

## Vom Atom zur abwiegbaren Masse – eine Einführung in chemisches Rechnen durch einen Lehrervortrag und individuelles Üben

Anke Löwe, Bielefeld

**Niveau:** Sek. I/II bzw. Übergang Sek. I zu Sek. II

**Dauer:** 6–8 Unterrichtsstunden

### Konzeptbezogene Kompetenzen der Sek. I<sup>1</sup>:

Die Schülerinnen und Schüler<sup>2</sup> können ...

- chemische Reaktionen durch Reaktionsschemata in Wort- und evtl. in Symbolformulierungen unter Angabe des Atomzahlenverhältnisses beschreiben und die Gesetzmäßigkeit der konstanten Atomanzahl-Verhältnisse erläutern. (Stufe I)
- Stoffe durch Formeln und Reaktionen durch Reaktionsgleichungen beschreiben und dabei in quantitativen Aussagen die Stoffmenge benutzen und einfache stöchiometrische Berechnungen durchführen. (Stufe II)

### Übergeordnete Kompetenzerwartungen des Kernlehrplans Sek. II<sup>3</sup>

Die Schülerinnen und Schüler können ...

- ausgewählte Phänomene und Zusammenhänge erläutern und dabei Bezüge zu übergeordneten Prinzipien, Gesetzen und Basiskonzepten der Chemie herstellen. (Umgang mit Fachwissen)
- Daten bezüglich einer Fragestellung interpretieren, daraus qualitative und quantitative Zusammenhänge ableiten und diese in Form einfacher funktionaler Beziehungen beschreiben. (Erkenntnisgewinnung – E5-Auswertung)
- Modelle begründet auswählen und zur Beschreibung, Erklärung und Vorhersage chemischer Vorgänge verwenden (auch in einfacher, formalisierter oder mathematischer Form). (Erkenntnisgewinnung)
- in vorgegebenen Zusammenhängen selbstständig und in Partnerarbeit chemische und mathematische Fragestellungen mithilfe von Fachinformationen bearbeiten. (Kommunikation)

### Der Beitrag enthält Materialien für:

- ✓ Lehrervortrag (direkte Instruktion) ✓ selbstständiges Üben und Wiederholen
- ✓ kooperatives Arbeiten ✓ Hausaufgaben ✓ schrittweises Üben von Aufgaben

## Hintergrundinformationen

Ein Problem in der Umsetzung des Kernlehrplans Sek. I und II z. B. in NRW ist, dass Begriffe wie „Mol“, „molare Masse“ und „molares Volumen“ in den zu erreichenden Kompetenzen nicht direkt vorkommen, aber im Kernlehrplan der Sek. II die Fähigkeit des Umgangs mit mathematischen „Dingen“ im Bereich der Erkenntnisgewinnung stets vorausgesetzt wird. Auch beim Kompetenzerwerb im Bereich Fachwissen ist es selbstverständlich, dass Begriffe wie „Stoffmengenkonzentration“, „pH-Wert“ und


<sup>1</sup> Hier werden die für diese Reihe relevanten Kompetenzen genannt, die in NRW in der Sek. I erworben werden. Teilweise sind sie Voraussetzung für die Durchführung der Reihe, teilweise werden sie in der Reihe erarbeitet.

<sup>2</sup> Im weiteren Verlauf wird aus Gründen der einfacheren Lesbarkeit nur „Schüler“ verwendet. Schülerinnen sind genauso gemeint.

<sup>3</sup> Kernlehrplan NRW, S. 20–21

elektrochemische Größen bekannt sind und mit ihnen z. B. zur quantitativen Auswertung von Messergebnissen (Kohlenstoffdioxidbildung bei der Reaktion von Marmor mit Salzsäure) gerechnet werden kann. In den Lehrplänen wird aber in keiner Form auf die konkrete Vermittlung der fachlichen Grundlagen für diese Berechnungen eingegangen. Die z. B. von der Landesregierung NRW zur Verfügung gestellten beispielhaften Unterrichtsvorhaben der Sek. II sprechen von Wiederholungen zu den entsprechenden Themen, wobei in der Sek. I die Themen nicht explizit in den Kompetenzen genannt werden, sondern nur in der Vernetzung mit der Mathematik zur Sprache kommen.<sup>4</sup> Da die mathematischen und kognitiven Kompetenzen, die für das Erfassen dieser Thematik nötig sind, in der Regel erst an der Schnittstelle zwischen der Sekundarstufe I und II vorhanden sind, die zu erlernenden Inhalte für die Sekundarstufe II aber vorausgesetzt werden, erscheint die Vermittlung dieses Themas gerade zu diesem Zeitpunkt sinnvoll.

### Hinweise zur Didaktik und Methodik

Die Unterrichtseinheit besteht aus einer direkten Instruktion durch die Lehrkraft anhand eines PowerPoint-Vortrags (siehe  **CD 55** sowie **M 1**), einem Handout in Form von Lückentexten (**M 2 a-c**), anschließenden Übungsaufgaben (**M 3 a-e** und **M 4 a-b**) und einer Leistungskontrolle (**M 5**) inklusive Lösungen für sämtliche Aufgaben. Die Übungsblätter ermöglichen es den Schülern, angeleitet durch Übungsaufgaben Schritt für Schritt (Scaffolding) in die Bearbeitung der Aufgaben einzusteigen und anschließend Übungsaufgaben in „klassischer“ Form zu bearbeiten. Alternativ kann auch gleich mit der klassischen Form von Übungsaufgaben, z. B. im „Lernkomprodukt“, gestartet werden.

Der **Lehrervortrag (M 1)** gliedert sich in sechs Themenfelder:

1. Das Atom – Bekanntes
2. Eine neue Einheit – die Abzählinheit Mol
3. Die molare Masse mit der Einheit g/mol
4. Das molare Volumen bei Gasen mit der Einheit l/mol
5. Reaktionsgleichungen und die molaren Größen
6. Fallbeispiel: trinkbarer Alkohol

Auch beim kooperativen Lernen nach Brüning & Saum<sup>5</sup> kann Frontalunterricht, d. h. ein Lehrervortrag, ein sinnvoller Baustein erfolgreichen Unterrichts sein. Dabei sollten sich allerdings Lehrervortrag und Schülerarbeitsphasen in kooperativen Lernformen abwechseln und die Vortragsphase sollte „zwischen zehn und 15 Minuten betragen“<sup>6</sup>.

Die sechs Themenfelder, wenn sie am Stück vorgetragen werden, sprengen sicherlich die Aufnahmekapazität jeden Schülers. Da die einzelnen Themenfelder aufeinander aufbauen, ist es sinnvoll, den Lehrervortrag je nach Lerngruppe an geeigneten Stellen mit den Übungsphasen der Schüler zu unterbrechen. Auf keinen Fall sollte der Lehrervortrag über 15 Minuten hinaus am Stück gehalten werden, da sich selbst motivierte Zuhörer nicht länger auf einen Vortrag konzentrieren können.

Sinnvollerweise wechseln sich in den Übungsphasen Einzelarbeit und Partnerarbeit ab. In der Partnerarbeit können dann die erstellten Lösungen zuerst mit dem Partner und dann mit den „fertigen“ Lösungen verglichen werden.


<sup>4</sup> Unter dem Punkt „Vernetzung mit der Mathematik“ findet man folgende Aussage: „Nach Einführung der molaren Masse und der Avogadro-Zahl werden Größengleichungen genutzt, um an Anwendungsbeispielen stöchiometrische Berechnungen durchzuführen.“ Kernlehrplan Sek. I, S. 15.

<sup>5</sup> Ludger Brüning und Tobias Saum sind im deutschsprachigen Raum wichtige Vertreter des kooperativen Lernens.

<sup>6</sup> Ludger Brüning/Tobias Saum: Erfolgreich unterrichten durch kooperatives Lernen. Band 1: Strategien zur Schüleraktivierung; Neue Deutsche Schule Verlag 2008, 4. überarb. Aufl., S. 84.

## Durchführung

Es bietet sich an, diese Einheit im Anschluss an das Ansetzen der alkoholischen Gärung durchzuführen, da die Herstellung von trinkbarem Alkohol als Einstieg in den Lehrervortrag dient. Daneben kann in der Zeit, in der diese Reihe stattfindet, die alkoholische Gärung kontinuierlich beobachtet und im Anschluss ausgewertet werden.

Grundlage und Ausgangsbasis für die Unterrichtseinheit ist der **Lehrervortrag**, der sich in Form einer PowerPoint-Präsentation auf der  **CD 55** befindet. Die Übersicht über die 30 Folien (**M 1**) kann während des Vortrags als „Spickzettel“ verwendet werden. Sämtliche Folien des Vortrags sind animiert. Aus diesem Grund ist es sinnvoll, sich vor dem Lehrervortrag die einzelnen Folien anzusehen.

## Hinweise zum Vortrag mit der PowerPoint-Präsentation

### Folie 1: Herstellung von trinkbarem Alkohol

Im Vorfeld zu dieser Einheit sollten wenn möglich Ansätze für die alkoholische Gärung in Schülerexperimenten hergestellt worden sein. Dabei wurde dann neben Früchten auch Traubenzucker mit Hefe umgesetzt und es ergibt sich die Frage, wie viel Zucker man einsetzen muss, um 100 ml Alkohol zu gewinnen.

### Folie 2: Herstellung von trinkbarem Alkohol

Hier geht es darum, den Schülern deutlich zu machen, dass die Reaktionsgleichungen Informationen zum Verhältnis der einzusetzenden Zuckermoleküle und den gebildeten Alkoholmolekülen geben, aber keine direkte Information darüber liefern, wie viel Milliliter Alkohol aus einer bestimmten Masse Traubenzucker hergestellt werden kann. So gelangt man zur Frage „Wie kommt man vom Atom zur abwiegbaren Masse?“.

Diese Frage soll nun mit dem Lehrervortrag beantwortet werden und die Schüler sollen in die Lage versetzt werden, Berechnungen zur Gewinnung von Produkten aus einer bestimmten Menge von Edukten für beliebige Reaktionsgleichungen und insbesondere für die Herstellung von Ethanol aus Traubenzucker durchführen zu können.

### Folie 3: Während des Vortrags

Mit dieser Folie wird den Schülern ihre Rolle während und nach dem Vortrag erläutert. Sie erhalten hier das Handout zum Lehrervortrag (**M 2 a-b**), wobei beide Seiten gut auf ein DIN-A4-Blatt kopiert werden können. Die Schüler machen sich mit der groben Struktur vertraut, bevor der Vortrag startet.

### Folie 4: Gliederung

Auch wenn der Vortrag wahrscheinlich nicht in Gänze gehalten wird, so ist es doch sinnvoll, die komplette Gliederung vorzustellen, um die Schüler zu informieren und ihnen deutlich zu machen, wo es „hingehen“ soll.

### Folie 5: Themenfeld 1: Das Atom – Bekanntes

Generell ist aus der Sekundarstufe I das Periodensystem der Elemente bekannt. Mit dieser Folie wird daran erinnert, welche Informationen man diesem wichtigen Werkzeug der Chemie entnehmen kann. Dabei wird der Blick am Beispiel Lithium auf die Atommasse in der Einheit  $u$  fokussiert.

**Folie 6:** Am Beispiel des Nickelatoms wird der Zusammenhang zwischen den Masseneinheiten  $u$  und Gramm veranschaulicht. Hierbei ist wichtig, den Schülern zu verdeutlichen, dass es einen Umrechnungsfaktor zwischen  $u$  und Gramm gibt, dass aber die Atommasse, in Gramm angegeben, eine „unhandliche“ Zahl ist.

# M 1 Lehrervortrag: Vom Atom zur abwiegbaren Masse

Zusätzlich zur PowerPoint-Präsentation kann die folgende Wiedergabe der einzelnen Folien der Präsentation Ihnen beim Halten des Vortrags dienen.



Folie 1

**Herstellung von trinkbarem Alkohol**

Traubenzucker + Hefe → Kohlenstoffdioxid + Ethanol

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{Hefe}} 2 CO_2 + 2 C_2H_5OH$$

Wie viel Zucker muss ich einsetzen, um 100 ml trinkbaren Alkohol herzustellen?

Folie 2

**Herstellung von trinkbarem Alkohol**

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{Hefe}} 2 CO_2 + 2 C_2H_5OH$$

Aussagen der Reaktionsgleichung:

- 1 Traubenzuckermolekül → 2 Moleküle Kohlenstoffdioxid
- 1 Traubenzuckermolekül → 2 Moleküle Ethanol

**80 g Traubenzucker:**  
Wie viel Trinkalkohol ergibt das?

Wie kommt man vom Atom zu einer abwiegbaren Masse?

Folie 3

**Während des Vortrags**

- aufmerksam zuhören
- Handout verfolgen
- fehlende Begriffe ergänzen

**Nach dem Vortrag**

- Eingetragene Begriffe vergleichen

Folie 4

**Gliederung**

- Das Atom – Bekanntes
- Eine neue Einheit – die Abkürzung Mol
- Die molare Masse mit der Einheit g/mol
- Das molare Volumen bei Gasen mit der Einheit l/mol
- Reaktionsgleichungen und die molaren Größen
- Fallbeispiel: trinkbarer Alkohol

Folie 5

**1. Das Atom – Bekanntes**

Das Periodensystem der Elemente

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Folie 6

**1. Das Atom – Bekanntes**

**Ni** (Nickel)  $m(Ni) = 58,693 \text{ u}$       $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

→  $m(Ni) = 0,000000000000000000000000009743 \text{ g}$

oder  $m(Ni) = 9,74 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

Folie 7

**1. Das Atom – Bekanntes**

Masse von Verbindungen auf der Ebene der Atome

Beispiel: Natriumchlorid – NaCl

$m(Na) = 23 \text{ u}$       $m(Cl) = 35 \text{ u}$

$m(NaCl) = 23 \text{ u} + 35 \text{ u} = 58 \text{ u}$

Folie 8

**1. Das Atom – Bekanntes**

Masse von Verbindungen auf der Ebene der Atome

Beispiel: trinkbarer Alkohol – Ethanol  $C_2H_5OH$

$m(C) = 12 \text{ u}$       $m(H) = 1 \text{ u}$       $m(O) = 16 \text{ u}$

$m(C_2H_5OH) = 2 \cdot 12 \text{ u} + 6 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 46 \text{ u}$

## M 2 a Handout zum Lehrervortrag, Teil 1

Verfolgen Sie den Vortrag Ihres Lehrers aufmerksam und ergänzen Sie die Lücken.



### Themenfeld 1 Das Atom – Bekanntes

Zu den Atomen jedes einzelnen Elements findet man die Angaben zur atomaren Masse im \_\_\_\_\_ (PSE). Die Einheit dieser sehr kleinen Massen ist u und es gilt:  $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ . So wiegt z. B. ein Nickelatom \_\_\_\_\_, aber \_\_\_\_\_. Möchte man von einer Verbindung (einem Salz oder einem Molekül) die Masse auf der Ebene der Atome bestimmen, dann muss man die entsprechenden Atommassen addieren. Z. B. hat Natriumchlorid eine Masse von  $23 \text{ u} + 35 \text{ u} = 58 \text{ u}$ . Die Masse von Ethanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , dem trinkbaren Alkohol, ist  $2 \cdot 12 \text{ u} + 6 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = \text{_____}$ .

### Themenfeld 2 Eine neue Einheit – die Abzähleinheit Mol

In der Schule werden in Versuchen die eingesetzten Massen normalerweise im Grammbereich eingesetzt. In diesen Mengen ist dann eine **unvorstellbar große Anzahl von Teilchen** enthalten. In einem Gramm Nickel sind ca. 10 Trilliarden Nickelatome enthalten.

Man sagt auch:

Die **Teilchenzahl N** Nickelatome ist gleich 100 000 000 000 000 000 000 000.

Verkürzt geschrieben: **N(Nickel-Atome) in einem Gramm = \_\_\_\_\_**

Da das Hantieren mit solchen Zahlen sehr umständlich ist, hat man 1971 eine neue physikalische Größe, die **Stoffmenge n** mit der Einheit \_\_\_\_\_ eingeführt.

Mit **einem Mol Teilchen** sind immer  $6,02 \cdot 10^{23}$  **Teilchen** gemeint.

Das ist genauso wie bei einem Paar Schuhe: Das Paar besteht immer aus 2 Schuhen, dem rechten und dem linken Schuh. Oder ein Sixpack Bier besteht immer aus 6 Flaschen, genauso wie ein Dutzend Eier immer aus 12 Eiern besteht.

Würde man nun im Labor mit zwei Mol Nickel-Atomen arbeiten, so müssten

$M(2 \text{ mol Nickelatome}) = 2 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 58,7 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = \text{_____}$   
Nickel abgewogen werden, eine durchaus vernünftige Größenordnung.

Die Zahl  $6,02 \cdot 10^{23}$  für ein Mol wirkt etwas seltsam, hat aber einen tieferen Sinn und ist für die Praxis sehr nützlich. Man hat die Zahl so gewählt, dass man für die Masse von einem Mol Kohlenstoff-Atome in der Einheit „Gramm“ genau den gleichen Zahlenwert hat, wie er sich für die Masse eines Kohlenstoff-Atoms in der Einheit „u“ ergibt. So kann man für jedes Element die Masse eines Mols aus dem PSE ablesen, da die angegebene Atommasse in der Einheit u vom Zahlenwert her identisch ist mit dem Zahlenwert der Masse von einem Mol der Atome in Gramm.

**Zahlenwert der Atommasse in u = Zahlenwert der \_\_\_\_\_ .**

### M 3 a Übungsaufgaben Schritt für Schritt

Zu jedem Themenfeld sind mehrere Aufgaben zu lösen. Dabei werden die gegebenen Hilfen von „Schritt zu Schritt“ immer weniger.



II/A

#### Themenfeld 1 Das Atom – Bekanntes

Berechnen Sie für die Stoffe die Massen ( $m$ ) auf atomarer Ebene.

##### 1.1 Kaliumbromid (Formel: KBr)

$m(\text{K}) = \underline{\hspace{2cm}}$  u – abzulesen aus dem PSE 1. Hauptgruppe, 4. Periode

$m(\text{Br}) = 79,90$  u – abzulesen aus dem PSE    Hauptgruppe,    Periode

$m(\text{KBr}) = m(\text{K}) + m(\text{Br}) = \underline{\hspace{2cm}} + 79,90$  u =                   

##### 1.2 Ethan (Formel: $\text{C}_2\text{H}_6$ )

$m(\text{C}) = \underline{\hspace{2cm}}$  u – abzulesen aus dem PSE    Hauptgruppe,    Periode

$m(\text{H}) = \underline{\hspace{2cm}}$  u – abzulesen aus dem PSE    Hauptgruppe,    Periode

$m(\text{C}_2\text{H}_6) = 2 \cdot m(\text{C}) + 6 \cdot m(\text{H}) = 2 \cdot \underline{\hspace{2cm}} + 6 \cdot \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}}$

##### 1.3 Propanol (Formel: $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ )

$m(\text{C}) = \underline{\hspace{2cm}}$  u,  $m(\text{H}) = \underline{\hspace{2cm}}$  u,  $m(\text{O}) = \underline{\hspace{2cm}}$  u

$m(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = 3 \cdot m(\text{C}) + 8 \cdot m(\text{H}) + 1 \cdot m(\text{O}) = 3 \cdot \underline{\hspace{2cm}} + 8 \cdot \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}}$

##### 1.4 Traubenzucker (Formel: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )

$m(\text{C}) = \underline{\hspace{2cm}}$ ,  $m(\text{H}) = \underline{\hspace{2cm}}$ ,  $m(\text{O}) = \underline{\hspace{2cm}}$

$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \underline{\hspace{2cm}} \cdot m(\text{C}) + \underline{\hspace{2cm}} \cdot m(\text{H}) + \underline{\hspace{2cm}} \cdot m(\text{O}) = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$

=                   



Kontrollieren Sie Ihre Lösungen mit einem Partner und nehmen Sie sich dann das nächste Themenfeld vor.

## M 3 b Übungsaufgaben Schritt für Schritt

### Themenfeld 2 Eine neue Einheit – die Abzähleinheit Mol



Exkurs: Rechnen mit Zehnerpotenzen

Es gelten folgende Regeln:

$$10^a \cdot 10^b = 10^{a+b} \quad 10^a : 10^b = 10^{a-b} \quad 0,06 \cdot 10^a = 6,00 \cdot 10^{a-2} \quad (10^a)^b = 10^{a \cdot b}$$

Angabe der Werte in  $X,XX \cdot 10^{xx}$

(Eine Zahl vor dem Komma. Auf die zweite Zahl hinter dem Komma wird gerundet.)

#### 2.1 Rechnen Sie mit Potenzen

$$10^{23} \cdot 10^{10} = 10 \text{ —} \quad 10^{23} \cdot 10^{20} = 10 \text{ —} \quad 10^{13} : 10^5 = 10 \text{ —} \quad 10^3 : 10^5 = 10 \text{ —}$$

$$7.000.000 = 7,00 \cdot 10 \text{ —} \quad 0,008 = \text{—},00 \cdot 10^{-3} \quad 0,00005671 = 5,67 \cdot 10 \text{ —}$$

#### 2.2 Berechnen Sie für die Stoffportionen die Teilchenzahl N

$$5 \text{ mol Kalium: } N = \text{—} \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \text{—} \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10 \text{ —}$$

$$0,2 \text{ mol Brom: } N = \text{—} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \text{—} \cdot 10 \text{ —}$$

0,01 mol Wassermoleküle

$$N = \text{—} \cdot \text{—} = \text{—}$$

$$= 6,02 \cdot 10 \text{ —}$$

#### 2.3 Berechnen Sie für die Teilchenzahl die Stoffmenge n

zu verwendende Formel:  $n = N : (6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1})$

$$2,5 \cdot 10^{20} \text{ Wassermoleküle: } n(\text{H}_2\text{O}) = \text{—} : 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \text{—} \text{ mol}$$

$$3,01 \cdot 10^{20} \text{ Natriumatome: } n(\text{Na}) = \text{—} : \text{—} = \text{—}$$



Kontrollieren Sie Ihre Lösungen mit einem Partner und nehmen Sie sich dann das nächste Themenfeld vor.

## M 4 a Übungsaufgaben zur Vertiefung des Vortrags – Block I

### Arbeitsaufträge

- Bearbeiten Sie alleine (d. h. in Einzelarbeit) gewissenhaft die folgenden Aufgaben. Als Hilfsmittel dient Ihnen Ihr vervollständigtes Hand-out (M 2 a–c).
- Tauschen Sie sich möglichst nach jedem Themenfeld mit einem anderen Mitschüler über Ihre Lösungen aus (Lerntempoduett!).
- Anschließend holen Sie sich die Musterlösung zu dem jeweiligen Themenfeld und vergleichen gemeinsam die Lösung mit Ihrer erarbeiteten Antwort – ergänzen oder korrigieren Sie in den eigenen Unterlagen, wenn es nötig ist.
- Bitte achten Sie auf die richtige Wahl der Einheiten.



Wichtig: Geben Sie jeweils auch den Rechenweg an!

### Themenfeld 1 Das Atom – Bekanntes

Berechnen Sie für folgende Stoffe die Massen auf atomarer Ebene:

elementares Natrium (Na), elementares Chlor (Cl<sub>2</sub>), Natriumchlorid (NaCl), Ethanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) und Hexan (C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>).

### Themenfeld 2 Eine neue Einheit – die Anzeleinheit Mol

Benennen Sie die in dem Stoff vorliegenden Teilchen (z. B. Art des Ions oder Molekül oder Atom) und berechnen Sie die Anzahl der jeweiligen Teilchen in den folgenden Stoffportionen:

0,5 mol Natrium; 2 mol Chlor; 0,01 mol Natriumchlorid; 2,5 mol Ethanol und 30 mol Hexan

Angabe der Teilchenzahl in X,XX · 10<sup>xx</sup>, d. h. auf eine Zahl vor dem Komma und auf die zweite Zahl hinter dem Komma gerundet.

### Themenfeld 3 Die molare Masse M mit der Einheit g/mol

Berechnen Sie die Massen der folgenden Stoffportionen: 0,5 mol Natrium, 2 mol Chlor, 0,01 mol Natriumchlorid, 2,5 mol Ethanol und 30 mol Hexan

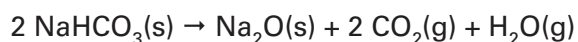
### Themenfeld 4 Das molare Volumen bei Gasen mit der Einheit l/mol

Berechnen Sie die Stoffmenge für die folgenden Gasvolumina (gemessen bei 20 °C):

10 l Sauerstoff, 6 l Wasserstoff, 12 l Butangas

### Themenfeld 5 Reaktionsgleichungen und die molaren Größen

Natriumhydrogencarbonat wird in Backpulver verwendet. Beim Erhitzen des Kuchenteigs wird Wasser und Kohlenstoffdioxid freigesetzt, das den Kuchen auftreibt.



Berechnen Sie, wie viel Milliliter Kohlenstoffdioxid bei der vollständigen Umsetzung von 3 g Natriumhydrogencarbonat (etwa der Masse in einem Päckchen Backpulver) entstehen.



Sollten Sie mit dem Block I inklusive Kontrolle und notwendigen Korrekturen fertig sein, holen Sie sich die Übungsaufgaben von Block II.



## M 4 b Übungsaufgaben zur Vertiefung des Vortrags – Block II

### Arbeitsaufträge

- Bearbeiten Sie zuerst alleine (d. h. in Einzelarbeit) gewissenhaft die folgenden Aufgaben. Als Hilfsmittel dient Ihnen Ihr vervollständigtes Handout (M 2 a–c).
- Tauschen Sie sich möglichst nach jedem Themenfeld mit einem anderen Mitschüler über Ihre Lösungen aus (Lerntempoduett!).
- Anschließend holen Sie sich die Musterlösung zu dem jeweiligen Themenfeld und vergleichen gemeinsam die Lösung mit Ihrer erarbeiteten Antwort – ergänzen oder korrigieren Sie in den eigenen Unterlagen, wenn es nötig ist.
- Bitte achten Sie auf die richtige Wahl der Einheiten.



Wichtig: Geben Sie jeweils auch den Rechenweg an!

### Themenfeld 1 Das Atom – Bekanntes

Berechnen Sie für folgende Stoffe die Massen auf atomarer Ebene:

Strontiumsulfid  $\text{SrS}$ , Kaliumpermanganat  $\text{KMnO}_4$ , Kaliumphosphat  $\text{K}_3\text{PO}_4$  und Aluminiumsulfat  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

### Themenfeld 2 Eine neue Einheit – die Abzähleinheit Mol

Berechnen Sie die Anzahl der jeweiligen Teilchen in den folgenden Stoffportionen:

2,5 mol Ammoniak, 0,5 mol Wasser, 1,2 mol Kohlenstoffdioxid und 4 mol Schwefelsäure

Angabe der Teilchenzahl in  $X,XX \cdot 10^{XX}$ , d. h. auf eine Zahl vor dem Komma und auf die zweite Zahl hinter dem Komma gerundet.

### Themenfeld 3 Die molare Masse M mit der Einheit g/mol

Berechnen Sie die Massen der folgenden Stoffportionen: 2,5 mol Ammoniak, 0,5 mol Wasser, 1,2 mol Kohlenstoffdioxid und 4 mol Schwefelsäure

### Themenfeld 4 Das molare Volumen bei Gasen mit der Einheit l/mol

Berechnen Sie die Stoffmenge für die folgenden Gasvolumina (unter Normbedingungen  $T = 20^\circ\text{C}$ ): 25 l Kohlenstoffmonoxid, 2 l Chlorgas, 0,5 l Stickstoffdioxid

### Themenfeld 5 Reaktionsgleichungen und die molaren Größen

- Welche Masse an Kupfer muss eingesetzt werden, um bei der Reaktion mit Sauerstoff 70 g Kupfer(II)oxid ( $\text{CuO}$ ) zu erhalten?  $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$
- Kochsalz ( $\text{NaCl}$ ) löst sich gut in Wasser, aber gar nicht in Benzin (flüssige Alkane z. B. Hexan oder Heptan). Man stellt allerdings fest, dass man nicht unendlich viel Kochsalz in Wasser lösen kann. Es lösen sich nur 35,9 g in 100 ml bei  $20^\circ\text{C}$ , danach kann man kein weiteres Kochsalz darin lösen. Man sagt, die Lösung ist gesättigt.



Berechnen Sie, wie viel Mol Kochsalz sich in 1 l gesättigter Kochsalzlösung befindet, und nennen Sie mögliche Gründe, warum Kochsalz in einer bestimmten Menge Wasser nicht unbegrenzt löslich ist.

III/A

## M 5 a Vom Atom zur abwiegbaren Masse – schriftliche Übung

Name: \_\_\_\_\_

Gruppe A

In einem Versuch zur Gewinnung von trinkbarem Alkohol wurden exakt 80 g Traubenzucker ( $C_6H_{12}O_6$ ) in Wasser gelöst, mit Hefe versetzt und mit einem Gärröhrchen versehen 14 Tage lang stehen gelassen.

Folgende Reaktion läuft ab:



### Aufgaben



1. Bestimmen Sie sowohl vom Traubenzucker als auch vom Kohlenstoffdioxid die molare Masse.
2. Berechnen Sie die Masse an Ethanol, die sich bei einem 100%igen Umsatz des Zuckers bei der Gärung bilden müsste.
3. Die Dichte von Ethanol beträgt bei 20°C 0,79 g/ml. Berechnen Sie das Volumen des gebildeten Alkohols.

Hilfsmittel: Periodensystem der Elemente und ein Taschenrechner



## M 5 b Vom Atom zur abwiegbaren Masse – schriftliche Übung

Name: \_\_\_\_\_

Gruppe B

In einem Versuch zur Gewinnung von trinkbarem Alkohol wurden exakt 120 g Traubenzucker ( $C_6H_{12}O_6$ ) in Wasser gelöst, mit Hefe versetzt und mit einem Gärröhrchen versehen 14 Tage lang stehen gelassen.

Folgende Reaktion läuft ab:



### Aufgaben



1. Bestimmen Sie sowohl vom Ethanol als auch vom Kohlenstoffdioxid die molare Masse.
2. Berechnen Sie die Masse an Ethanol, die sich bei einem 100%igen Umsatz des Zuckers bei der Gärung bilden müsste.
3. Die Dichte von Ethanol beträgt bei 20 °C 0,79 g/ml. Berechnen Sie das Volumen des gebildeten Alkohols.

Hilfsmittel: Periodensystem der Elemente und ein Taschenrechner

**Lösungen (M 2 a – Handout zum Lehrervortrag, Teil 1)***In der Reihenfolge:***Themenfeld 1: Das Atom – Bekanntes**Periodensystem der Elemente; 58,693 u;  $9,74 \cdot 10^{-23}$  g; 46 u**Themenfeld 2: Eine neue Einheit – die Abzähleinheit Mol** $10^{22}$ ; mol; 117 g Nickel; Masse von 1 Mol in Gramm**Lösungen (M 2 b – Handout zum Lehrervortrag, Teil 2)****Themenfeld 3: Die molare Masse M mit der Einheit g/mol**

Teilchenzahl; Gramm (pro) Mol; atomare Masse

**Lösungen (M 2 c – Handout zum Lehrervortrag, Teil 3)**

$$M = m : n; n = m : M; V = n \cdot V_M$$

**Lösungen (M 3 a – Übungsaufgaben Schritt für Schritt)****Themenfeld 1: Das Atom – Bekanntes****1.1 Kaliumbromid:**

$$m(\text{K}) = 39,10 \text{ u}$$

m(Br): PSE 7. Hauptgruppe, 4. Periode;

$$m(\text{KBr}) = 39,10 \text{ u} + 79,90 \text{ u} = 119 \text{ u}$$

**1.2 Ethan:**  $m(\text{C}) = 12,01 \text{ u}$ , PSE 4. Hauptgruppe, 2. Periode; $m(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$ , PSE 1. Hauptgruppe, 1. Periode

$$m(\text{C}_2\text{H}_6) = 2 \cdot 12,01 \text{ u} + 6 \cdot 1,01 \text{ u} = 30,08 \text{ u}$$

**1.3 Propanol:**  $m(\text{C}) = 12,01 \text{ u}$ ;  $m(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$ ;  $m(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$ 

$$m(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = 3 \cdot m(\text{C}) + 8 \cdot m(\text{H}) + 1 \cdot m(\text{O}) = 3 \cdot 12,01 \text{ u} + 8 \cdot 1,01 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 60,11 \text{ u}$$

**1.4 Traubenzucker – Formel:**  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$   $m(\text{C}) = 12,01 \text{ u}$ ;  $m(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$ ;  $m(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$ ;

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot m(\text{C}) + 12 \cdot m(\text{H}) + 6 \cdot m(\text{O}) = 72,06 \text{ u} + 12,12 \text{ u} + 96 \text{ u} = 180,18 \text{ u}$$