

## DIAMANT:

(von griech.: adamas = Stahl, Diamant = unbezwingbar). Eine der kristallinen Modifikationen des Kohlenstoffs. Dichte: 3,51–3,52, Härte: 10 (härtestes irdisches Material). Diamant kristallisiert kubisch. Diamanten haben gewöhnlich einen muscheligen Bruch und können im Stahlmörser zu Pulver zerstampft werden. Sie fühlen sich kalt an (gute Wärmeleiter) und werden beim Reiben wie Glas positiv elektrisch. Feines Pulver kann man schon vor dem Lötrohr auf Platinblech zu CO<sub>2</sub> verbrennen; größere Stücke brennen erst im über 800° heißen Sauerstoff-Gebläse. Gewöhnliche Säuren und Laugen greifen Diamanten nicht an, wohl aber ein (oxidierendes) Gemisch aus Kaliumdichromat und Schwefelsäure oder schmelzender Salpeter bzw. Fluor bei über 700°C. Diamant ist im elektrischen Flammenofen unschmelzbar, doch wandelt er sich bei diesen Hitzegraden in Graphit um.

Der Diamant ist ein gesuchter Edelstein. Die wertvollsten Diamanten sind farblos, glasartig durchsichtig und sehr stark lichtbrechend. Die Refraktion ( Brechungsindex  $n_D=2,4173$ ) kann auch zur Echtheitsprüfung herangezogen werden. Daneben gibt es aber auch farbige, durchsichtige Diamanten, die z.B. bräunliche, gelbe, graue, grünliche oder schwarze Farbtöne aufweisen. Oft sind die Farben so schwach ausgeprägt, dass sie nur vom Kenner wahrgenommen werden können. Am seltensten trifft man satt blau (durch Aluminium) oder rot gefärbte Diamanten. Die tiefschwarzen Carbonados enthalten oft 2–4% Verunreinigungen. Die meisten Diamanten sind matt, stumpf, trüb und nahezu bleigrau; man bezeichnet diese Stücke als Ballas oder Bort und verwendet sie zu technischen Zwecken.

## Herstellung:

Frühe Versuche zur Erzeugung künstlicher Diamanten scheiterten zunächst an technischen-thermodynamischen Problemen. Mit der Entwicklung der apparativen Voraussetzungen zur Erreichung hoher Temperaturen bei gleichzeitig sehr hohen Drucken wurde die kommerzielle Herstellung zunächst von Industrie-Diamanten möglich. Die meisten Verfahren basieren auf der Umwandlung von Graphit in Diamant bei Temperaturen um 1670–1720 K (ca. 1400–1450°C) und Drucken von ca. 60 kbar (6 GPa) unter Mitwirkung geschmolzener Metalle wie Fe, Co, Ni, Mn, Pt u.a. bzw. von Legierungen dieser Metalle untereinander oder mit anderen Metallen.

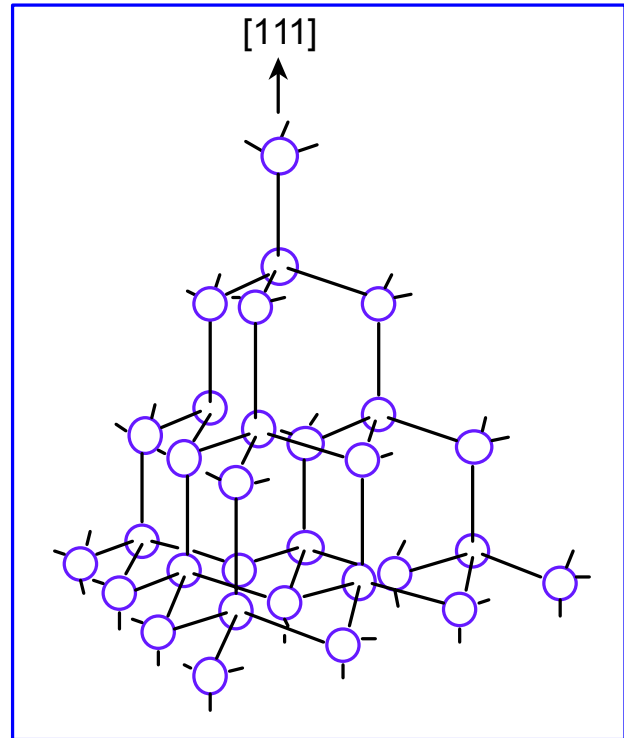
## Verwendung:

Nur wenige der in der Natur gefundenen Diamant sind durchsichtig, wasserklar farblos oder farbig und als Schmuck verwendbar. Bei diesen wird durch einen besonderen Schliff mit Diamantpulver die Oberfläche so gestaltet, dass möglichst viel von dem einfallenden Licht total reflektiert wird und die Farbenstreuung (Dispersion) möglichst hohe Werte erreicht. Man bezeichnet diese geschliffenen Diamant als Brillanten (von franz.: brillant = glänzend). Als „lupenrein“ gilt ein Brillant, wenn er bei 10facher Lupenvergrößerung völlig frei von Einschlüssen ist.

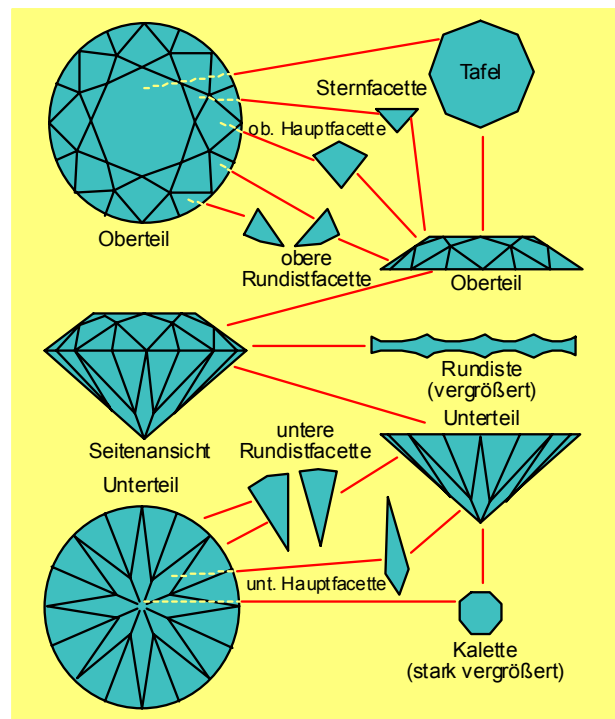
In der Industrie werden Diamant wegen ihrer großen Härte und chemischen Beständigkeit als Schleif-, Bohr- und Schneidemittel verwendet. Manche natürliche sowie spezielle synthetische Diamanten zeigen Halbleiter-Eigenschaften, verursacht durch Beimengungen von B wie auch Al, Be oder Li; sie finden in Transistoren Verwendung; da der elektrische Widerstand dieser Diamant-Typen sehr empfindlich auf

Temperaturänderungen reagiert, sind sie auch als Messfühler in Medizin und Technik geeignet. Diamant-Fenster aus sehr reinen Diamanten werden z.B. als Sensoren in Raumfahrtsonden eingesetzt. Als Diamant-„Ersatz“ kommen  $\text{TiO}_2$  (Rutil),  $\text{ZrO}_2$  („Zirkonia“) und  $\text{SrTiO}_3$  („Fabulit“) in Frage.

**Diamantgitter:** jedes C-Atom ist von 4 anderen C-Atomen **tetraedrisch** umgeben:



Der Brillantschliff:



QUELLE: CD Römpp Chemie Lexikon – Version 1.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1995.

## **GRAPHIT:**

(von griech.: graphein = schreiben). Kristalline, graue bis grauschwarze, undurchsichtige, metallisch glänzende, stabile Modifikation des Kohlenstoffs, der außerdem als metastabiler kubisch kristalliner Diamant und Kohle auftritt. Natürlicher Graphit kommt selten ganz rein vor und kann daher beim Verbrennen bis zu 20% Asche hinterlassen, Dichte 2,1–2,3, in reinstem Zustand 2,265. Graphit-Kristalle sind selten, meist bildet er schuppige, erdige Massen. Graphit ist sehr schwer zu verbrennen; man kann ihn in nicht oxidierender Atmosphäre bis 2500°C, an Luft jedoch nur bis ca. 400°C als Werkstoff verwenden. Unter Normaldruck hat Graphit keinen Schmelzpunkt; er wird <2500°C plastisch verformbar und sublimiert bei ca. 3750°C. Da Graphit Metallglanz sowie eine beachtliche Wärme- und Elektrizitätsleitfähigkeit besitzt, kann man ihn auch als „metallische“ Kohlenstoff-Modifikation bezeichnen.

Im Vergleich zu dem Diamanten ist Graphit auffallend weich. Er hat die Härte 1, fühlt sich daher bei der Berührung weich, fettig an, gibt auf Papier einen schwarzen Strich [daher Verw. als sog. Reißblei (Wasserblei) und in Bleistiften] und eignet sich ausgezeichnet zu Schmiermitteln. Diese merkwürdige Eigenschaft erklärt sich aus dem besonderen Bau des Kristallgitters. Danach gehen von jedem Kohlenstoff-Atom (z.B. dem Atom A) in einer Ebene drei Sigma-Bindungen zu den benachbarten Atomen B, C und D; es entstehen auf diese Weise ähnliche Sechsecke wie bei der Benzol-Formel. Da jedes Kohlenstoff-Atom so nur drei seiner vier Außenelektronen betätigt, steht das vierte Valenzelektron für die Bildung einer zusätzlichen, nichtlokalisierten Pi-Bindung zu Verfügung. Die p-Elektronen zeigen metallische Beweglichkeit, sie bilden ein sogenanntes Elektronengas, ähnlich wie Elektronen bei Metallen. Dies erkennt man an der tiefschwarzen Farbe und dem thermischen und elektrischen Leitvermögen des Graphit im Gegensatz zum Diamanten, in dem alle s-Elektronen in Bindungen mit Nachbar-C-Atomen „beschäftigt“ sind. Zwischen den Schichten, deren Abstände (z.B. A–E) mit 335,4 pm viel größer sind als die Abstände A–B (142,10 pm), sind nur relativ schwache van-der-Waals-Kräfte wirksam. Daher lassen sich die Schichtebenen (I, II, III) relativ leicht gegeneinander verschieben, was die oben genannten Eigenschaften erklärt.

## **Vorkommen:**

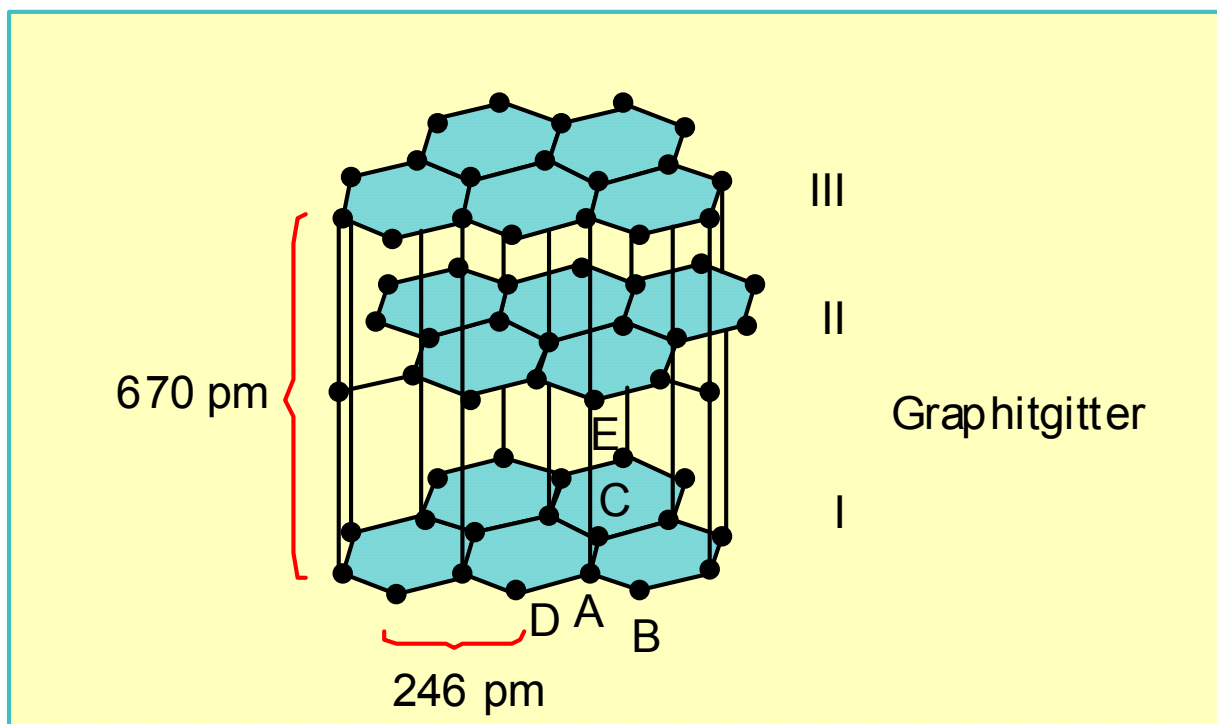
Graphit findet sich besonders in Gebieten starker Metamorphose, wo Erstarrungsgesteine (insbes. Gneis) an Schichtgesteine angrenzen. Wahrscheinlich wurden die Kohlen in den Schichtgesteinen durch eindringendes Magma sehr stark unter Luftabschluss erhitzt und dabei in Graphit übergeführt. Wichtige Graphit-Lager – man unterscheidet hierbei den mikrokristallinen Pudergraphit von dem großkristallinen Flinz- od. Flockengraphit – sind bei Passau (Kropfmühl), in der Steiermark, Madagaskar, Sri Lanka, Mexiko, Nord- und Südkorea, ÇSSR, UdSSR, China, Norwegen und USA. Die Weltförderung an Graphit beträgt ca. 500.000t im Jahr. Wegen des großen Bedarfs wird Graphit auch in erheblichem Umfang synthetisch hergestellt. Die sogenannte Kunstkohle wird aus Petrolkoks (Erdölrückständen) unter Zugabe eines Bindemittels (Steinkohlenteerpeche) durch Formpressen und Brennen (800–1300°) fabriziert und kann bei Bedarf graphitiert werden. Die Herstellung dieses Elektrographits erfolgt in speziellen Öfen.

Neuere Techniken erlauben die Herstellung von Kohlenstoff in Form von Folien und Membranen, als Schaumkohlenstoff, aufgedampfte Schichten (Pyrokohlenstoff), glasartiger Kohlenstoff und Fasern.

### Verwendung:

In erheblichen Mengen als Elektrodenmaterial für Lichtbogenöfen, wässrigen und Schmelzflußelektrolysen bei der Erzeugung von Metallen (Stahl, Aluminium, Natrium), Korund, Chlor, Alkalien etc., als leitendes Material in der Elektroindustrie (Kohlebürsten, Bogenlampen), für spektroskopische Elektroden und Pulver, für Gießformen und Ofenauskleidungen besonders. in der Metallurgie, als korrosionsbeständiger Werkstoff (durch Imprägnieren mit wärmehärtenden Kunststoffen läßt sich der sonst poröse Graphit gasdicht machen) im Chemieapparatebau, auch für Dichtungen oder als Berstscheiben, für Labor-Heizbäder, als Wärmeaustauscher usw., in Form von Graphit-Verb. für chemische Synthesen, in der Kerntechnik als Moderator in Reaktoren, als leichtes Konstruktionsmaterial und zur Ablativkühlung in der Raumfahrt, auch in superharten Verbundwerkstoffen mit Tantal, für Kohlenstoff-Fasern, als Schmiermittel, zum Leitendmachen von Textilgeweben, für Bleistiftminen, als Umkehrphase in der HPLC u.a. mehr.

**Graphitgitter:** jedes C-Atom ist von 3 anderen C-Atomen umgeben:

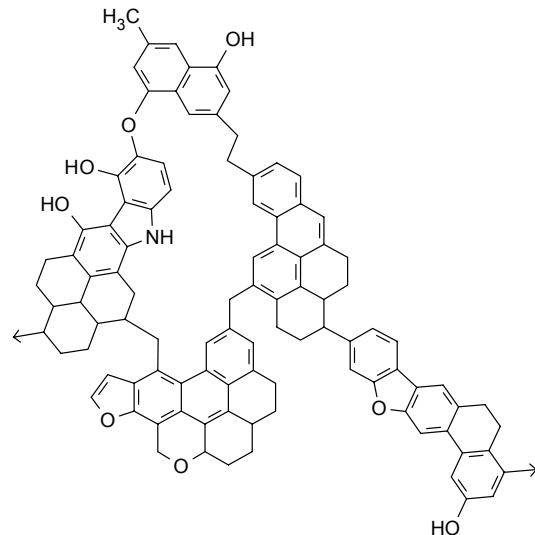


Quelle: CD Römpp Chemie Lexikon – Version 1.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1995.

## STEINKOHLE:

Schwarze, oft pechartig od. fettig glänzende Sedimentgesteine pflanzlicher Herkunft. Man unterscheidet nach Beschaffenheit, Zusammensetzung, Verhalten beim Erhitzen usw. eine Reihe von verschiedenen

Steinkohle-Arten: Anthrazit, Magerkohle, Esskohle, Back- od. Fettkohle, Gaskohle, Gasflammkohle, Flammkohle. Ihr Heizwert liegt zwischen 33 und 35 MJ/kg. Die Steinkohlen werden nach dem Gehalt an flüchtigen Bestandteilen eingeteilt, der durch Erhitzen unter Luftabschluß auf 900° bestimmt wird. Strukturuntersuchungen an Steinkohle gestalten sich äußerst schwierig. Die wichtigsten Methoden sind die Extraktion mit Lösungsmitteln und spektroskopische Verfahren, besonders die NMR-Spektroskopie.



Die Steinkohlen unterscheiden sich folgendermaßen von den meist jüngeren, in der Regel tertiären Braunkohlen:

Strukturmodell für Steinkohle

1. Beim Kochen mit verdünnter Salpetersäure (1:10) färbt sich Braunkohle rot, Steinkohle bleibt unverändert.
2. Beim Kochen mit Kalilauge gibt Braunkohle eine tiefe Braunfärbung, bei Steinkohle bleibt die Verfärbung aus, oder es tritt nur eine schwache Braunfärbung ein.
3. Beim Schmelzen mit Ätznatron (etwa 200°C) wird Braunkohle fast völlig abgebaut, während Steinkohle größtenteils unverändert zurückbleibt.
4. Das Destillat von Braunkohle reagiert sauer (Essigsäure-haltig), das von Steinkohle dagegen alkalisch (Ammoniak-Gehalt). Starke Mineralsäuren wirken auf Steinkohle nicht ein.

## Vorkommen:

Die meisten Steinkohle-Lager der Erde stammen aus dem Karbon. Weitere z.T. beträchtliche Vorkommen an Steinkohle haben sich auch während anderer geologischer Epochen gebildet, z.B. im Silur (Anthrazit von Böhmen), im Devon (Eifel), im Perm (UdSSR: Petschora, Kusnezsk; China: Mandschurei; Australien: New South Wales, Queensland), im Trias (Südafrika), im Jura (China: Mandschurei). Es können auch echte Braunkohlen außerhalb der tertiären Ablagerungen angetroffen werden, z.B. in Karbon-Schichten bei Moskau. Die Steinkohlen treten zumeist in mehr oder weniger dicken, flachen Schichten (Flözen) auf, die oft zu mehreren übereinanderliegend und durch andere Gesteinsschichten wechselnder Dicke voneinander getrennt sind. Die Dicke der Flöze schwankt in der Regel zwischen einigen Zentimetern und mehreren Metern. Die Flächenerstreckung der Kohleschichten wechselt ebenfalls sehr stark; das linksrheinische Flöz Katharina bedeckt etwa 5400 km<sup>2</sup>, das Pittsburgh-Flöz in Pennsylvania über 20000 km<sup>2</sup>. Im Saargebiet liegen etwa 80 Flöze (durch Gesteinsschichten getrennt) übereinander; im Ruhrgebiet hat man über 100 abbauwürdige Flöze festgestellt; bei der ca. 2000 m tiefen Bohrung von Paruschowitz in Oberschlesien 70 Flöze.

### Verwendung:

Von der Fördermenge gehen heute ca. 20% zur Verkokung und in die Stahl-Industrie, der Hauptanteil in die thermische und elektrische Energiegewinnung. Die Verbrennung der Steinkohle, die natürlicherweise mit der Emission von luftverunreinigenden Stoffen wie SO<sub>2</sub>, NO<sub>x</sub>, Staub, PAK und Schwermetallspuren verbunden ist, kann nur unter strengen Umweltschutz-Auflagen (Entschwefelung, Entstickung, Entstaubung usw.) durchgeführt werden. Aus diesen u.a. ökonomischen Gründen hat sich die Bedeutung der Steinkohle als Energielieferant lange Zeit zugunsten anderer Energiearten (Heizöl, Erdgas, Kernenergie) verringert.

Inzwischen hat – auch unter dem Eindruck mehrerer „Ölkrisen“ und zunehmender Skepsis gegenüber der Kernenergie – eine Rückbesinnung auf die Steinkohle eingesetzt, zumal diese auch einen kostbaren Chemierohstoff darstellt, aus dem man z.B. Koks (für Hochofenprozess), Stadtgas, Ammoniak, Schwefel, Teer (Steinkohlenteer) und viele andere Produkte gewinnen kann. Zahllose Produkte sind über die Kohlevergasung aus Wassergas, Kohlenmonoxid und -dioxid zugänglich, Kohlenwasserstoffe durch Kohleverflüssigung (Benzin) usw. Außer als Reduktionsmittel – z.B. im Hochofen-Prozeß – wird Kohlenstoff auch zur Herstellung von Siliciumcarbid, Calciumcarbid, Elektrodenkohlen etc. gebraucht. Alle Maßnahmen, aus der Steinkohle höherwertige Produkte zu gewinnen, bezeichnet man als Kohleveredlung und die dabei anfallenden technischen wichtigen Nebenprodukte als Kohlenwertstoffe. Wenn auch mit Kohlechemie vielfach die Chemie der aus Steinkohle gewinnbaren Destillations-, Schwel- od. Pyrolyse-Produkte gemeint ist, kann man doch auch direkt mit Steinkohle chemische Umsetzungen vornehmen, z.B. sie mikrobiell abbauen.

### Geschichte:

Steinkohle wird schon von Theophrast (215 v.Chr.) erwähnt; sie wurde wahrscheinlich schon vor rund 2000 Jahren gelegentlich zum Schmieden, Gießen usw. verwendet. In China war die Steinkohle und ihre Brennbarkeit etwa um 280 n.Chr. bekannt. Die Römer benutzten die Steinkohle im kohlereichen Britannien zu Heizzwecken. Die Engländer heizten im 9. Jh. bereits mit Steinkohle, und um 1113 wurde im Aachener Gebiet das erste primitive Steinkohle-Bergwerk erstellt. In Belgien begann der Steinkohle-Bergbau etwa im 11. Jh., im Ruhrgebiet im 14. Jh., in Schlesien (Waldenburger Gebiet) im 16. Jahrhundert. Die Steinkohle-Förderung war damals recht bescheiden zu nennen; sie stieg erst etwa in den letzten 150 Jahren – nach Erfindung der Dampfmaschine und der Massenproduktion von Eisen und Stahl und der damit möglichen Mechanisierung der Abbaumethoden untertage – gewaltig an. Die moderne Technik und die meisten Zweige der Chemie sind heute von der Steinkohle und den Steinkohle-Produktion zwar nicht mehr so abhängig wie noch vor 50 Jahren, doch wären die technischen Fortschritte des letzten Jh. ohne die steigende Steinkohle-Förderung nicht möglich gewesen.

Quelle: CD Römpp Chemie Lexikon – Version 1.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1995.

**Erdzeitalter:**

Erdzeit- alter	System	Zeit [10 <sup>6</sup> a]	Abteilung
Paläo- zoikum	Perm	260	Zechstein
		280	Rotliegendes
	Karbon	325	Oberkarbon
		370	Unterkarbon
	Devon	415	Ober-, Mittel-, Unter-D.
	Silur	445	Ober-, Mittel-, Unter-S.
	Ordovizium	515	Ober-, Mittel-, Unter-O.
	Kambrium	590	Ober-, Mittel-, Unter-K.
Prä- kambrium	Algonkium	2500	
	Archäikum	4700	

Erdzeit- alter	System	Zeit [10 <sup>6</sup> a]	Abteilung	
Neo- zoikum	Quartär	0,01	Holozän (Alluvium)	
		1,5 - 2	Pleistozän (Diluvium)	
	Tertiär	Jung	7	Pliozän
			26	Miozän
	Alt	38	Oligozän	
		54	Eozän	
		65	Paläozän	
		65		
	Meso- zoikum	Kreide	95	Obere Kreide
			135	Untere Kreide
Jura			Malm weißer Jura	
			Dogger (Brauner Jura)	
		200	Lias (Schwarzer Jura)	
Trias			Keuper	
			Muschelkalk	
		240	Buntsandstein	

## LEITFÄHIGKEIT VON GRAPHIT, STEINKOHLE UND BRAUNKOHLE

### **Für diesen Versuch benötigt man:**

- Graphitstab oder Bleistiftmine
- Steinkohle- und Braunkohlestück
- Flachbatterie mit Lämpchen und entsprechenden Kabeln (zur Durchgangsprüfung)
- Alternativ: Multimeter mit Durchgangsprüfungsfunktion

### **Versuchsdurchführung:**

1. Mit Hilfe des Durchgangsprüfers wird die elektrische Leitfähigkeit der 3 Stoffe Graphit, Steinkohle und Braunkohle getestet.

### **HINWEIS:**

- ⇒ Die Mittelelektrode in Leclanché-Elementen (die 3 Zellen einer 4,5V Flachbatterie!) ist aus Graphit und kann aus gebrauchten Batterien leicht ausgebaut werden!



## GRAPHIT ALS ELEKTRODENMATERIAL IN BATTERIEN

### Für diesen Versuch benötigt man:

- alte 4,5V Flachbatterie
- Zange oder Seitenschneider
- Durchgangsprüfer (siehe Versuch: Leitfähigkeit)
- Laborbrenner
- Tiegelzange

### Versuchsdurchführung:

1. Mithilfe der Zange wird das Kunststoffgehäuse der Flachbatterie aufgebrochen.
2. Die einzelnen Elemente werden herausgenommen und von einander getrennt.
3. Je stärker die Zinkbecher korrodiert sind, desto leichter kann man die Graphitelektrode ausbauen!
4. Man schneidet den Zinkbecher im oberen Drittel des Elementes auf (oder er ist sowieso durchkorrodiert) und zieht die Elektrode heraus.
5. Nun muss noch der Bitumenverschluss entfernt werden; dies geht am besten durch Aufwickeln mit der Zange.

### Leitfähigkeitstest:

6. Test der Leitfähigkeit (siehe Versuch: Leitfähigkeit)

### Brennbarkeitstest:

7. Man nimmt die Elektrode mit der Tiegelzange und hält die Elektrode in die rauschende Flamme des Laborbrenners.

### HINWEISE:

- ⇒ Am Anfang des Brennbarkeitstests verbrennen Bitumenreste mit leuchtender Flamme!
- ⇒ Die Batteriereste (Zinkblech, Zinkchlorid, Braunstein) bitte sammeln und wie eine Batterie entsorgen oder zum Schwermetallabfall geben!

## UNTERSCHIEDUNG VON BRAUN- UND STEINKOHL

### **Für diesen Versuch benötigt man:**

- kleine Stückchen von Braun- und Steinkohle
- verdünnte Kalilauge (ca. 10%)
- Proberöhren
- Proberöhrenständer
- Proberöhrenhalter
- Laborbrenner

### **Versuchsdurchführung:**

1. In 2 Proberöhren gibt man je kleine Stückchen von Braun- und Steinkohle.
2. Dann füllt man ca. 3 cm hoch verdünnte Kalilauge ein.
3. Die 2 Proben werden unter ständigem Schwenken vorsichtig erhitzt.
4. Dann vergleicht man beide Lösungen.

### **WARNHINWEISE:**

⇒ Kalilauge-Lösungen neigen beim Erhitzen sehr leicht zum Stoßen!!!!

⇒ **SPRITZGEFAHR!!!!!!!**

⇒ Vorsicht im Umgang mit heißer Kalilauge!!!

## STEINKOHLEDESTILLATION

Für diesen Versuch benötigt man:

- Apparatur (laut Foto)
- Steinkohlestückchen
- Laborbrenner

### Versuchsdurchführung:

1. Man füllt die Steinkohlestückchen in die Proberöhre aus Borosilicatglas (zB: DURAN) und steckt sie auf den durchbohrten Stopfen.
2. Dann wird das Becherglas mit kaltem Wasser gefüllt (Kühlung!).
3. Nun erhitzt man die Kohlestückchen: zuerst vorwärmen, dann kräftig erhitzen.
4. Schon nach kurzer Zeit tritt aus den Kohlestückchen gelbbrauner Rauch aus; um vorzeitige Kondensation zu verhindern, muss nun die gesamte Proberöhre erhitzt werden.
5. Sobald aus dem Gasableitungsrohr („Rauchfang“) Rauch austritt, können die Dämpfe entzündet werden; sie brennen mit stark leuchtender Flamme.
6. Nach Beendigung des Versuches beobachtet man im Erlenmeyerkolben ein wässriges Kondensat (Gaswasser) und eine braune, übel riechende organische Phase (Steinkohlenteer).

