Vorschau

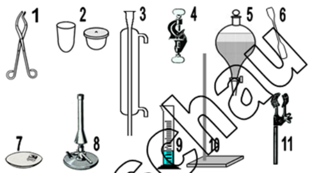
Laborgeräte

Es sind 11 Geräte abgebildet, mit denen Chemiker unter anderem arbeiten.

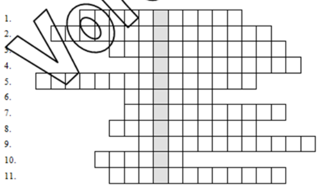
Suche im Chemiebuch nach ihren Namen. Nutze die Seiten

Die Eintragungen ergeben im fett umrandeten Feld ein spezielles Lösungswort.

Die **Knickstelle** ist für einen geplanten Wettbewerb zu beachten.

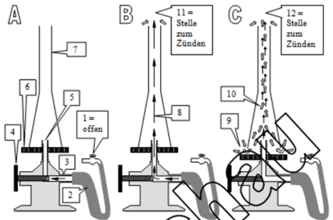


Knickstelle



Die Umlaute ä, ö und ü werden nicht in Form zweier Vokale geschrieben.
Präge dir die Begriffe und Anwendungen der Laborgeräte für einen Wettbewerb ein.

Die Funktionsweise des Gasbrenners



Der herausgegebene Gasbrenner wird mit Nr. 1 (heute nicht) der Abbildung verbunden.

Aufgaben:

1. Betätigt an dem euch zugeteilten Gasbrenner die Geräteteile mit den Nummern 4 und 6. Versucht ihre Funktionen zu verstehen, indem ihr bei eurer Tätigkeit die Abbildungen betrachtet. Eure Erkenntnis braucht ihr für das Arbeiten an der zweiten Aufgabe.
2. Auf einem Extrablatt werden 12 Begriffe angeboten. Überlegt, welche Begriffe zu welchen der Nummern passen und notiert zunächst auf einem leeren Blatt die Nummern 1 - 12 mit passenden Begriffen.

01.	02.
03.	04.
05.	06.
07.	08.
09.	10.
11.	12.

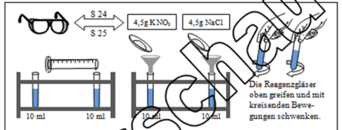
3. Schlussbemerkung

Löslichkeit von Salzen in Wasser (H_2O)

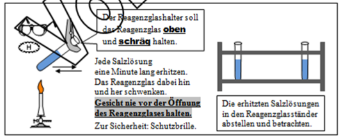
Praktischer Teil / Versuche mit a. Kochsalz / Natriumchlorid / NaCl
b. Salpeter / Kaliumnitrat / KNO_3

Herstellung der Salzlösungen

1. Füllt zwei Reagenzgläser jeweils mit Hilfe eines Messzylinders mit 10ml Wasser.
2. Beachtet für KNO_3 die Sicherheitssätze „S24" und „S25":
Berührung mit der Haut vermeiden. Berührung mit den Augen vermeiden.
Setzt Schutzbrillen auf und schüttet dann die Salze in die Reagenzgläser hinein:
4,5g Salpeter in das eine und 4,5g Kochsalz in das andere Reagenzglas.
Greift die Reagenzgläser wie abgebildet und schwenkt sie eine Minute lang.
Setzt sich Salz unten ab? Wenn ja, dann handelt es sich um gesättigte Lösungen.



3. Erhitzt die Reagenzgläser mit den Salzlösungen nacheinander jeweils eine Minute lang. Schwenkt dabei die Reagenzgläser, um starkes Brodeln und Herausspritzen der Lösungen zu vermeiden. Betrachtet die Lösungen anschließend im Reagenzglasständer.



Durch Erhitzung der Lösungen verbessert sich für ein Salz die Löslichkeit in Wasser derartig, dass es sich nun ganz auflöst. In diesem Fall entsteht eine ungesättigte Lösung. Eine solche Lösung könnte noch mehr Salz lösen. Für welche Salzlösung trifft das zu?
Wascht euch nach Kontakt mit KNO_3 **die Hände**.

Gebt dieses Blatt am Ende der Stunde bitte wieder unversehrt ab.

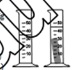
Die Dichte von Metallen

Name:	Klasse:	Gruppe:	Punkte:	Bewertung:

Unterschiedlich schwere Stoffe haben eine unterschiedliche Dichte.

Zur Berechnung der Dichte (ρ / Rho) eines Feststoffes teilt man die Masse eines Stoffes (m) durch sein Volumen (cm^3).	Dichte = Masse : Volumen
	ρ = m : cm^3

1. Ihr bekommt zwei verschiedene Metalle. Für jedes einzelne Metall sollt ihr zuerst seine Masse und sein Volumen ermitteln und anschließend seine Dichte berechnen.
   a. Ein Schüler pro Gruppe wiegt am Lehrerpult mit dem Lehrer ein Metallstück ab. Der Lehrer sagt euch die ermittelte Masse in Gramm. Tragt diese Angabe unten ein.
   b. Füllt einen Messzylinder mit 35 ml Wasser. Haltet den Messzylinder schräg und lasst ein Metallstück vorsichtig hineingleiten. Lest den neuen Wasserstand im Messzylinder ab. Der Unterschied zwischen der neuen und alten Wassermenge entspricht dem Volumen des Metallstücks. (Hier: 45 - 35 = 10 ml) (1ml Volumen des Wassers entspricht 1cm³ Volumen des Metalls.)
   c. Berechnet mit einem Taschenrechner (oder Handy) die Dichte des Metallstücks.

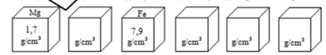


Aluminium	m = g	V = cm^3	ρ = g/cm^3
Kupfer	m = g	V = cm^3	ρ = g/cm^3

2. Berechnet die Dichte von folgenden Würfeln, die eine Kantenlänge von 2 cm haben:

Gold	Masse = 154,4 g	Volumen = 8 cm^3	Dichte = g/cm^3
Blei	Masse = 90,4 g	Volumen = 8 cm^3	Dichte = g/cm^3

3. Notiert in folgende Würfel die Symbole für die Elemente der Metalle aus den Aufgaben 1 und 2, und zwar von links nach rechts mit steigender Dichte. Notiert außerdem unter jedem Elementsymbol die jeweilige Dichte des Metalls. (Würfel 1 zeigt den Anfang.) Lernt die Elementsymbole: Aluminium = Al, Blei = Pb (von Plumbum), Eisen = Fe (von Ferrum), Gold = Au (von Aurum), Kupfer = Cu (von Cuprum), Magnesium = Mg.

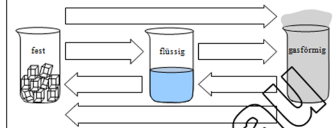


4. Ein Goldhändler bekommt auf dem Schwarzmarkt einen Goldklumpen günstig angeboten. Das Gewicht macht ihn misstrauisch. Bei der Masse von 300 g ermittelt der Goldhändler ein Volumen von 25cm³. Der Schwarzhändler versucht ihn zu betrügen. Wie?

Der Klumpen hat eine Dichte von g/cm^3. Es ist kein Klumpen aus Gold,
Gold, sondern…

Aggregatzustände und ihre Übergänge

1. Notiere folgende vier alphabetisch angeordneten Begriffe passend in die kurzen Pfeile: erstarren, kondensieren, schmelzen, verdampfen (→✎→ Bleistift)
2. Notiere in die langen Pfeile Begriffe, die sich aus dem **Extrablatt** ergeben.



3. Bewegungsgeschwindigkeit und Aufenthalt von Wasserteilchen in ihrer Raumeinheit:
In drei becherförmigen Raumeinheiten sind Wasserteilchen mit einem Bleistift als Punkte zu zeichnen, und zwar in nebenstehender Größe: ●
   a. Notiere aber vorher über jede becherförmige Raumeinheit einen fehlenden Begriff für die Schnelligkeit der sich bewegenden Wasserteilchen: **schnelle**, **schnellste** oder **minimale** (Bewegung der Wasserteilchen). Bedenke die Temperaturen in den zugehörigen Bechergläsern oben. (Je schneller sich Wasserteilchen bewegen, desto mehr überwinden sie dabei die zwischen ihnen wirkenden Anziehungskräfte.)
   b. Male einmal 3 Punkte mit großen Abständen zueinander. Male einmal 10 Punkte mit geringen Abständen zueinander. Male einmal 10 Punkte mit mittelgroßen Abständen zueinander.

4. Resublimation
Notiere fehlende Begriffe in die Lücken des Lückentextes.

Die auf die Wasserteichen einwirkende Temperatur				extrem. Dadurch
bewegen sie sich viel		und nehmen		Raum ein.

Aktivkohlefilter

Name:			Klasse:	Gruppe:
	Sauberkeit?	Punkte:	Bewertung:	Punkte/ Σ:

Stellt verunreinigtes Wasser her und testet die Filterleistung von Aktivkohle.

01. Füllt 3 Reagenzgläser (RG) zur Hälfte mit Wasser.
02. Gebt in das **1. RG** eine Spatelspitze rotes **Eisenoxid** hinzu.
03. Gebt in das **2. RG** fingerbreit **Benzin** (ein Mineralöl) (gesundheitsschädlich!) hinzu.
04. Gebt in das **3. RG** eine Spatelspitze **Kupfersulfat** (gesundheitsschädlich!) hinzu.
05. Schwenkt alle Reagenzgläser, haltet sie gegen das Licht und stellt fest, welche Stoffgemische vorliegen. Ordnet sie in das nachfolgende Schema ein.

Lösung	Suspension	Emulsion

06. Schüttet alle Stoffgemische in einen **Erlenmeyerkolben** (E).
07. Gebt 2 gehäufte Spatellöffel **Aktivkohle** hinzu und schwenkt 1 Minute lang.
08. Stellt einen Trichter in das RG 4 und legt einen Kegelfilter hinein.
09. Gießt den Inhalt (I) des Erlenmeyerkolbens (E) in den Trichter mit dem Kegelfilter, um die Aktivkohle von der Flüssigkeit abzutrennen.

10. Betrachtet die von der Aktivkohle abgetrennte Flüssigkeit. Welche Stoffe konnte die Aktivkohle sehr gut aus dem Wasser entfernen (s), halbwegs (h) oder gar nicht (g)?
→

11. **Aktivkohle hat extrem viele Poren und dadurch eine gigantische Oberfläche. Hier bleiben sehr viele Teilchen durch Anziehungskräfte haften. Die Anziehungskräfte bezeichnet man als Adhäsion. Aktivkohle kann Stoffe gut adsorbieren, ist also eine gute Adsorption.**
Kleine Teilchen von Schwermetallen (z. B. Kupfer oder Blei) im Wasser wirken giftig. In welchen Apparaten setzen beispielsweise Fischzüchter deshalb Aktivkohle ein?

12. Aktivkohle zieht sogar sehr kleine gasförmige Stoffe an und kann Luft entgiften und Gerüche entfernen. In welchen Geräten oder Apparaten nutzt die Feuerwehr Aktivkohle? in _ _ _ - _ _ _ _ _ _ _

13. Gase können nicht durch Aktivkohle sondern auch durch Wasser aufgenommen werden. Das Wasser bindet jedoch die Gase nicht mit Anziehungskräften sondern nimmt sie lediglich in ihre Hohlräume auf.
Wasser kann Gase **absorbieren**, es zeigt also die Fähigkeit zur **Absorption**.
Aufgabe: Lernt den Unterschied zwischen Adsorption und Absorption.

Extrablatt

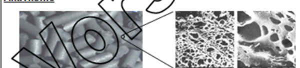
Farbstoffe der Erde / Erdfarben

Im roten Ocker (eisenhaltige Tonerde) gibt das Eisenoxid (Fe_2O_3) der Tonerde seine rote Farbe.

Bereits Steinzeitmenschen erkannten, dass sie mit unterschiedlichen Erdsorten farbig malen konnten: Eisenoxidhaltige Erden lieferten rötliche, Manganoxide schwarze Farbtöne.

Kupfersulfat dient als Pflanzenschutzmittel vor allem der Bekämpfung von Pilzen. Da es giftig ist, belastet es die Böden.

Aktivkohle

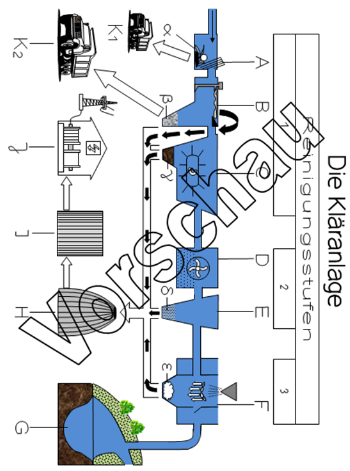


Aktivkohle erhält man durch Erhitzung von Holzkohle mit Wasserdampf. Sie bekommt eine **schwammartige Struktur** und dadurch eine erheblich vergrößert Oberfläche.

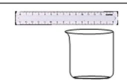
1 Gramm Aktivkohle hat eine **Oberfläche** von **500 – 2000 m²**. (Das entspricht etwa der Bodenfläche von 20 Klassenzimmern.)

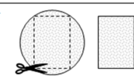
Aufgrund von Anziehungskräften, die man als **Adhäsion** bezeichnet, zieht die Aktivkohle Teilchen von Flüssigkeiten oder Gasen an. Da ihre Oberfläche durch die vielen Hohlräume extrem groß ist, werden von ihr sehr viele Teilchen **adsorbiert**.

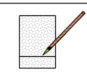
Das Extrablatt bitte wieder abgeben.

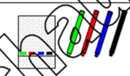


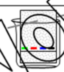
Anleitung zur Papierchromatographie

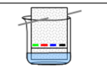
1. 
Messt mit einem Lineal den Durchmesser eures Becherglases.

2. 
Zeichnet mit Bleistift auf dem Rundfilter ein Rechteck auf, dessen kurze Breitseite ohne Berührung in das Becherglas passen soll. Schneidet dieses Rechteck aus.

3. 
Zieht mit einem Bleistift eine Linie, die einen Abstand von 2,5 cm zum unteren Rand haben soll. Diese Linie heißt „Startlinie".

4. 
Ihr bekommt Filzstifte gebracht. Zieht über der Startlinie von links nach rechts Striche mit folgende Farben: Grün – Rot – Blau – Schwarz. Berührt die Farben nicht miteinander.

5. 
Bringt den Papierstreifen in das Becherglas. Durchbohrt den Papierstreifen mit einem Holzspan (o. ä.) derart, dass er beim Aufhängen nicht den Boden berührt.

6. 
Füllt etwas Wasser in das Becherglas, ohne zu spritzen.
Füllhöhe: unterhalb der Startlinie
Beobachtet ab sofort für einige Minuten.

7. Das im Papier nach oben steigende Wasser wird Farbstoffe mit sich nehmen. Wenn die Farbstoffe vom Wasser etwa 3 cm nach oben mitgenommen wurden, ist das Papier aus dem Wasser zu ziehen und über das Becherglas zu legen. Betrachtet die Resultate und widmet euch den Aufgaben des Aufgabenblattes.

Gebt diese Anleitung später bitte wieder zurück.

Papierchromatographie

Name:			Klasse:	Gruppe:
Glasbruch?	Sauberkeit?	Punkte:	Bewertung:	Punkte / Σ:

Versuchsdurchführung
Lest die „Anleitung zur Papierchromatographie", um den Versuch planmäßig durchzuführen.
Beobachtungen / Informationen
Wasser bewegt sich im Filterpapier von der nassen, unteren Zone stetig zur trockenen, oberen Zone hin.

Die hier verwendeten Farben Grün (G), Rot (R), Blau (B) und Schwarz (S) bestehen aus Gemischen von Farbstoffen.
Bei der Bewegung des Wassers über diese Farben hinweg kann Wasser die Bestandteile einzelner Farben auftrennen.
Es entstehen **Chromatogramme**, d. h. Bilder von aufgetrennten Farbstoffen. Beobachtet, aus welchen Farbstoffen die einzelnen Farben der Filzstifte zusammengesetzt sind.

1. Notiert in der Tabelle die einzelnen Farben der Filzstifte entsprechend ihren Positionen in den Chromatogrammen. (Schreibt mit einem Bleistift.)

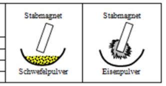
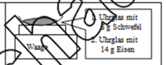
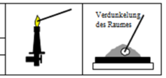
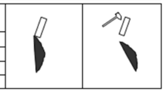
Filzstiftfarben:	Grün	Rot	Blau	Schwarz
oben				
Farbstoffe der 4 Farben				
unten				

2. Das Filterpapier
Es besteht aus Cellulose mit vielen engen Hohlräumen. Ähnlich wie bei Kapillaren (enge Röhrchen) wird hier Wasser gewissermaßen gegen die Schwerkraft nach oben gesaugt. Die engen Hohlräume der Cellulose üben also eine Kraft auf das Wasser aus. Wie könnte diese Kraft heißen? Kombiniert den Begriff „Kraft" mit Teilen der unterstrichenen Begriffe.

a.	oder	b.

3. In der Cellulose wandert das Wasser als „Fließmittel" („Laufmittel") durch die Hohlräume der trockenen Bereiche nach oben und durchquert dabei die Zone mit den Farbstoffen.
   a. Wasser kann Farbstoffe nur dann beim Fließen mitnehmen, wenn es Farbstoffe in sich aufnimmt. Je besser Wasser Farbstoffe aufnimmt, desto besser kann es sie mitnehmen.
   Notiert einen anderen Begriff für **Aufnahme** (der Farbstoffe im Wasser). _ _ _ _ _ _ g
   b. Beim Auftragen der Farben auf Cellulose werden die Farbstoffe von der Cellulose adsorbiert. Bei der Adsorption bleibt ein Stoff durch Bindungskräfte an der Oberfläche eines festen Körpers haften. Warum trennt Wasser einige Farbstoffe schnell und andere langsam von der Cellulose ab?

Physikalische und chemische Vorgänge

V1 Prüfung wesentlicher Stoffeigenschaften von Schwefel- und Eisenpulver. Resultate:		
Schwefelpulver ist farblich		
und		
Eisenpulver ist farblich		
und		
V2 Vermischung von Schwefel- und Eisenpulver, anschließend Prüfung der Stoffeigenschaften. Resultate:		
Das Gemisch ist farblich		
Das Gemisch		
V3 Herstellung eines Gemisches, Entzündung eines Gemisches, anschließend Prüfung der Stoffeigenschaften.		
Erneutes Vermischen beider Stoffe. (Mit einem Pistill wird intensiv vermischt.)		
Resultat durch den Glühvorgang: Es zeigen sich neue Eigenschaften:		
Farbe des Stoffes:		
Beschaffenheit des Stoffes:		
Prüfung auf Magnetisierbarkeit. Resultate:		
Der Stoff		

Schlussfolgerungen:

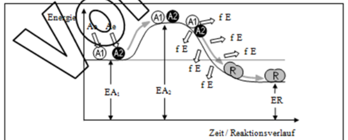
Bei Versuch 3 entstanden neue		und somit ein neuer Stoff.
Neue	sind Folge einer	Reaktion.

Exotherme Reaktion (Versuch A)

1. Heute ist zu klären, was bei der exothermen Reaktion des letzten Versuchs abläuft. Nehmt dafür euer Arbeitsblatt zu den vorausgegangenen Versuchen und überlegt euch Antworten bzw. Lösungen zu den **Aufgaben zum Versuch „V A"**.
2. Jede Gruppe / jeder Schüler muss sich auf Vorträge vorbereiten, die in der nächsten Stunde zu halten sind. Da bei den Vorträgen keine Unterlagen benutzt werden dürfen, ist eine gewissenhafte Vorbereitung nötig. Besprecht alles genau, fertigt Skizzen an und notiert wichtige Begriffe und Abkürzungen.

Aufgaben zum Versuch „V A":

- Welche Art Aktivierungsenergie (**Ae**) hattet ihr mit dem Gasbrenner erzeugt, um die chemische Reaktion in Gang zu setzen? → ? i t ? e
- Auf welche zwei Ausgangsstoffe hattet ihr die **Ae** einwirken lassen? **A1** = ? **A2** = ? (Schaut im Arbeitsblatt zum Versuch nach.)
- Wie verändert sich der Energiegehalt der Ausgangsstoffe (**EA**) durch die Erhitzung? → Der Energiegehalt der Ausgangsstoffe (**EA**) wird ? r ? ? ? r.
- Was bewirkt die Aktivierungsenergie? → **A1** + **A2** v ? r ? i ? d ? n sich zu **R**. **R** = ? (Schaut im Arbeitsblatt zum Versuch nach.)
- Welche Arten frei werdende Energie (**f E**) sind bei dieser chemischen Reaktion wahrnehmbar? → sichtbare **f E**: ? ? ? ? ? , fühlbare **f E**: ? ? t ? e
- Vergleicht **ER** und **EA₁** miteinander: → Die **ER** ist ______?______ als die **EA₁**. Erklärung: Die **Ae** ist ______?______ als **f E**.



A 1 = Ausgangsstoff 1	A 2 = Ausgangsstoff 2	R = Reaktionsprodukt
EA = Energie der Ausgangsstoffe	ER = Energie des Reaktionsprodukts	
Ae = Aktivierungsenergie	f E = frei werdende Energie	

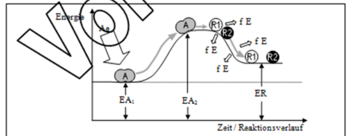
Dieses Arbeitsblatt wird wieder eingesammelt.

Endotherme Reaktion (Versuch B)

1. Heute ist zu klären, was bei der exothermen Reaktion des letzten Versuchs abläuft. Nehmt dafür euer Arbeitsblatt zu den vorausgegangenen Versuchen und überlegt euch Antworten bzw. Lösungen zu den **Aufgaben zum Versuch „V B"**.
2. Jede Gruppe / jeder Schüler muss sich auf Vorträge vorbereiten, die in der nächsten Stunde zu halten sind. Da bei den Vorträgen keine Unterlagen benutzt werden dürfen, ist eine gewissenhafte Vorbereitung nötig. Besprecht alles genau, fertigt Skizzen an und notiert wichtige Begriffe und Abkürzungen.

Aufgaben zum Versuch „V B":

- Welche Art Aktivierungsenergie (**Ae**) hattet ihr mit dem Gasbrenner erzeugt, um die chemische Reaktion in Gang zu setzen? → ? i t ? e
- Auf welchen Ausgangsstoff hattet ihr die **Ae** einwirken lassen? **A** = ? (Schaut im Arbeitsblatt zum Versuch nach.)
- Wie verändert sich der Energiegehalt des Ausgangsstoffes (**EA**) durch die Erhitzung? → Der Energiegehalt des Ausgangsstoffes (**EA**) wird ? r ? ? ? r.
- Was bewirkt die Aktivierungsenergie? → **A** wird ? e ? e i ? t in **R1** und **R2**. **R1** = ? **R2** = ? (Schaut im Arbeitsblatt zum Versuch nach.)
- Welche Art frei werdende Energie (**f E**) könnte bei dieser chemischen Reaktion wahrnehmbar sein? → fühlbare **f E**: ? ? r m e
- Vergleicht **ER** und **EA₁** miteinander: → Die **ER** ist ______?______ als die **EA₁**. Erklärung: Die **Ae** ist ______?______ als **f E**.



A = Ausgangsstoff	R1 = Reaktionsprodukt 1	R2 = Reaktionsprodukt 2
EA = Energie des Ausgangsstoffs	ER = Energie der Reaktionsprodukte	
Ae = Aktivierungsenergie	f E = frei werdende Energie	

Dieses Arbeitsblatt wird wieder eingesammelt.

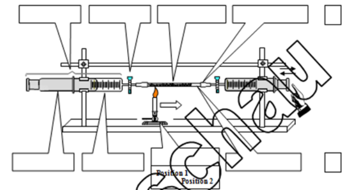
Versuchsprotokoll

Name:	Klasse:	Gruppe:

A. Frage: Wie groß ist der Sauerstoffgehalt der Luft in Prozent?

Für jede richtige Antwort 1 Punkt

B. Geräte und Materialien:



C. Durchführung:
Welche Ausgangsbedingungen stellt man in beiden Kolbenprobern her?

D. Beobachtungen:

1.
2.
3.

E. Auswertungen:

1.
2.

Summe der Punkte:

Reaktionsgleichungen

Herstellung von Kalkwasser:

Wortgleichung: Calciumoxid + Wasser —reagieren zu→ Kalkwasser (Calciumhydroxid gelöst)

Formelgleichung: $CaO + H_2O$ —reagieren zu→ $Ca(OH)_2$ (aq)

Notiere die Anzahl der Teilchen links und rechts der Reaktionsgleichung. Ca: O: H: | Ca: O: H:

Was zeigt der Vergleich, wenn man von jedem Teilchen die Mengen betrachtet, und zwar bei den Ausgangsstoffen und den Reaktionsprodukten, also auf der linken Seite und der rechten Seite?

Einleitung von CO_2 in Kalkwasser:

Wortgleichung: ___ + ___ —reagieren zu→ ___ + ___

Formelgleichung: $Ca(OH)_2$ (aq) + CO_2 → $CaCO_3$ + H_2O

Notiere die Anzahl der Teilchen links und rechts der Reaktionsgleichung. Ca: O: H: C: | Ca: O: H: C:

Was zeigt der Vergleich, wenn man von jedem Teilchen die Mengen betrachtet, und zwar bei den Ausgangsstoffen und den Reaktionsprodukten, also auf der linken Seite und der rechten Seite?

Oxidation:

Wortgleichung: ___ + ___ —reagieren zu→ ___

Formelgleichung: 4 Fe + 3 O_2 —reagieren zu→ 2 Fe_2O_3

Teilchenmengen? Fe: O: | Fe: O:

Hinweis: Eine Zahl vor einem Teilchen bedeutet, dass entweder ein Atom, vor dem die Zahl steht, mehrfach vorkommt, oder ein Molekül, vor dem die Zahl steht, mehrfach vorkommt (mit allen Teilchen des Moleküls).

Reaktionsprodukte: Notiere alle Teilchenzahlen:

2 ZnO	Teilchenzahlen	Zn:	O:
3 CO_2	Teilchenzahlen	C:	O:
4 H_2O	Teilchenzahlen	H:	O:
2 $CaCO_3$	Teilchenzahlen	Ca:	C: O:

Bewertung:

Für jede richtige Antwort gibt es einen Punkt.

Staubexplosionen

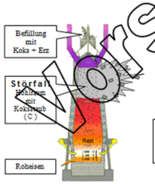
Name:	Klasse:	Punkte:

„Feuerspucker"

Feuerspucker spucken kein Feuer, sondern oft Sporen der ______ - Pflanze. Sie spucken sie in die Flamme einer Fackel. Brennbar sind ihre Zellwände aus ______ und die in ihnen enthaltenen ______. Beim Spucken verteilen sich die winzigen Sporen in der Luft und bieten dadurch eine große ______ für die Reaktion mit dem ______ der Luft.

Manche Feuerspucker spucken Petroleum. Versprühte Petroleumtröpfchen verbrennen ebenfalls blitzartig. Für **Petroleum** besteht allerdings die Gefahrenkennzeichnung **Xn**. Beim Verschlucken ist Petroleum für Lunge und Magen ______.

„Hochofenunglück"



Koks besteht im Wesentlichen aus dem Element mit dem chemischen Symbol C, also aus: ______

Kohlenstaub kann sich leicht entzünden, dann läuft blitzartig folgende Reaktion milliardenfach ab:

C + O_2 → CO_2

Notiere in die Kästen die Namen für die Stoffe.

Lückentext zur Ursache der Explosion:

Durch die blitzartige Verbrennung entsteht blitzartig eine ______ Temperatur. Dadurch ______ sich die hier befindlichen Gase stark aus. Dies führt im Hohlraum zu einem ______, so dass die Mauer samt Inhalt explodiert.

Brandklassen

Brandklassen	Nr.	Stoffe	Merkmale der Stoffe	Brände: Klassifizierung
	1.		Besteht aus Cellulose, für die Möbelherstellung.	
	2.		Besteht aus Cellulose, darauf wird geschrieben.	
	3.		Besteht aus Cellulose, für die Textilherstellung.	
	4.		Besteht aus Kohlenstoff, für Heizbriketts.	
	1.		Besteht aus Glycerin und Fettsäuren.	
	2.		Beispiele: Ethanol, Methanol, Propanol	
	3.		Beispiel: Octan C_8H_{18}	
	4.		langkettige Kohlenwasserstoffe	
	1.		leichtester Stoff chemische Formel: H_2	
	2.		ein Alkan chemische Formel: CH_4	
	3.		ein Alkan chemische Formel: C_3H_8	
	4.		ein Alkan chemische Formel: C_4H_{10}	
	1.		1. Hauptgruppe und 3. Periode im PSE	
	2.		1. Hauptgruppe und 4. Periode im PSE	
	3.		2. Hauptgruppe und 3. Periode im PSE	
	4.		3. Hauptgruppe und 3. Periode im PSE	

1. Welche brennbaren Stoffe der Brandklassen A, B, C und D sind gesucht? Die folgenden Stoffe sind alphabetisch aufgelistet. Recherchiere bei Bedarf im Chemiebuch, um sie korrekt in die Kästen einzutragen. (PSE = Periodensystem der Elemente)

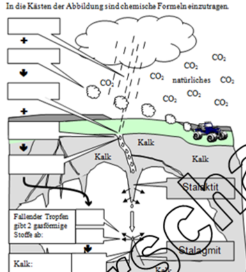
   Aluminium (Al) - Alkohole - Baumwolle - Benzin - Butan
   Fette - Holz - Kalium (K) - Kohle - Methan - Magnesium (Mg)
   Natrium (Na) - Papier - Propan - Wachs - Wasserstoff

2. Schreibe in die rechte Spalte die Klassifizierung der Brände:

   Brände von flüssigen und flüssig werdenden Stoffen — Brände von Metallen
   Brände fester Stoffe, die unter Glutbildung verbrennen — Brände von Gasen

Entstehung von Tropfsteinhöhlen

In die Kästen der Abbildung sind chemische Formeln einzutragen.



Name:

Unnatürliche CO_2 - Bildung?
V ______
I ______
H ______

Stalaktiten (Deckenzapfen) und **Stalagmiten** (Bodenzapfen) können durch Verunreinigungen gefärbt sein. Fe_2O_3, also ______ erzeugt Brauntöne und MnO_2, also ______ erzeugt Rottöne.

„Wachstum" der Tropfsteine

Kohlenstoffdioxid + Wasser → Kohlensäure

Kohlensäure verursacht durch folgende Reaktion bei Kalkstein Loch- und Höhlenbildung:

Calciumcarbonat + Kohlensäure → Calciumhydrogencarbonat

Das Produkt löst sich im Wasser und fließt ab. Beim Abtropfen kann es Kohlenstoffdioxid und Wasser durch Verdunstung verlieren, so dass der Rest wieder unlöslichen Kalk ergibt. So „wachsen" pro Jahr die Kalksäulen um etwa 1 mm. Notiere die Formelgleichung.

Calciumhydrogencarbonat → Wasser + Kohlenstoffdioxid + Calciumcarbonat

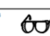
Kalksteinbildung zu Hause

Wasser im Haushalt enthält meistens das wasserlösliche Calciumsalz Calciumhydrogencarbonat, was das Wasser hart macht. Entweichen beim Erwärmen Wasser und Kohlenstoffdioxid, dann bildet sich in einigen Haushaltsgeräten störender Kalkstein, wie z. B. in

K _ f _ e _ m _ s _ h _ n _ n , _ p _ l _ a _ c _ i _ e _ und B _ g _ l _ i _ e _

Bedeutende Salze der Alkalimetalle

In drei Reagenzgläsern befinden sich Lösungen mit unterschiedlichen Salzen:
- Natriumcarbonat Na_2CO_3
- Natriumnitrat $NaNO_3$
- Natriumchlorid NaCl



Überprüft gemäß den Anleitungen, welches Salz sich in welchem Reagenzglas (RG) befindet.

1. Carbonate sind Salze, die zu einer Lösung mit alkalischem Charakter führen. **In welchem RG ist Natriumcarbonatlösung?** Halte je ein Stück Universalindikatorpapier in die Reagenzgläser A, B und C.

Ergebnis: Das Universalindikatorpapier weist eine alkalische Lösung im RG ______ nach. Hier befindet sich also die Lösung des Salzes ______

2. Teste nur noch die Reagenzgläser mit gelöstem $NaNO_3$ und NaCl. **In welchem RG ist Natriumnitratlösung?** Halte für den Nachweis je ein Nitratteststäbchen je 1 Sekunde in die 2 RG.

Ergebnis: Beim Nitratteststäbchen färbt sich nach 1 Minute das Feld am Stäbchenende rotviolett, nachdem es im RG ______ war. Es enthält ______

3. Teste wieder die Reagenzgläser mit gelöstem $NaNO_3$ und NaCl. **In welchem RG ist Natriumchloridlösung?** Bringe dafür je nur 1 - 2 Tropfen Silbernitrat mit einer Pipette in die 2 RG.

Ergebnis: Chloride bilden mit Silbernitrat unlösliches Silberchlorid, das im RG ______ sofort einen weißen Niederschlag bildet. Es enthält ______

Alkalimetalle im Alltag

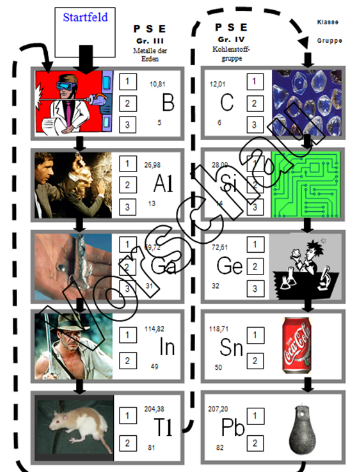
a. Im Spaghettiwasser erzeugt Silbernitrat einen wolkig - weißen Niederschlag, denn man benutzt zum Kochen das Salz ______, chemisch Formel = ______. Verliert du beim Unfall viel Blut, leitet der Notarzt eine solche Salzlösung mit 0,9 % Salzkonzentration in deine Vene. Du bekommst eine so genannte ______.

b. Seifensieder nutzten um 1840 zur Herstellung von Seife eine Lösung mit Soda. Deren pH-Wert ist laut Universalindikatorpapier deutlich über 7. Die Lösung enthält also das Salz ______, chemisch Formel = ______. Soda-Lösung unter Kochen mit Fett (oder Öl) verrührt ergibt Seifenlösung.

c. Gurken wachsen auf Feldern mit Nährsalzen besser. Übertreiben es Bauern mit dem ______, nehmen die Gurken zu viel Nährsalze auf. Das Wasser solcher Gurken verfärbt Nitratteststäbchen stark rotviolett. Solche Gurken sind für Menschen ungesund, denn sie enthalten zu viel ______, chemisch Formel = ______.

Spielplan: Jagd nach den Elementen

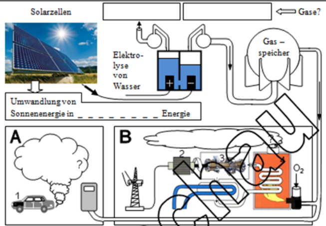
Blatt 2



Nutzung von Energieträgern

1. Erneuerbare Energieträger

1.1. Sonnenenergie → Problem? . . . .

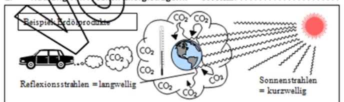


Ordne den Zahlen 1-4 folgende Begriffe zu: Brennstoffzelle, Generator, Kessel, Turbine:

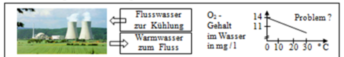
1. 2. 3. 4.

1.2. Notiere andere erneuerbare Energieträger

2. Nutzung von fossilen Energieträgern: → Problem? . . . .



3. Nutzung von Atomenergie → Problem? . . . .



Vorschau

Halogene (Salzbildner) – Seite 1

Name:	Klasse:	Gruppe:

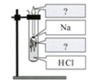
1. PSE
Hauptgruppe VII

Symbole? / Namen?		Aggregat-zustände?		Kennbuchstaben der Gefahrstoffe?	
F / farblos		Siedepunkt: - 188°C	sehr giftig		ätzend
Chlor / gelb-grün		Siedepunkt: - 34°C	giftig	umwelt – gefährlich	
rot-braun		Siedepunkt: + 59°C	sehr giftig	umwelt – gefährlich	ätzend
schwarz-violett	Wärme	Siedepunkt: + 185°C	gesund – heits – schädlich	umwelt – gefährlich	

2. Experiment mit dem Halogen Chlor
(mit dem Chlor der Salzsäure bzw. mit Salzsäure)

Natrium (Na) wird in Salzsäure (HCl) gegeben.
Natrium reagiert mit der Salzsäure.
Dabei bildet sich ein Stoff der ausfällt.
Welche Eigenschaft hat der hier entstehende Stoff?

Er ist fest und __________.



3. Ergänze die Lücken im folgenden Schema.

Wort-gleichung	2 Atome Natrium	+	2 Moleküle Salzsäure	→	2 Moleküle Natriumchlorid	+	
Formel-gleichung	2 Na	+	2 HCl	→		+	
Art der Salzbildung	Metall	+	Säure	→		+	

Vorschau

Halogene (Salzbildner) – Seite 2

4. Chlor reagiert mit Metallen zu Chloriden (= Salze). Ergänze die Leerstellen.

Metall	+	Säure	→	Salz	+	Wasserstoff
2 K 2 Atome Kalium	+	2 H Cl 2 Moleküle Salzsäure	→	2 K Cl 2 Moleküle Kaliumchlorid	+	1 Molekül Wasserstoff
Ca 1 Atom Calcium	+	2 H Cl 2 Moleküle Salzsäure	→	$CaCl_2$ 1 Molekül Calciumchlorid	+	1 Molekül Wasserstoff
2 Fe 2 Atome Eisen	+	6 H Cl 6 Moleküle Salzsäure	→	2 Fe Cl☐ 2 Moleküle Eisenchlorid	+	

Metall	+	Halogen	→	Salz
Zn 1 Atom Zink	+	Cl_2 1 Molekül Chlor	→	$ZnCl_2$ 1 Molekül
2 Li 2 Atome Lithium	+	Cl_2 1 Molekül Chlor	→	2 Moleküle Lithiumchlorid

Metalloxid	+	Säure	→	Salz	+	
Cu O	+	2 Moleküle Salzsäure	→	$CuCl_2$	+	

5. Fluor bildet Fluoride, Brom bildet Bromide, Iod bildet Iodide. Ergänze die Leerstellen.

				Formeln?	Namen der Reaktionsprodukte?
Mg	+	I_2	→	Mg I_2	
2 K	+	Br_2	→	2 K Br	Kaliumbromid
2 Al	+	3 F_2	→	2 Al F☐	

Vorschau

Edelgase

Name:	Klasse:	Gruppe:	Punkte:

	Name?	Dichte in g / l?	Siede-temperatur? (ohne Komma)	In Glüh-lampen?	In Leucht-röhren?	Zum Schwei-ßen?	In Ballons?
He							
Ne							
Ar							
Kr							
Xe							

Informiere dich im Chemiebuch.	Werte die Aufgabentexte aus.

Wäre in Glühlampen Luft, würde ein heißer Glühdraht ☐☐☐☐☐☐☐☐☐ . Edelgas anstelle von Luft verhindert das. Man wählt eines der drei Edelgase mit großer Dichte. Die beiden Edelgase mit den größten Dichten sind jedoch sehr teuer.

In Leuchtröhren kann durch Hochspannung jedes Edelgas zum Leuchten angeregt werden. Eine Leuchtröhre wird nach seinem Gas benannt, die Neonröhre. Sie leuchtet ☐☐☐ .

Beim Schweißen reagiert der Sauerstoff mit der heißen Metallschmelze, jedoch nicht mit dem benachbarten Metall. Hier zeigt sich, dass chemische Reaktionen durch ☐☐☐z☐ ausgelöst werden. Vor allem das Edelgas mit der Dichte von 1,66 g / l dient als „Schutzgas".

Vergleiche die Dichten der Edelgase mit dem Gas, das den Großteil der Luft ausmacht. Nur ein deutlich leichteres Edelgas mit einer dann ausreichenden Tragkraft wird als Füllgas für Reiseballons und Zeppeline eingesetzt. Welches Edelgas ist als erstes der fünf Edelgase dichter als Luft und würde sogar keinem Luftballon Auftrieb geben?

☐☐☐☐☐☐☐☐☐☐☐ (Begriff vorne beginnend eintragen. Einige hintere Kästen bleiben frei.)

Anfangs dachte man, Edelgase seien total edel, würden also gar keine Reaktionen zeigen und damit keine Verbindungen eingehen. Mittlerweile konnten Wissenschaftler mit „Nachhelfen" bspw. XeF_4, KrF_2 und H Ar F erzeugen. Edelgase sind demzufolge nicht unfähig zu reagieren, sie erweisen sich „nur" als ☐☐☐☐☐ .

Rätsel

Bilde das Schlusswort aus den umrandeten Buchstaben der vorherigen Lösungswörter. Ordne sie dafür um. Einmal wird a + e zu ä.

Vorschau

Das Periodensystem der Elemente (Das PSE)

Name:	Klasse:	Gruppe:	Punkte:

	Hauptgruppen							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	Alkali-metalle	Erd-alkali-metalle	Bor-gruppe	Kohlen-stoff-gruppe	Stick-stoff-gruppe	Chalko-gene	Halo-gene	Edel-gase
Periode 1								
Periode 2	6,9 / 3							
Periode 3								
Periode 4								

Aufgabe 1

Schneide deine Reihe der Elemente so, dass sich untereinander geordnet Gruppen von Elementen ergeben.

Klebe nun die Elemente Nr. 3 – 10 in die 2. Periode, die Elemente Nr. 11 – 18 in die 3. Periode...

Recherchiere für folgende Aufgaben in deinem Buch.

2. Trage im PSE das Element mit der Ordnungszahl 1 ein. Notiere den deutschen und lateinischen Namen und erläutere, warum der Name für die Hauptgruppe I problematisch ist.
3. Trage das Element mit der Ordnungszahl 2 in das PSE ein und markiere es passend farbig.
4. Bei den aufeinander folgenden Elementen steigt die Atommasse geringfügig an, zwischen Calcium und Gallium jedoch besteht ein großer Unterschied in der Atommasse - warum?
5. Die angegebenen Atommassen sind Atommasseneinheiten. Welches Element wählte John Dalton als Einheit um mit Verhältniszahlen zu ihr alle übrigen Atommassen anzugeben?
6. Als noch genauere Atommasseneinheit (1u) gilt heute der zwölfte Teil (1/12) der Masse eines Atoms innerhalb der Reihe der Elemente. Um welches Element handelt es sich?
7. Ergänze: Man ordnet die Elemente nach ☐ Atommasse. Elemente mit ☐ Eigenschaften folgen in regelmäßigen Abständen bzw. periodisch aufeinander. Die Reihe der Elemente kann man so trennen, dass Elemente mit ähnlichen ☐ untereinander kommen und ☐ bilden.

Vorschau

Das Bohrsche Atommodell

Elektronenhülle

Die Elektronen der Atomhülle und die Protonen des Kerns sind gegensätzlich geladen, dadurch ziehen sie sich gegenseitig an. Die hohe Geschwindigkeit der Elektronen verhindert, dass sie in den positiven Kern stürzen.

Ionisierungsenergie

Bestrahlt man ein Atom, kann je nach verwendeter Energiemenge ein Elektron vom Atom abgetrennt werden. Das betreffende Atom besitzt dann ein Proton mehr als ein Elektron und ist dadurch nicht mehr elektrisch neutral, sondern elektrisch geladen. Ein solches Teilchen nennt man Ion. Die Energiemenge, die ein Elektron aus der Atomhülle entfernen kann und aus einem Atom ein Ion werden lässt, heißt Ionisierungsenergie.
Mit höheren Ionisierungsenergien lassen sich noch weitere Elektronen entfernen, wodurch die Ladung des Ions noch zunimmt.

Experimente mit Ionisierungsenergie

Ein Aluminiumatom hat 13 Protonen im Atomkern und 13 Elektronen in der Hülle. Im Ionisierungsenergie-Diagramm zeigt sich, bei welchen Energiemengen sich einzelne Elektronen abspalten:

Im Diagramm sind die Zeichenelemente wirklichkeitsähnlich dargestellt. Achte besonders auf die Zahlenwerte. Unterbrechungslinien weisen darauf hin, dass an der entsprechenden Stelle in Wirklichkeit längere Zonen sind.
Nutze zur Erledigung folgender Aufgaben ein Extrablatt.

1. Zur Entfernung der 13 Elektronen werden unterschiedliche Energiemengen benötigt.
   a. Für die Entfernung von Elektron Nr. 1 benötigt man wenig Energie. Das lässt vermuten, in welchem Abstand zum Kern sich dieses Elektron aufhält. Antworte und gib eine Begründung.
   b. Für die Entfernung von Elektron Nr. 13 benötigt man viel Energie. Das lässt vermuten, in welchem Abstand zum Kern sich dieses Elektron aufhält. Antworte und gib eine Begründung.
2. Die Auswertung des Diagramms lässt auf eine gewisse Struktur der Atomhülle schließen.
   Um verständlich zu beschreiben, wo sich Elektronen schwerpunktmäßig aufhalten, verwendet man Begriffe wie Elektronen-Aufenthaltsbereiche, „Zonen" oder „Schalen".
   Skizziere ein Modell des Aluminiumatoms, das auf der Auswertung des Diagramms basiert.
   Im Kern schreibst du 13+, in der Atomhülle musst du jedoch für 13 Elektronen 13-mal ein Minuszeichen setzen. In der Atomhülle müssen Aufenthaltsbereiche (bzw. „Zonen" oder „Schalen") für Elektronen skizziert sein.

Vorschau

Atomhülle und PSE

Negativ geladene Elektronen stürzen nicht auf den positiv geladenen Atomkern, da die Fliehkraft ihrer schnellen Bewegung die Anziehungskraft des Kerns ausgleicht.
Sie bewegen sich auf konzentrischen Bahnen in Schalen (Zonen), die einem bestimmten Energieniveau entsprechen. Solange sie sich auf „ihrer" Bahn bewegen, bleibt ihre Energie konstant.

Durch Bestrahlung kann einem Elektron so viel Energie zugeführt werden, dass es die Atomhülle verlässt. Dann existieren weniger negative Ladungen in der Atomhülle im Vergleich zu den positiven Ladungen im Kern. Auf diese Weise verwandelt sich ein elektrisch neutrales Atom in ein elektrisch geladenes Ion. Die hierbei verwendete Strahlung heißt daher ionisierende Strahlung.

Manche Elektronen lassen sich mit wenig Ionisierungsenergie aus der Atomhülle entfernen. Solche Elektronen sind anscheinend von vornherein relativ energiereich und bewegen sich dadurch in einer äußeren Schale der Atomhülle.
Manche Elektronen lassen sich nur mit viel Ionisierungsenergie aus der Atomhülle entfernen. Solche Elektronen sind anscheinend relativ energiearm und bewegen sich dadurch in einer inneren Schale.

Durch umfangreiche Tests ermittelte man verschiedene Energiestufen für Elektronen. Jede Energiestufe für Elektronen entspricht einer eigenen Schale der Atomhülle, in der sich Elektronen bewegen.

Für folgende Atome wird aufgezeigt, welche Energiestufen ihre Elektronen aufweisen:

Atome	1. (niedrigste) Energiestufe	2. Energiestufe	3. Energiestufe
Aluminium (Al)	2 Elektronen	8 Elektronen	3 Elektronen
Argon (Ar)	2 Elektronen	8 Elektronen	8 Elektronen
Bor (B)	2 Elektronen	3 Elektronen	
Lithium (Li)	2 Elektronen	1 Elektronen	
Natrium (Na)	2 Elektronen	8 Elektronen	1 Elektron
Neon (Ne)	2 Elektronen	8 Elektronen	

1. Notiere bei Al für jedes Elektron in einer Schale ein Minuszeichen. (Skizziere ordentlich und mit Bleistift.)
2. Skizziere für die 5 weiteren Elemente die Atommodelle mit ihren Elektronen. Gib auch immer die Kernladung an.
3. Welche Gemeinsamkeit haben die Atommodelle, die nebeneinander stehen? (Antworte auf einem Extrablatt.)
4. Welche Gemeinsamkeit haben die Atommodelle, die untereinander stehen? (Antworte auf einem Extrablatt.)

Li	B	Ne	
Na	Al	Ar	
			Die Randfelder bleiben zunächst frei.

Vorschau

Hauptgruppen des Periodensystems der Elemente

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Periode 1	1 H 1							4 He 2
Periode 2	6,9 Li 3	9 Be 4	10,8 B 5	12 C 6	14 N 7	16 O 8	19 F 9	20,2 Ne 10
Periode 3	23 Na 11	24,3 Mg 12	27 Al 13	28,1 Si 14	31 P 15	32,1 S 16	35,5 Cl 17	39,9 Ar 18
Periode 4	39,1 K 19	40,1 Ca 20	69,7 Ga 31	72,6 Ge 32	74,9 As 33	79 Se 34	79,9 Br 35	83,8 Kr 36
Periode 5	85,5 Rb 37	87,6 Sr 38	114,8 In 49	118,7 Sn 50	121,8 Sb 51	127,6 Te 52	126,9 I 53	131,3 Xe 54

Dimitrij Mendelejew, 1834-1907
Der russische Forscher ordnete 1869 die damals bekannten 56 Elemente nach zunehmender Atommasse an. In periodischen Abständen tauchten Elemente mit ähnlichen Eigenschaften auf. Er stellte die periodischen Abschnitte untereinander und bildete somit Gruppen von Elementen mit ähnlichen Eigenschaften.

Lothar Meyer, 1830-1895
Der deutsche Chemiker forschte zeitgleich wie Mendelejew an derselben Sache und kam zu denselben Resultaten. Jedoch veröffentlichte er bereits 1864 ein Buch, „Die modernen Theorien der Chemie", in dem er Elemente, sortiert nach Atomgewicht, in Perioden zu 6 Gruppen darstellte.

Sir Ernest Rutherford, 1871-1937
Der neuseeländische Physiker, englischer Abstammung, bestrahlte 1911 Goldfolie mit elektrisch positiv geladenen Alpha-Teilchen. Zum großen Teil durchdrangen die Strahlen die Goldatome. Daraus schloss Rutherford, dass der Raum eines Atoms zum größten Teil leer ist. Da einige positive Alpha-Teilchen reflektiert wurden, erwies sich der Atomkern als positiv geladen, aber sehr klein.

Niels Bohr, 1885-1962
Der dänische Physiker berechnete Energiestufen für Elektronen und stellte 1913 sein Atommodell vor.
Er formulierte, dass sich Elektronen aufgrund spezieller Energiewerte in speziellen Schalen um den Kern bewegen und dabei keine Energieverluste zeigen.

Vorschau

Atombau "höherer Elemente"

Periode	Ord-nungs-zahl	chem. Symbol	Element	K	L	M	N
				Elektronenschalen / Anzahl der Elektronen			
1	1	H	Wasserstoff	1			
	2	He	Helium	2			
2	3	Li	Lithium	2	1		
	4	Be	Beryllium	2	2		
	5	B	Bor	2	3		
	6	C	Kohlenstoff	2	4		
	7	N	Stickstoff	2	5		
	8	O	Sauerstoff	2	6		
	9	F	Fluor	2	7		
	10	Ne	Neon	2	8		
3	11	Na	Natrium	2	8	1	
	12	Mg	Magnesium	2	8	2	
	13	Al	Aluminium	2	8	3	
	14	Si	Silicium	2	8	4	
	15	P	Phosphor	2	8	5	
	16	S	Schwefel	2	8	6	
	17	Cl	Chlor	2	8	7	
	18	Ar	Argon	2	8	8	
4	19	K	Kalium	2	8		1
	20	Ca	Calcium	2	8		2
	21	Sc	Scandium	2	8		2
	22	Ti		2	8		2
	23	V		2	8		2
	24	Cr		2	8		1
	25	Mn		2	8		2
	26	Fe		2	8		2
	27	Co		2	8		2
	28	Ni		2	8		2
	29	Cu		2	8		1
	30	Zn	Zink	2	8		2
	31	Ga	Gallium	2	8		3
	32	Ge	Germanium	2	8		4
	33	As	Arsen	2	8		5
	34	Se	Selen	2	8		6
	35	Br	Brom	2	8		7
	36	Kr	Krypton	2	8		8

Name:

Klasse:

Gruppe:

Summe aller Punkte:

Elemente der Neben-gruppen

Vorschau

Atombau „höherer Elemente"

Name:	Punkte:

1. Für die Elemente der Ordnungszahlen 22 - 29 fehlen die Namen zu den chemischen Symbolen.
   Für jeden korrekt eingetragenen Begriff gibt es 0,5 Punkte. — 1
2. Im Schema fehlen für die Elemente der 4. Periode die Zahlen der Elektronen in der M-Schale. Errechne sie und trage sie in das Schema ein. Bedenke die Protonenzahlen und siehe hierfür die gegebenen Ordnungszahlen. Alles korrekt = 1 Punkt — 1
3. Mit steigender Ordnungszahl bekommen die Elemente der 4. Periode von Kalium bis Krypton jeweils ein Elektron hinzu.
   Erschließe aus allen gegebenen Elektronenzahlen, wie die Elemente mit steigender Ordnungszahl "hinzukommende" Elektronen "platzieren".

Bei den Elementen mit den Ordnungszahlen 19 und 20 werden hinzukommende Elektronen in der ☐ - Schale platziert.	1
Bei den Elementen mit den Ordnungszahlen 21 bis 30 werden hinzukommende Elektronen in der ☐ - Schale platziert.	1
Bei den Elementen mit den Ordnungszahlen 31 bis 36 werden hinzukommende Elektronen in der ☐ - Schale platziert.	1

4. Quecksilber (Hg - Hydrargyrum)
   a. Wie sind die ersten 4 Schalen von Quecksilber mit Elektronen besetzt?

   Infos: Bei Quecksilber sind die ersten 4 Elektronenschalen voll besetzt.
   Die maximale Anzahl von Elektronen in einer einzelnen Schale berechnet man mit folgender Formel: $2 \cdot n^2$
   Der Faktor "n" steht für die Nummerierung der Elektronenschale.
   Die innerste Schale hat den Faktor 1, die nächste den Faktor 2 usw.

   Notiere (ergänze) alle Rechnungen und Ergebnisse der folgenden Zeilen.

K-Schale:	$2 \cdot 1^2$			1
L-Schale:	$2 \cdot 2^2$			1
M-Schale:	$2 \cdot 3^2$	$1 \cdot 3^2 = 9$	$2 \cdot 9 = 18$	1
N-Schale:				1

   b. Wie sind alle Schalen von Quecksilber mit Elektronen besetzt?
   Bedenke, dass Hg insgesamt 80 Elektronen hat (→ Ordnungszahl = 80), wobei die äußerste Schale mit 2 Außenelektronen besetzt ist.

Schalen:	K	L	M	N	O	P	
Elektronen:							1

Vorschau

Entstehung von Ionen

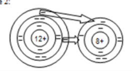
Experimente zeigen oft, dass Metalle heftig mit Nichtmetallen reagieren.
Beispiel ist die Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff, wenn Magnesium angezündet wird und mit greller Flamme verbrennt.
Die heftige Reaktion resultiert aus intensiven Elektronenübergängen.

Formel - Gleichung	2 Mg	+	O_2	→	2 MgO

Skizze 1:

Energiezufuhr spaltet das Sauerstoff-Molekül und zwei Atome Magnesium reagieren mit zwei Atomen Sauerstoff zu zwei Verbindungen Magnesiumoxid.

Skizze 2:



Jedes Magnesium-Atom verliert seine beiden Außenelektronen und wird zum Magnesium-Ion mit zwei positiven Ladungen im Überschuss.

Jedes Sauerstoff-Atom ergänzt die Außenschale auf acht Elektronen und wird zum Sauerstoff-Ion mit zwei negativen Ladungen im Überschuss.

Ionen - Gleichung:

Mg	+	O	→	$Mg^{2+} + O^{2-}$
Mg	+	O	→	$Mg^{2+} + O^{2-}$
2 Mg	+	O_2	→	$2\,Mg^{2+} + 2\,O^{2-}$

Die entgegengesetzt geladenen Ionen ziehen sich gegenseitig an und bilden 2 Verbindungen.

Für die Anzahl der Elektronen, die jeweils zwischen einzelnen Metall- und Nichtmetallatomen wechseln, zeigen sich Regeln:
1. Metallatome geben ihre sämtlichen Außenelektronen an die Nichtmetallatome ab.
2. Nichtmetallatome nehmen so viele Elektronen auf, bis sie acht Außenelektronen haben. (Dies bezeichnet man als „Oktettregel". Diese Anzahl an Außenelektronen ist sehr stabil.)

Aufgabe:

Es werden mehrere Reaktionsgleichungen gegeben. Zeichne dazu die Skizzen 1 und 2 nach dem obigen Beispiel und notiere die Formel- und Ionen-Gleichungen.

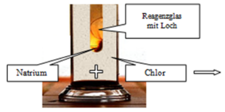
Schlage für diese Aufgabe im Periodensystem nach, welche Kernladungen die einzelnen Atome aufweisen, wie viele Schalen ihre Atomhüllen besitzen und wie viele Außenelektronen vorliegen.

Nutze für jede Aufgabe ein leeres Blatt zum Schreiben.
Nach der Gruppenarbeit können einzelne Gruppen Lösungen an der Tafel präsentieren.

1.	2 Li	+	Cl_2	→	2 LiCl
2.	Ca	+	F_2	→	CaF_2
3.	2 Na	+	S	→	Na_2S

Entstehung und Eigenschaften von Salzen

Experiment: Natrium wird in einem Standzylinder mit Chlor erhitzt.
Natrium reagiert mit Chlor unter starker Lichtentwicklung zu Natriumchlorid.



Natriumchlorid

Eines der allgemeingültigen Reaktionsschemata für die Entstehung von Salzen lautet:

Metall + Nichtmetall ⟹ Salz

Regeln:
1. Die Nummer der Hauptgruppe im PSE zeigt die Zahl der Valenzelektronen eines Atoms.
2. Metalle geben sämtliche Valenzelektronen ab, um eine Edelgaskonfiguration zu erreichen. Ihre neue Außenschale ist dadurch mit Elektronen komplett besetzt.
3. Nichtmetalle nehmen so viele Elektronen in ihre Außenschale auf, bis sie eine Edelgaskonfiguration erreichen. Das sind in der Regel 8 Valenzelektronen: Oktettregel.

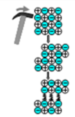
Bildung der Ionengleichung

1. Die entgegengesetzten Ladungen der Ionen im Salz sind ausgeglichen.				
2. Entsprechend der Anzahl der Ionen sind die Ausgangsstoffe zu notieren.				
				$Na^+ + Cl^-$
2 Na	+	Cl_2	→	$2\,Na^+ + 2\,Cl^-$

Bildung der Stoffgleichung

Die Ladungen der Ionen im Salz werden nicht notiert.				
2 Na	+	Cl_2	→	2 NaCl

Die gegensätzlichen Ladungen der Ionen ziehen sich einander an. Die Ionen bilden entsprechend der Anziehungskräfte einen Ionenverband.
Die regelmäßige Anordnung der Ionen bildet Kristalle, d.h. feste, regelmäßig geformte und von ebenen Flächen begrenzte Körper.
Ein Schlag mit dem Hammer auf Salzkristalle zeigt spezielle Auswirkungen.
Beschreibe sie und charakterisiere die Materialeigenschaft von Salzkristallen im Vergleich zu Metallen wie Kupfer und Zinn oder ihre Legierung (Bronze).



Stoffgleichungen für die Bildung von Salzen

1. Notiere (mit Bleistift) rechts oben die Ionen des Salzes und die Verhältnisformel.
2. Notiere links der Reaktionsgleichung die Ausgangsstoffe.
   Achtung: Halogene und Gase (außer Edelgase) existieren als Moleküle.
   Beispiele = Br_2 und N_2
3. Prüfe, ob die Teilchenzahlen bei den Ausgangsstoffen mit denen im Produkt übereinstimmen. Gleiche bei Bedarf durch Vervielfachung aus. Achtung: Die vervielfachende Zahl darf immer nur vor Atomen oder Verbindungen geschrieben werden.

Entstehung des Salzes Aluminiumoxid:

				$2\,Al^{3+} + 3\,O^{2-}$
				Al_2O_3
Al	+	O_2	→	Vervielfache!
4 Al	+	3 O_2	→	2 Al_2O_3

1. Entstehung des Salzes Calciumoxid:

	+		→	
	+		→	

2. Entstehung des Salzes Bleisulfid

	+		→	
	+		→	

3. Entstehung des Salzes Siliciumfluorid:

	+		→	
	+		→	

4. Entstehung des Salzes Natriumoxid:

	+		→	
	+		→	

5. Entstehung des Salzes Borbromid:

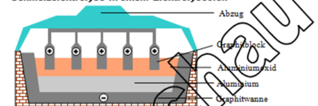
	+		→	
	+		→	

Aluminiumherstellung

Historisches: 1820 entdeckte man im Französischen Ort „Les Baux" ein rötliches Gestein. Man nannte es Bauxit. Es ist ein Gemisch aus Aluminiumoxid (Al_2O_3) und Sand, nebst einigen Verunreinigungen.
Für die Gewinnung von Aluminium müssen zuerst der Sand und die Verunreinigungen entfernt werden. Anschließend kommt das Aluminiumoxid in den Elektrolyseofen.
Das Salz Aluminiumoxid ist nicht in Wasser löslich. Um seine Bestandteile frei beweglich zu machen wird es deshalb geschmolzen.
Die Schmelztemperatur ist allerdings mit 2045° C sehr hoch. Deshalb mischt man das Aluminiumoxid mit Krvolith ($Na_3[AlF_6]$), was die Schmelztemperatur auf 950° C absenkt.

1. Präge dir die Begriffe ein und merke dir alle aufgeführten Fakten. Mache dir Notizen.

Schmelzelektrolyse in einem Elektrolyseofen



2. Notiere die Ionen von 2 Verbindungen Aluminiumoxid (2 Al_2O_3): ____
3. Diese Ionen wandern zu den Elektroden und reagieren mit diesen. Notiere die Reaktionen.
4. Bereite die Erläuterung des Elektrolyseofens vor und beantworte die Fragen im Schema.

Reaktion an der Anode:

	→		+	
Sauerstoffionen	→	Sauerstoffmoleküle	+	Elektronen

Die Sauerstoffmoleküle reagieren mit dem Kohlenstoff des Graphits zu CO_2 und CO.
Welche Konsequenz ergibt sich für das Graphit?

Reaktion an der Kathode:

	+		→	
Aluminiumionen	+	Elektronen	→	Aluminiumatome

Das sich auf dem Boden der Graphitwanne sammelnde Aluminium wird abgesaugt.
Eigenschaften und Verwendung von Aluminium?

Die Elektrolyse erfolgt mit einer Spannung von 5 V und mit einer Stromstärke von etwa 200.000 A.
Um 1 Tonne Aluminium zu gewinnen, werden etwa 2 Tonnen Aluminiumoxid, 0,5 Tonnen Graphit und etwa 50 kg Krvolith ($Na_3[AlF_6]$) benötigt.
Die eingesetzte Energiemenge könnte ein Einfamilienhaus fünf Jahre lang versorgen. Aluminium-Recycling spart 95% dieser Energiekosten.

Die Redoxreihe

Resultate der Versuche zu den Redoxreaktionen:

Cu (S)	+	$2\,Ag^+$ (aq)	→	Cu^{2+} (aq)	+	2 Ag(S)
2 Ag (S)	+	Cu^{2+} (aq)	→	-	-	-
Cu (S)	+	Zn^{2+} (aq)	→	-	-	-
Zn (S)	+	Cu^{2+} (aq)	→	Zn^{2+} (aq)	+	Cu (S)
2 Ag (S)	+	Zn^{2+} (aq)	→	-	-	-
Zn (S)	+	$2\,Ag^+$ (aq)	→	Zn^{2+} (aq)	+	2 Ag(S)

1. Ordnet die Metalle der Versuche.

a. Metallatome, mit abnehmender Reduktionskraft:		>		>	
b. Metallionen, mit abnehmender Oxidationskraft:		>		>	
	→ → abnehmende Kräfte → →				

2. Unedle Metalle oxidieren schnell, edle Metalle oxidieren kaum oder gar nicht.
   Tragt in das unten stehende Schema zur „Redoxreihe der Metalle" Atome und Ionen der Metalle sinnvoll ein, zu denen folgende Informationen gegeben werden:

Eisen (Fe / Fe^{2+})	Pipelines (Rohre) aus Eisen überzieht man mit einer Schutzschicht, da es ein unedles Metall ist.
Zink (Zn / Zn^{2+})	Pipelines (Rohre) aus Eisen werden mit einer Schutzschicht überzogen und mit einer „Opferanode" aus Zink verbunden. Bekommt die Schutzschicht einen Schaden und das Eisen Kontakt mit feuchter Luft oder Wasser, dann fließen Elektronen vom Zink über Eisen zum im Wasser gelösten Sauerstoff, bis das ganze Zink korrodiert ist.
Kupfer (Cu / Cu^{2+})	Aus Kupfer fertigt man unter anderem Regenrinnen, da es deutlich weniger korrodiert als viele andere Metalle. Allerdings bildet sich allmählich durch Oxidation an feuchter Luft eine grünliche Schicht aus Kupferpatina. Die jedoch schützt das darunter liegende Kupfer vor weiterer Korrosion.
Gold (Au / Au^{3+})	Aufgrund seiner hervorragenden Beständigkeit gegen Korrosion eignet es sich in der Zahnmedizin für Zahnersatz und Zahnfüllungen.
Silber (Ag / Ag^+)	Bei Staatsbanketten wird manchmal mit edlen Silber- oder Goldlöffeln gespeist. Einige Zeit aufbewahrtes Silber läuft aber schwarz an, da es mit dem in der Luft vorkommenden und oxidierend wirkenden Schwefelwasserstoff zu Silbersulfid reagiert.
Natrium (Na / Na^+)	Man muss es in Petroleum aufbewahren, da es sonst sofort oxidiert.

Redoxreihe der Metalle (Macht eure Eintragungen mit Bleistift.)

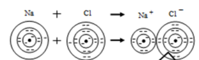
	➔ ➔ ➔ ➔ ➔ Reduktionskraft abnehmend ➔ ➔ ➔ ➔ ➔					
2.a. (Atome)						
	unedle Metalle			edle Metalle		
2.b. (Ionen)						
	➔ ➔ ➔ ➔ ➔ Oxidationskraft zunehmend ➔ ➔ ➔ ➔ ➔					

3. Bereitet euch durch Diskussionen vor, eure Ergebnisse vor der Klasse zu erläutern.

Reaktionen mit Chlor
Entstehung unterschiedlicher Produkte

Reaktion von Natrium mit Chlor:

$2\,Na + Cl_2 \rightarrow 2\,NaCl$



Verbrennung von Wasserstoff im Chlor:

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl$

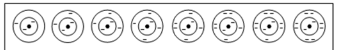
Elektronegativität (EN)

H	2,2													He	0
Li	1,0	Be	1,5	B	2,0	C	2,5	N	3,1	O	3,5	F	4,1	Ne	0
Na	1,0	Mg	1,2	Al	1,5	Si	1,7	P	2,1	S	2,4	Cl	2,8	Ar	0
K	0,9	Ca	1,0	Ga	1,8	Ge	2,0	As	2,2	Se	2,5	Br	2,7	Kr	0
Rb	0,9	Sr	1,0	In	1,5	Sn	1,7	Sb	1,8	Te	2,0	I	2,2	Xe	0

Aufgaben

1. Natrium und Chlor verbinden sich durch die Reaktion miteinander.
   Betrachte Skizze und Gleichung und beschreibe den Vorgang.
2. Wasserstoff und Chlor verbinden sich durch die Reaktion miteinander.
   Betrachte Skizze und Gleichung und beschreibe den Vorgang.
3. Die Elektronegativität ist das Maß für die Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen anzuziehen. Warum entstehen bei den zwei Reaktionen unterschiedliche Produkte?
4. Die obere Reaktion verläuft mit stärkerer Lichterscheinung als die untere Reaktion. Warum?

Lewis – Formeln

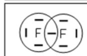


•Li •Be• •B• •C• :N• :O• :F: :Ne:

Punktschreibweise eines ungebundenen Atoms:
Elektronen werden als Punkte dargestellt.
Es werden nur Elektronen der Außenhülle dargestellt.
Bei mehr als vier Elektronen, ergeben zwei benachbarte Elektronen ein Elektronenpaar.

•Li •Be• •B• •C• |N• |O• |F| |Ne|

Erweiterung der Punktschreibweise:
Elektronenpaare werden als Striche dargestellt.
Einzelne Elektronen werden weiterhin als Punkte dargestellt.



Oktettregel (Regeln enthalten Ausnahmen.)
Elektronen zweier oder mehrerer Atome bilden Elektronenpaare und binden mit ihrer negativen Ladung die Atomkerne.
Die Elektronen ergänzen sich in der Regel zu acht Valenzelektronen. (Elemente ab der dritten Periode können mehr als 8 Elektronen in der äußeren Schale aufnehmen.)

|F̄—F̄|

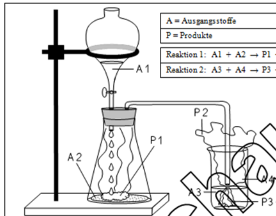
Lewis - Formel
(Benannt nach einem amerikanischen Chemiker)
Bindende Elektronenpaare schreibt man zwischen die Symbole, die nicht bindenden Elektronenpaare schreibt man außen an die Elementsymbole.

Führt für jede der nachfolgenden Verbindungen (Aufgaben) Folgendes durch:
1. Stellt fest, welche Atome eine Verbindung bilden und notiert für jedes in der Verbindung vorkommende Atom die erweiterte Punktschreibweise. (Recherchiert dafür im PSE.)
2. Stellt die Verbindung als Lewis-Formel mit den Elektronenschalen dar.
3. Stellt die Verbindung als Lewis-Formel ohne Elektronenschalen dar.

Verbindung	Notierung der Atome ohne Darstellung der Elektronen
H_2	H H
O_2	O O
N_2	N N
CO_2	O C O
H_2S	H S H Schwefelwasserstoff
NH_3	H N H / H Ammoniak

Verbindung	Notierung der Atome ohne Darstellung der Elektronen
CH_4	H / H C H / H Methan
H_2O	H O / H
SO_2	S / O O

Herstellung von Chlorwasserstoff und Salzsäure



A = Ausgangsstoffe
P = Produkte

Reaktion 1: A1 + A2 → P1 + P2
Reaktion 2: A3 + A4 → P3 + P4

	A1	+	A2	→	P1	+	P2
R1	Schwefelsäure	+	Kochsalz	→	Natriumsulfat	+	Wasserstoffchlorid (Chlorwasserstoff)
	H_2SO_4	+	2 NaCl	→		+	2 HCl

	A3	+	A4	→	P3	+	P4
R2	Wasser	+	Wasserstoffchlorid	→	Hydronium - Ion	+	Chlorid - Ion
	δ+ δ−		δ+ δ−				
	H_2O	+	HCl	→		+	Cl^-
			Salzsäure		Salzsäurelösung		

Aufgaben:

1.	Formel für Natriumsulfat?	Achtung: Es entsteht nur 1 Molekül Natriumsulfat.
2.	Formel Hydronium-Ion?	Achtung: Es ist ein positiv geladenes Ion.

3. Wie entsteht das Hydronium-Ion? Ergänze den Lückentext.
   Das H_2O-Molekül hat ____ Teilladungen. Seine ____ Teilladung zieht vom HCl-Molekül die ____ Teilladung an sich heran und entreißt ihm dann den positiven Teil des Wasserstoffatoms, also dessen Kern bzw. ____. Der negative Teil des Wasserstoffatoms vom HCl, das ____, wird durch den Kern des Chloratoms zu stark ____ und bleibt in dessen Schale.

Wasser bildet mit Nichtmetalloxiden Säuren

Name:	Klasse:	Gruppe:
Punkte: Bewertung:		Punkte / Σ:

In den Reaktionsgleichungen 2 -5 sind einige Lücken, füllt sie mit Bleistift aus.

H_2O	+	N_2O_5	→	2 H	NO_3
				Wasserstoff	Säurerest
				2 Moleküle	
Wasser	+	Di stickstoff pent oxid	→	Salpetersäure	

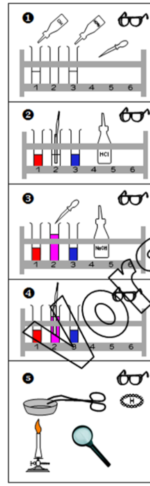
H_2O	+	CO_2	→	H_2	CO_3
				Wasserstoff	Säurerest
				1 Molekül	
Wasser	+	Kohlenstoff di oxid	→		

H_2O	+	SO_2	→		
				Wasserstoff	Säurerest
				1 Molekül	
Wasser	+	Schwefel di oxid	→	schwefelige Säure	

H_2O	+	SO_3	→		
				Wasserstoff	Säurerest
				1 Molekül	
Wasser	+		→		

6 H_2O	+	P_4O_{10}	→		
				Wasserstoff	Säurerest
				4 Moleküle	
Wasser	+	Tetra phosphor deca oxid	→		

Reaktion von Salzsäure mit Natronlauge



❶ Stellt 3 Reagenzgläser (RG) in einen RG-Ständer an die Positionen 1,2 und 3.
Füllt am Schülertisch RG-1 zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure und RG-3 zu einem Drittel mit verdünnter Natronlauge.
Gebt am Lehrerpult in beide Lösungen jeweils ca. 3 Tropfen Universalindikator hinzu und schwenkt sie.
Beobachte die Farbumschläge des Indikators:
- Die Säure erscheint dadurch rot.
- Die Lauge erscheint dadurch blau.

❷ Füllt am Schülertisch RG-2 zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure.
Führt anschließend mit einer Pinzette ein Magnesiumband **kurz** in die verdünnte Salzsäure.
Beobachtet: Salzsäure zersetzt Magnesium, wobei Gasblasen (H_2) frei werden.
Entfernt das Magnesiumband nach einigen Sekunden aus der Salzsäure, denn es wird nochmals benötigt.

❸ Gebt am Lehrerpult ca. 3 Tropfen Universalindikator in die Salzsäure im RG-2 hinzu und schwenkt auch diese Lösung etwas.
Gebt danach am Arbeitstisch peu à peu verdünnte Natronlauge hinzu und schwenkt ab und zu.
Achtung:
Beendet die Zugabe von Natronlauge, wenn die Flüssigkeit lila erscheint, also farblich zwischen Rot und Blau.

❹ Führt mit der Pinzette das Magnesiumband in die lila erscheinende Lösung.
Was lässt sich jetzt beim Einsetzen des Magnesiums im Vergleich zum Versuchsschritt ❷ feststellen?
Notiert auf einem DIN-A-4-Blatt eure Gruppe. Schreibt eure Beobachtung beim Versuchsschritt ❹ auf, sprecht über eine Erklärung und formuliert sie.

❺ Gießt die neu entstandene Lösung in eine metallene Abdampfschale und erhitzt sie über einer Brennerflamme.
Betrachtet den Rückstand mit einer Lupe.
(Hinweis: Der Indikator wurde nicht mit Hilfe von Aktivkohle entfernt. Der Rückstand wäre ohne den Indikator absolut weiß.)
Im RG-2 reagierte Salzsäure mit Natronlauge, so dass eine Flüssigkeit mit einer neuen Eigenschaft entstand. Vervollständigt die Formelgleichung und notiert sie, möglichst mit der dazu gehörenden Wortgleichung, auf eurem Lösungsblatt.
HCl + NaOH → ______ + ______

Räumt perfekt auf und gebt euer Lösungsblatt ab.

Vorschau