

Erläuterungen zu den Angaben im PSE³

1. DIE ANGABEN IM PSE³ IN ALLEN DREI VERSIONEN

Erste Ebene: Stoffebene

Die ursprüngliche Definition des Elementbegriffs bezog sich auf die Stoffe, die in der untersten Ebene beschrieben sind. Mit dem „Element Sauerstoff“ ist *auf dieser Ebene* das farblose Gas gemeint, das bei -183°C kondensiert, nicht die Atomart mit dem Symbol O. Um Verwechslungen zu vermeiden, kann man auf dieser Ebene verdeutlichend von

„Elementsubstanzen“ oder „elementaren Stoffen“ sprechen. Gehören zu einer Atomart zwei oder noch mehr Stoffe, die sich durch die Art der

Verknüpfung unterscheiden, nennt man diese Stoffe „Modifikationen eines Elements“. So sind Graphit, Diamant und Fullerit Modifikationen des Elements Kohlenstoff.

Die Einteilung der Elemente in drei Stoffgruppen schließt an den Anfangsunterricht an. Die Lernenden finden im Periodensystem anhand der Farbgebung Stoffgruppen wieder, die sie kennen: Metalle, Halbmetalle, Nichtmetalle. Später wird erkannt: An den Grenzen sind die Übergänge fließend.

Die Bilder zeigen alle die Elemente bei Zimmertemperatur, bis auf die farblosen Gase, von denen ein gasgefüllter, typischer Gegenstand gewählt wurde. Da gasförmiges Ozon nicht aufbewahrt werden kann, wurde hier ein Bild von flüssigem Ozon gewählt, also Ozon bei sehr tiefen Temperaturen.



Folgende Fotos stammen von **Thomas Seilnacht**:

OZ	3	4	5	6c	11	12	15a	15b	15c
Element	Lithium	Beryllium	Bor	Fullerit	Natrium	Magnesium	Schwarzer Phosphor	Roter Phosphor	Weißer Phosphor

OZ	16	17	19	20	21	25	27	29	31
Element	Schwefel	Chlor	Kalium	Calcium	Scandium	Mangan	Cobalt	Kupfer	Gallium

OZ	32	33a	34a	34b	35	36	37	38	39
Element	Germanium	Graues Arsen	Graues Selen	Rotes Selen	Brom	Krypton	Rubidium	Strontium	Yttrium

OZ	40	42	48	49	51	52	53	55	56
Element	Zirconium	Molybdän	Cadmium	Indium	Antimon	Tellur	Iod	Caesium	Barium

OZ	57	72	73	76	80	81	83
Element	Lanthan	Hafnium	Tantal	Osmium	Quecksilber	Thallium	Bismut

Weitere Photos uvam
von Thomas Seilnacht:
www.seilnacht.com

Typische Stoffeigenschaften, anhand derer die Stoffe identifiziert werden können:

Schmelz- und Siedetemperatur

Die Einheit ist jeweils °C, die angegebenen Werte gelten für einen Druck von 1013 hPa. Bei Stoffen, die nicht schmelzen, sondern sublimieren oder sich in eine andere Modifikation umwandeln, wird dies durch den Zusatz (S) oder (U) vermerkt.

Anmerkung: Die **Dichte** wird nicht angegeben, sie ist aus den anderen Daten im PSE³ zu errechnen (siehe unter [„Didaktik und Unterricht“](#), Aufgaben 4a und 4b).

Zweite Ebene: Teilchenebene

Wie an der Farbgebung zu erkennen ist, werden vier Möglichkeiten unterschieden, wie Atome miteinander zu größeren Verbänden zusammentreten können, zwei Gitterarten und zwei Arten kleiner Teilchen.

Große Atomverbände nennt man auch Atompackungen oder „Gitter“. Sie haben eine nicht festgelegte Atomanzahl. Moleküle sind demgegenüber kleine Atomverbände, die aus einer ganz genau definierten Anzahl von Atomen aufgebaut sind.

Bei einigen Atomsorten können die Atome auf verschiedene Weisen miteinander Bindungen eingehen. So gibt es in diesem Fall aus derselben Atomsorte unterschiedliche Teilchen, die nebeneinander notiert sind. Beispiele: C, O, Sn, ...

Diese unterscheidet man in der **Chemischen Formel**: C_{Gr} , C_{Dia} , C_{60} ; O_2 , O_3 ; Sn_{ws} , Sn_{gr} , bei denen der Index die Anzahl der im Molekül vorhandenen Atome angibt, oder bei Atompackungen („Gittern“) einen Hinweis auf den Stoff gibt, bei dem das Gitter vorliegt.

Formuliert man Reaktionsgleichungen, verwendet man nicht die Atomsymbole, sondern diese Symbole („Chemische Formeln“), um die Ausgangs- und Endstoff-Teilchen zu beschreiben. Bei Gitterverbänden von Elementen ist es üblich, nur ein einziges Atomsymbol als Chemische Formel anzugeben, da die genaue Zahl der Atome, die diesen Verband bilden, nicht feststeht. Trotz dieser Darstellung handelt es sich nicht um einzelne, „freie“ Atome, sondern um einen Verband. Die einzigen Elemente, bei denen bei Zimmertemperatur freie Atome vorliegen, sind die Edelgase.

Metallgitter: Regelmäßige Anordnung der Atome, die gut gegeneinander verschiebbar sind, ohne dass die Bindung zwischen ihnen aufgebrochen wird. Den Bindungstyp nennt man Metallbindung oder „metallische Bindung“. Metallgitter findet man unterschiedlich bildlich dargestellt¹

Andere „Atom-Packungen“ bzw. andere „Gitter“: Die Atome sind nicht oder nicht nur durch metallische Bindungen miteinander verknüpft, sondern auch über den zweiten Bindungstyp, Elektronenpaarbindungen. Dadurch sind die Atome schlechter gegeneinander verschiebbar. Häufig bilden sich Schichtenstrukturen. Es sind alle Übergänge zwischen rein metallischen und reinen Elektronenpaarbindungen zu finden.

Mögliche Darstellungsweisen für solche „anderen Gitter“ sind z. B. das Graphitgitter²

Moleküle: Bei wenigen (etwa 11) Atomsorten kommt es zur Bildung kleiner Atomverbände, bei denen die Atome durch die Bindungsart „Elektronenpaarbindung“ verknüpft sind.

Mögliche Darstellungsweisen:



Atome: Eine große Ausnahme bilden die 6 Atomsorten, die bei Zimmertemperatur miteinander keine Bindungen eingehen. Da hier also ausnahmsweise freie einzelne Atome existieren, beschreibt das Atomsymbol als Chemische Formel (anders als bei den Gittern) die Verhältnisse völlig korrekt.

Darstellungsweise:



1

http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap_5/vlu/metallkristalle.vlu/Page/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap_5/kap5_8/reinmetalle/kap58_6.vscml.html

² http://www.wikichemie.de/web/band3_6-2-5.php

Dritte Ebene: Atomart

Atomsymbol

Atome sind als freie Teilchen nur in Ausnahmefällen existent. Sie gehen im Normalfall miteinander chemische Bindungen ein, wobei sie sich leicht verändern. Das **Atomsymbol** wird dabei aber nicht verändert. Zum Beispiel kann mit dem Symbol Na also ein freies Natriumatom gemeint sein, aber auch ein Natriumatom, das mit anderen Natriumatomen durch chemische Bindungen ein Metallgitter bildet oder (z. B. in der Formel NaCl) ein einfach positiv geladenes Natrium-Kation. Ebenso kann mit dem Symbol „Cl“ ein freies Chloratom gemeint sein, aber auch wie z. B. in HCl ein Chloratom, das mit einem Wasserstoffatom zu einem Chlorwasserstoff-Molekül verbunden ist und wegen seiner höheren Elektronegativität leicht negativ teilgeladen ist, oder sogar ein einfach negativ geladenes Chlorid-Ion, wie etwa in der Formel NaCl.

Ordnungszahl

Alle über 100 Atomarten besitzen eine Nummer, die sogenannte Ordnungszahl. Sie entspricht der Anzahl von Protonen im Atomkern des jeweiligen Atoms der Atomart.

Atommasse

Die Atome einer Atomart können sich in ihrer Masse etwas unterscheiden. Atome derselben Art aber mit unterschiedlicher Masse nennt man „Isotope“.

Angegeben ist im PSE³ die durchschnittliche Atommasse aller natürlich vorkommenden Isotope in der Atommasseneinheit u (Umrechnung: $1 \text{ u} = \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{ g}$), bei radioaktiven Elementen die Nukleonenzahl des Isotops mit der größten Halbwertszeit (in Klammern).

2. DIE ZUSÄTZLICHEN ANGABEN IN DEN VERSIONEN STANDARD UND STANDARD-PLUS

Da die Stoffebene in allen drei Versionen identisch ist, werden nur die beiden anderen Ebenen betrachtet.

Zweite Ebene: Teilchenebene



Die Tatsache der Bindung zwischen den Atomen wird im PSE³ durch eine energetische und eine geometrische Größe genauer beschrieben, die sonst kaum erwähnt werden, aber interessante Betrachtungen ermöglichen. Siehe dazu die Aufgabenvorschläge unter „[Didaktik und Unterricht](#)“.

Atomisierungsenergie $\Delta_{\text{atom}}H$, (Einheit kJ/mol),

Um vergleichen zu können, wie stark die Bindungen zwischen den Atomen sind, wird die Energie angegeben, die benötigt wird, um eine entsprechende Stoffportion in 1 mol Atome des Stoffes zu überführen. Sie entspricht der molaren Standard-Atomisierungsenergie die für 25 °C tabelliert ist. Bei zweiatomigen Molekülen ist dies die Hälfte der Bindungsenergie, da sich diese auf 1 mol Moleküle bezieht (gebildet aus 2 mol Atomen), die Atomisierungsenergie jedoch auf 1 mol Atome (nach der Spaltung von 0,5 mol zweiatomiger Moleküle). Bei Feststoffen und Flüssigkeiten müssen zusätzlich zur reinen Bindungsenergie auch Schmelz- und Siedeenergien betrachtet werden, da die entsprechenden Vorgänge bei der Atomisierung ebenfalls Energie benötigen.

Durchschnittlicher Atomabstand \bar{d} , Bindungslänge R , Einheit Pikometer ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$).

Die Größe \bar{d} sagt etwas über die Größe der Atome und die Struktur des Gitters aus, das sie bilden. Bei Gitterverbindungen berechnet man das durchschnittliche Volumen V , das einem Atom zur Verfügung steht, indem man die Atommasse durch die Dichte dividiert. \bar{d} ist dann die Kantenlänge des Würfels mit dem Volumen V , also $\bar{d} = \sqrt[3]{V}$.

118,7 50	Sn	1,18 1,8
Sn_{ws} 301 300	Sn_{gr} 303 325	
weißes Zinn 	graues Zinn 	
2687 232	(U) 13	
Zinn		

Bei den sechs Elementen, die als freie Atome vorliegen, gibt es zwar kein Gitter, aber der durchschnittliche Atomabstand wird genauso definiert wie bei Gittern. Hier kann man den Satz von Avogadro daran illustrieren, dass die Atome unabhängig von ihrer Masse oder Größe denselben Abstand haben. Sogar die stärkeren Wechselwirkungen bei den größeren Atomen zeigen sich durch ihren etwas geringeren Abstand.

Aus \bar{d} und der Atommasse ist die Dichte des Stoffes zu berechnen.

Bei Molekülen ist anstelle von \bar{d} die Bindungslänge R angegeben, also der durchschnittliche Abstand zweier miteinander verbundener Atome in dem Molekül.

Dritte Ebene: Atomart

Auf dieser Ebene gibt es zwei weitere Größenangaben, bei der Version Standard-plus kommt die Information über die Energiestufe noch hinzu.

Erste Ionisierungsenergie E_i Einheit: Attojoule (aJ).

Diese Energie ist notwendig, um aus einem ungeladenen Atom genau ein Elektron zu entfernen. Die häufig übliche Einheit Elektronenvolt (eV) wurde nicht gewählt, da sie im Chemieunterricht nicht ohne weiteres zu erklären ist. Da es sich um eine Angabe auf der atomaren Ebene bezieht, wurde die Größe auch nur auf 1 Atom bezogen, lässt sich aber leicht auf die übliche molare Ionisierungsenergie umrechnen, Die Einheit Joule ist für energetische Angaben im Chemieunterricht üblich und in der Regel bekannt.

Umrechnungen: $1 \text{ aJ} = 10^{-18} \text{ J} = 10^{-21} \text{ kJ}$

Berechnung der molaren Ionisierungsenergie $E_{i,M} = E_i \cdot N_A$, $N_A = \frac{6 \cdot 10^{23}}{\text{mol}}$

Somit ergibt sich: Multiplikation des Zahlenwerts der Ionisierungsenergie in aJ mit 600 ergibt den Zahlenwert der molaren Ionisierungsenergie in kJ/mol.

Außerdem gilt: $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 0,1602 \text{ aJ}$ bzw. $1 \text{ aJ} = 6,242 \text{ eV}$

Elektronegativität Einheit: --

Die Elektronen einer chemischen Bindung zwischen verschiedenen Atomen sind nicht völlig symmetrisch zwischen den beiden Atomkernen verteilt.

Die Elektronegativität gibt an, wie stark die Elektronen einer Elektronenpaarbindung von dem Atom(rumpf) angezogen werden. Es werden die von LINUS PAULING ermittelten Werte angegeben.

Zusätzliche Angabe in der Version Standard-plus: Energiestufe / Hauptquantenzahl

Eine dreieckige Farbmarkierung zeigt die Energiestufe der energiereichsten Elektronen an. Aus der Anzahl der gleichfarbigen Dreiecke kann man die maximale Besetzung der Energiestufen und die Unterteilung in s-, p-, d- und f-Niveaus erkennen. Die energetische Reihenfolge der Atomorbitale bei der Besetzung mit Elektronen wird deutlich und damit die Strukturierung des Periodensystems verständlich.

118,7 50	Sn	1,18 1,8
Sn_{ws}	301 300	Sn_{gr}
weißes Zinn		graues Zinn
	2687 232	
Zinn		(U) 13