.022 \cdot 10^{23}$  Teilchen.

### **Lösungen zum Kapiteltest 1.4**

- 1) In 10 ml Alkohol sind so viele Moleküle enthalten, daß man Millionen von Jahren mit Zählen beschäftigt wäre. Zudem lassen sich einzelne Moleküle nicht handhaben.
- 2) Die Einheit der relativen Masse ist u, die Einheit der absoluten Masse ist g, und die Einheit der molaren Masse ist g/mol.
- 3) Die molare Masse von Lachgas beträgt 44.02 g/mol.

### **Lösungen zum Kapiteltest 2.1**

- 1) Die molare Masse von Haushaltszucker beträgt 342.34 g/mol.
- 2) Es sind 4 mol Teilchen.
- 3) Die Reaktionsgleichung zeigt: Das Teilchen-Verhältnis ist 2 zu 1.

### **Lösungen zum Kapiteltest 2.2**

- 1) Die Reaktionsgleichung lautet:  $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$
- 2) Das Verhältnis beträgt 2 zu 13.
- 3) 29.07 g Butan entsprechen gerade 0.5 mol. Es entsteht viermal so viel Kohlendioxid, also 2 mol. Dies entspricht 88.02 g.

### **Lösungen zum Kapiteltest 2.3**

- 1) Die Reaktionsgleichung lautet:  $2 \text{C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{O}_2 \rightarrow 16 \text{CO}_2 + 18 \text{H}_2\text{O}$
- 2) Das Verhältnis beträgt 8 zu 9.
- 3) 228.52 g Octan entsprechen gerade 2 mol. Man benötigt zwölfeinhalbmal so viel Sauerstoff, also 25 mol. Dies entspricht 800.00 g.

### **Lösungen zum Kapiteltest 2.4**

- 1) Da die molare Masse von Wasser 18.02 g/mol beträgt, sind das 3 mol Teilchen.
- 2) Da die molare Masse von Ammoniak 17.04 g/mol beträgt, sind das 187.44 g.
- 3) Schwefel-Moleküle und Sauerstoff-Moleküle reagieren im Teilchen-Verhältnis 1 zu 12. Man erhält achtmal so viele Schwefeltrioxid-Moleküle, wie man Schwefel-Moleküle reagieren lassen hat, aber nur zwei Drittel mal so viele, wie man Sauerstoff-Moleküle reagieren lassen hat. Das Schwefel-Molekül besteht aus acht Schwefel-Atomen, das Sauerstoff-Molekül aus zwei Sauerstoff-Atomen, und das Schwefeltrioxid-Molekül aus einem Schwefel-Atom und drei Sauerstoff-Atomen.

### Lösungen zum Kapiteltest 3

Die hier angegebenen Lösungen beziehen sich auf die im Kapiteltest aufgeführten Beispiel-Daten. Bei Verwendung der von den Schülern mitgebrachten Daten können sie erst während des Tests auf analoge Art und Weise berechnet werden.

Die Reaktionsgleichungen lauten:



Beispiel-Daten:

Stoff	Gewogene Masse	Berechnete molare Masse
Kupfer	0.522 g	63.55 g/mol
Schwefel	0.875 g	256.48 g/mol
Kupfer(I)-sulfid	0.621 g	159.16 g/mol
Sauerstoff	Keine Eintragung möglich	32.00 g/mol
Schwefeldioxid	Keine Eintragung möglich	64.06 g/mol

- 1) 0.522 g Kupfer entsprechen 0.008214 mol. Gemäß Koeffizienten in der Reaktionsgleichung entstehen halb so viele Formeleinheiten  $\text{Cu}_2\text{S}$ , also 0.004107 mol. Dies wiederum entspricht 0.654 g.  
⇒ Aus 0.522 g Kupfer hätte man maximal 0.654 g Kupfer(I)-sulfid erhalten können.
- 2) 0.621 g Kupfer(I)-sulfid wurden tatsächlich erhalten. Dies sind von den maximal herstellbaren 0.654 g  $(100 \cdot 0.621 \text{ g}) : (0.654 \text{ g}) = 95 \%$ .  
⇒ Die Ausbeute an Kupfer(I)-sulfid im durchgeführten Experiment war 95 %.
- 3) Wenn aus 0.522 g Kupfer 0.621 g Kupfer(I)-sulfid entstanden sind, dann haben in dieser Reaktion offenbar  $(0.621 \text{ g} - 0.522 \text{ g}) = 0.099 \text{ g}$  Schwefel reagiert. Eingewogen wurden aber 0.875 g Schwefel. Somit müssen  $(0.875 \text{ g} - 0.099 \text{ g}) = 0.776 \text{ g}$  Schwefel mit Sauerstoff zu Schwefeldioxid verbrannt worden sein. Das entspricht 0.003026 mol. Gemäß Koeffizienten in der Reaktionsgleichung entstehen achtmal so viele Schwefeldioxid-Moleküle, also 0.024205 mol. Dies wiederum entspricht 1.551 g.  
⇒ Der restliche Schwefel reagierte zu 1.551 g Schwefeldioxid.

## Lösungen zum Kapiteltest 4.1

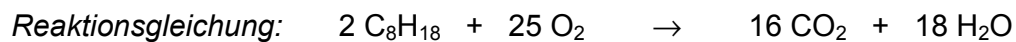


Stoff-Formel	Molare Masse <i>M</i>	Absolute Masse <i>m</i>	Teilchenzahl <i>n</i>
$\text{C}_6\text{H}_{14}$	86.20 g/mol	10.00 g	0.11600928 mol
$\text{O}_2$	32.00 g/mol	35.27 g	1.102088167 mol
$\text{CO}_2$	44.01 g/mol	30.63 g	0.696055684 mol
$\text{H}_2\text{O}$	18.02 g/mol	14.63 g	0.812064965 mol

Probe:  $10.00 \text{ g} + 35.27 \text{ g} = 30.63 \text{ g} + 14.63 \text{ g}$  ✓  
(Die Abweichung in der letzten Stelle ist ein Rundungsfehler)

Antwort: Es entstehen 30.63 g Kohlendioxid.

## Lösungen zum Kapiteltest 4.2



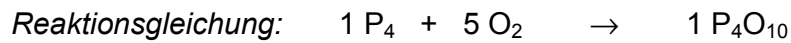
Stoff-Formel	Molare Masse <i>M</i>	Absolute Masse <i>m</i>	Teilchenzahl <i>n</i>
$\text{C}_8\text{H}_{18}$	114.26 g/mol	4.93 g	0.043161918 mol
$\text{O}_2$	32.00 g/mol	17.26 g	0.539523985 mol
$\text{CO}_2$	44.01 g/mol	15.20 g	0.34529535 mol
$\text{H}_2\text{O}$	18.02 g/mol	7.00 g	0.388457269 mol

Probe:  $4.93 \text{ g} + 17.26 \text{ g} = 15.20 \text{ g} + 7.00 \text{ g}$  ✓  
(Die Abweichung in der letzten Stelle ist ein Rundungsfehler)

Antwort: Man muß 4.93 g Octan verbrennen.



### Lösungen zum Kapiteltest 4.3



<b>Stoff-Formel</b>	<b>Molare Masse <math>M</math></b>	<b>Absolute Masse <math>m</math></b>	<b>Teilchenzahl <math>n</math></b>
$\text{P}_4$	123.88 g/mol	8.00 g	0.064578624 mol
$\text{O}_2$	32.00 g/mol	10.33 g	0.322893122 mol
$\text{P}_4\text{O}_{10}$	283.88 g/mol	18.33 g	0.064578624 mol

Probe:  $8.00 \text{ g} + 10.33 \text{ g} = 18.33 \text{ g}$  ✓

Antwort: Man erhält 18.33 g Phosphor(V)-oxid.

### Lösungen zum Kapiteltest 4.4



<b>Stoff-Formel</b>	<b>Molare Masse <math>M</math></b>	<b>Absolute Masse <math>m</math></b>	<b>Teilchenzahl <math>n</math></b>
$\text{C}$	12.01 g/mol	5.15 g	0.428418422 mol
$\text{O}_2$	32.00 g/mol	6.85 g	0.214209211 mol
$\text{CO}$	28.01 g/mol	12.00 g	0.428418422 mol

Probe:  $5.15 \text{ g} + 6.85 \text{ g} = 12.00 \text{ g}$  ✓

Antwort: Es müssen 5.15 g Kohlenstoff verbrannt worden sein.

### **Lösungen zum Kapiteltest 5.1**

- 1) Gemäß Reaktionsgleichung benötigt man doppelt so viele Wasserstoff-Moleküle wie Sauerstoff-Moleküle. Zudem sind die molaren Massen von Wasserstoff und Sauerstoff sehr unterschiedlich (2.02 g/mol bzw. 32.00 g/mol). Daher wäre es ein unglaublicher Zufall, wenn gerade identische Massen der beiden Edukte vollständig miteinander reagieren würden. Im vorliegenden Fall muß das Massen-Verhältnis Wasserstoff zu Sauerstoff 1 zu 7.92 betragen.
- 2) Es würde Wasserstoff übrig bleiben, da das reagierende Massen-Verhältnis von Wasserstoff zu Sauerstoff – wie oben erwähnt – 1 zu 7.92 beträgt. Damit geht der Sauerstoff als erster aus.
- 3) Die molare Masse von KI beträgt 166.00 g/mol. 2.70 g entsprechen daher 0.0163 mol. Da aber das Volumen der Lösung nicht 1 Liter ist, sondern 200 ml, beträgt die Stoffmengen-Konzentration 0.081 mol/l.

### **Lösungen zum Kapiteltest 5.2**

- 1) Wie die Formel von Eisen(II)-sulfid zeigt, beträgt das Atomzahlen-Verhältnis der reagierenden Edukte 1 zu 1. Da aber Eisen-Atome und Schwefel-Atome nicht die gleiche Masse aufweisen, können unmöglich gleiche Massen der beiden Edukte vollständig miteinander reagieren.
- 2) Die molare Masse von Eisen-Atomen beträgt 55.85 g/mol, diejenige von Schwefel-Atomen 32.06 g/mol. Damit wird bei je 10.0 g Vorrat zuerst das schwerere Eisen ausgehen, da ja beide Atom-Sorten 1 zu 1 miteinander reagieren. Folglich muß man mehr als 10.0 g Eisen und weniger als 10.0 g Schwefel einsetzen, um die gewünschten 20.0 g Eisen(II)-sulfid zu erhalten.
- 3) Die molare Masse von NaI beträgt 149.89 g/mol. 1.10 g entsprechen daher 0.0073 mol. Da aber das Volumen der Lösung nicht 1 Liter ist, sondern 250 ml, beträgt die Stoffmengen-Konzentration 0.029 mol/l.

### **Lösungen zum Kapiteltest 5.3**

- 1) Nein, das ist bestimmt nicht der Fall. Die Formel  $\text{NaI}$  zeigt, daß die beiden Atom-Sorten Natrium und Iod im Zahlen-Verhältnis 1 zu 1 miteinander reagieren müssen. Da aber die molare Masse von Natrium-Atomen  $22.99 \text{ g/mol}$  und diejenige von Iod-Atomen  $126.90 \text{ g/mol}$  beträgt, können die beiden Elementarstoffe sicher nicht im Massen-Verhältnis 1 zu 1 vollständig miteinander reagieren.
- 2) Bei Kenntnis der Dichte des flüssigen Reinstoffes bei der vorliegenden Temperatur läßt sich aus dem Volumen die Masse des Stoffes berechnen. Diese wiederum läßt sich wie gewohnt über die molare Masse des Stoffes in eine Teilchenzahl in mol umrechnen.
- 3) Die molare Masse von  $\text{KF}$  beträgt  $58.10 \text{ g/mol}$ .  $12.70 \text{ g}$  entsprechen daher  $0.2186 \text{ mol}$ . Da aber das Volumen der Lösung nicht 1 Liter ist, sondern  $500 \text{ ml}$ , beträgt die Stoffmengen-Konzentration  $0.437 \text{ mol/l}$ .

### **Lösungen zum Kapiteltest 5.4**

- 1) Man muß die Temperatur und den Druck der gasförmigen Probe kennen. Dann kann man nach Umformung der Gleichung idealer Gase nach der Teilchenzahl  $n$  aus dem Volumen der Probe direkt die gesuchte Teilchenzahl in mol berechnen.
- 2)  $1 \text{ ml}$  ist dasselbe wie  $1 \text{ cm}^3$ . Folglich muß man nur noch das gegebene Volumen mit der Dichte multiplizieren. Man erhält so eine Masse von  $48.6 \text{ g}$ .
- 3) Die molare Masse von  $\text{NaCl}$  beträgt  $58.44 \text{ g/mol}$ .  $3.41 \text{ g}$  entsprechen daher  $0.0584 \text{ mol}$ . Da aber das Volumen der Lösung nicht 1 Liter ist, sondern  $200 \text{ ml}$ , beträgt die Stoffmengen-Konzentration  $0.292 \text{ mol/l}$ .

### **Lösungen zum Kapiteltest 6.1**

- 1) Mögliche Gründe sind: Die Reaktion läuft unter den gegebenen Bedingungen nicht oder zu langsam ab; es hat sich ein dynamischer Gleichgewichts-Zustand eingestellt; bei der praktischen Durchführung der Reaktion sind Verluste eingetreten; ein Produkt hat in einer Folgereaktion reagiert.
- 2) Die Ausbeute beträgt dann 75 %.
- 3) Die Rückreaktion ist nur möglich, wenn die Produkt-Teilchen wieder zusammenstoßen können. Das ist natürlich nicht möglich, wenn sie gar nicht mehr da sind. Eine ablaufende Rückreaktion stellt nun aber eine unverzichtbare Bedingung für die Einstellung des dynamischen Gleichgewichts-Zustands dar.

### **Lösungen zum Kapiteltest 6.2**

- 1) Die Edukte reagieren nicht vollständig zu den Produkten, da es neben der eigentlichen (Hin-)Reaktion auch eine Rückreaktion gibt, welche die Produkt-Teilchen wieder in die Edukt-Teilchen zurückverwandelt. So kommt es zu einem Zustand, in dem die Hinreaktion und die Rückreaktion gleich schnell ablaufen, und sämtliche in der Reaktionsgleichung auftretenden Teilchen-Sorten (und damit Stoff-Sorten) vorhanden sind.
- 2) Wenn sich ein dynamisches Gleichgewicht eingestellt hat, liegen immer noch Edukt-Teilchen vor, die rein theoretisch zu Produkt-Teilchen umgesetzt werden könnten. Damit bekommt man weniger Produkt-Teilchen, als man stöchiometrisch berechnet.
- 3) Die Ausbeute beträgt dann 75 %.

### **Lösungen zum Kapiteltest 6.3**

- 1) Der dynamische Gleichgewichts-Zustand hängt vor allem von der anfänglichen Konzentration der Reaktanden ab und von der grundsätzlichen „Bereitschaft“ der Hinreaktion und der Rückreaktion, überhaupt abzulaufen.
- 2) Die Geschwindigkeit der Rückreaktion nimmt zu, da auch die Konzentration der Produkt-Teilchen zunimmt. Dies führt zu einer erhöhten Wahrscheinlichkeit, daß die Produkt-Teilchen zusammenstoßen und somit miteinander reagieren.
- 3) Die Ausbeute beträgt dann 80 %.

## **Lösungen zum Kapiteltest 6.4**

- 1) Die Geschwindigkeit der Hinreaktion nimmt ab, da auch die Konzentration der Edukt-Teilchen abnimmt. Dies führt zu einer verringerten Wahrscheinlichkeit, daß die Edukt-Teilchen zusammenstoßen und somit miteinander reagieren.
- 2) Die Ausbeute beträgt dann 20 %.
- 3) Ja, das ist möglich. Dies bedeutet, daß im Verlauf der Reaktion ein Produkt entweichen kann und sich somit der Massen-Messung entzieht. Dann haben die Produkte, die zurückbleiben, eine kleinere Masse als die Edukte zusammen, was aber natürlich keiner Verletzung des Massenerhaltungssatzes entspricht.  
Nur, wenn die Reaktion vollständig ablaufen würde, würde im Realexperiment die stöchiometrisch berechnete Masse gemessen. Läuft sie nicht vollständig ab, so ist die gemessene Masse größer als erwartet. Allerdings hat man dann aber nicht etwa mehr Masse an Reaktionsprodukt, d.h. eine Ausbeute von über 100 %, sondern eben noch vom Edukt mit der größeren (molaren) Masse als das Produkt.