



Cheat Sheet

1. Chemische Grundlagen

1.1. Formelzeichen

Dichte	ρ
Masse	m
molare Masse	M
Stoffmenge	n
Stoffmengenkonzentration	c
Volumen	V
Liter	l

1.2. Dichte

$$\text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

1.3. Mol und Molare Masse

Definition atomare Masseneinheit

$$1u = \frac{1}{12}(\text{^{12}_6C}) = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Definition Mol

1 Mol eines Stoffes sind $6,02 \cdot 10^{23}$ Teilchen dieses Stoffes.

Im PSDE ist die relative Atommasse gleich der Masse eines Mols in g.

Beispiel für Molare Masse eines Moleküls:

$$\text{Molare Masse von } H_2O: M(H_2O) = 2 \cdot M(H) + M(O) = 2 \cdot 1,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

1.4. Stoffmenge und Konzentration

$$\text{Stoffmenge: } n = \frac{m}{M}$$

$$\text{Stoffmengenkonzentration: } c = \frac{n}{V}$$

1.5. Atommodell nach Bohr

Hauptschalen entweder 1...8 oder K...R.

Nebenschalen mit maximaler Elektronenzahl: s(2), p(6), d(10), f(14)

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s

He — Ne — Ar — — Kr — — Xe — — Rn — — — →

1.6. Quantenmechanisches Atommodell

- Hauptquantenzahl → n
- Nebenquantenzahl → l
- Magnetische Quantenzahl → m_l

n l m_l Max. e⁻ Schale im Bohr Atommodell

1	0	0	2	1s
---	---	---	---	----

2	0	0	2	2s
1	-1	2	2p	
0	2	2	2p	
1	2	2	2p	

3	0	0	2	3s
1	-1	2	3p	
2	0	2	3p	
1	2	3p		
-2	2	3d		
-1	2	3d		
0	2	3d		
1	2	3d		
2	2	3d		

Man nennt die Atomzustände mit $l = 0$ auch s-Orbitale, die Zustände mit $l = 1$ p-Orbitale, die Zustände mit $l = 2$ d-Orbitale und die Zustände mit $l = 3$ f-Orbitale.

2. Korrosion

- Ausgangsstoff für chemische Reaktion = Edukt.
- Resultierende Verbindung aus Reaktion = Produkt.
- Gibbs-Helmholtz-Beziehung: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.
 - Wird Energie frei $\Delta G < 0$ exothermer Vorgang.
 - Wird Energie verbraucht $\Delta G > 0$, endothermer Vorgang.

Regeln zur Bestimmung der Oxidationszahl

- Im Element ist die Oxidationszahl immer ± 0 .
- Bei einfachen Ionen entspricht die Oxidationszahl immer der Ionenladung.
- Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome einer Verbindung ergibt die Gesamtladung der Verbindung.
- Fluor besitzt in Verbindungen immer die Oxidationszahl -1 .
- Sauerstoff besitzt in den meisten Fällen die Oxidationszahl -2 .
- Wasserstoff besitzt in der Regel die Oxidationszahl $+1$ (Ausnahme: Hydride).
- Metalle besitzen in der Regel positive Oxidationszahlen.
- Oxidationszahlen anderer Atome in einer Verbindung werden durch Differenzbildung zur Gesamtladung ermittelt.
- Bei kovalenten Verbindungen werden die Elektronenpaare dem elektronegativeren Partner zugeordnet.

3. Kunststoffe

Bestehen im wesentlichen aus C, H, N und O

Polymerisation: Reaktion von Monomeren mit Doppelbindungen zu makromolekularen Ketten

Polykondensation: Reaktion von Monomeren mit reaktiven Endgruppen unter Abspaltung von z.B. H_2O oder HCl

Polyaddition: Vernetzung von Epoxiden mit Aminen oder Alkoholen ohne weiteres Reaktionsprodukt

Polymerisationsgrad = $\frac{\text{Molare Masse der Makromoleküle}}{\text{Molare Masse der Monomere}}$

Typ	Kunststoff	Verwendung
Thermoplaste	PE(Polyethylen)	Schlüsselelemente Eimer Bierkästen Einwegbecher Schuhabsätze Flaschen
	PP(Polypropen)	Styropor Einwegbecher Tonbandkassetten
	PS(Polystyrol)	Kabelummantelungen Duschvorhänge Abflussrohre
	PVC(Polyvinylchlorid)	Nylonstrümpfe Angelschnur Brillengestelle
	PA(Polyamid)	Kochlöffel Bakelit Küchenmöbeloberflächen
	Duroplaste	Elektr. Isoliermaterial Elektroinstallationen
		UF(Aminoplaste)
	Elastomere	Matratzen Wärmedämmung Kabelummantelungen
		PUR(Polyuretan)

4. Moleküle Bindungstypen

Bindung	Eigenschaften	Energie
Ionisch	Elektronenaustausch, stark, starr	3,4 eV
Kovalent	Gemeinsame Elektronen	
Metallisch	„Elektronensee“	
Dipol	Coulombkräfte von Partialladungen	

4.0.1. Ionenbindung

Voraussetzung: unterschiedliche Atome leicht zu ionisieren Je größer die Differenz der Elektronegativitätswerte der beteiligten Atome ist, desto stärker ist der ionische Charakter einer Verbindung ausgeprägt.

- Coulombanziehung nicht gerichtet → positive und negative Ionen lagern so dicht aneinander wie möglich → Ionenkristall (nicht verformbar)
- Elektronen sind an den Ionen lokalisiert → keine freien Elektronen vorhanden → Isolator

Wichtige Anionen:

Formel	Name
SO_4^{2-}	Sulfat
SO_3^{2-}	Sulfit
HSO_4^-	Hydrogensulfat
HSO_3^-	Hydrogensulfit
CO_3^{2-}	Carbonat
HCO_3^-	Hydrogencarbonat
PO_4^{3-}	Phosphat
HPO_4^{2-}	Monohydrogenphosphat
$H_2PO_4^{2-}$	Dihydrogenphosphat
NO_3^-	Nitrat
CN^-	Cyanid.

Das Verhältnis von Kationen zu Anionen ist immer derart, dass das Molekül elektrisch neutral ist.

4.1. pH-Wert Berechnung

Stärke der Base / Säure:

pK _S /pK _A	Stärke
< -0,35	sehr stark
-0,35 – 0,35	stark bis mittelstark
> 0,35	schwach
starke Säure:	$pH = -\log \cdot c_S$
schwache Säure:	$pH = \frac{1}{2}(pK_S - \log \cdot c_S)$
starke Base:	$pH = 14 - (-\log \cdot c_B)$
schwache Base:	$pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_B - \log \cdot c_B)$

4.1.1. Kovalente Bindung (Elektronenpaarbindung)

Spinabsättigung der äußeren Elektronenschale durch gemeinsame Elektronen

- Valenz-Elektronen zwischen den Atomen lokalisiert
- keine Kugelsymmetrische Ladungsverteilung mehr im Atom
- Die Anzahl der Elektronen mit umgekehrtem Spin zeigt an wie vielfache kovalente Bindungen eingegangen werden können
- treten bei und zwischen Elementen der IV. bis VII. Hauptgruppe auf
- gerichtete Bindungen → mögliche Kristallstrukturen werden eingeschränkt
- Differenz der Elektronegativität meist $\Delta E < 1.7$
- kovalente gebundene Kristalle sind üblicherweise schlechte Leiter

4.1.2. Metallische Bindung

Sonderfall der kovalenten Bindung, bei der die Valenz-Elektronen nicht lokalisiert sind.

- Vorwiegend Elemente mit nur wenigen Außenelektronen
- freie Elektronen → hohe elektrische Leitfähigkeit, hohe Wärmeleitfähigkeit
- Bindung nicht gerichtet
- Bindungen mit gleich- und ungleichartigen Metallen eingegangen werden
- Metallische Bindung ist schwächer als die ionische oder kovalente Bindung
- Bindungsstärke hängt von der Zahl der Leitungselektronen ab

4.1.3. Dipolbindung

- zwischen Molekülen mit permanentem Dipolmoment → Moleküle mit positiver und negativer Ladung
- Dipole ordnen sich im Dipolfeld der Nachbaratome so an, dass möglichst geringe Abstand und durch die Coulombkräfte gebunden werden

4.1.4. Van-der-Waals-Bindung:

- Atome/Moleküle haben kein permanentes Dipolmoment
- Bindung zwischen Dipolen durch statistische Fluktuationen der Ladungsschwerpunkte.
- Sehr schwache Bindung

4.1.5. Wasserstoffbrückenbindung

Voraussetzung: Äußere Schale > vier Elektronen, zwischen 2 Atomen.

- Bindungen über Wasserstoffbrücken der Form A-H-A
- Das H-Atom geht eine kovalente Bindung mit Atom der Sorte A ein und gibt sein Elektron ab. Das Proton bleibt fest an Reaktionspartner gebunden und bindet nun zusätzlich das andere negative Atom
- Bindungsenergie ist gering (0,1 eV)

5. Physik

5.1. Formelzeichen

Größe	Formelzeichen	Einheit
Geschwindigkeit	v	$\frac{m}{s}$
Strecke	s	m
Kraft	F	N(Newton)
Fläche	A	m^2
Beschleunigung	a	$\frac{m}{s^2}$
Drehzahl	n	-
Winkelgeschwindigkeit	ω	1/s
Frequenz	f	Hz
Periodendauer	T	$\frac{1}{f}$
Arbeit	W	J(Joule)

5.2. Bewegungen

Gleichförmige Bewegung

$$v = \frac{s}{t}$$

Gleichmäßig beschleunigte Bewegung und freier Fall

$$\text{Beschleunigung: } a = \frac{\Delta v}{\Delta t}$$

$$\text{Zurückgelegte } s \text{ bei gleichmäßiger } a: s(t) = s_0 + v_0 \cdot t + \frac{a}{2} \cdot t^2$$

$$\text{Zurückgelegte Strecke: } s = \frac{1}{2} \cdot v_{end} \cdot t$$

$$\text{Endgeschwindigkeit: } v_{end} = \sqrt{2 \cdot a \cdot s}$$

$$\text{Endgeschwindigkeit: } v_{end} = v_0 + a \cdot t$$

Kreisförmige Bewegungen

$$\text{Umfangsgeschwindigkeit: } v_u = n \cdot 2 \cdot r \cdot \pi.$$

$$\text{Winkelgeschwindigkeit: } \omega = \frac{\Delta \phi}{\Delta t}$$

$$\text{Radialbeschleunigung: } a_{rad} = 4 \cdot \pi^2 \cdot r \cdot n^2$$

5.3. Kräfte

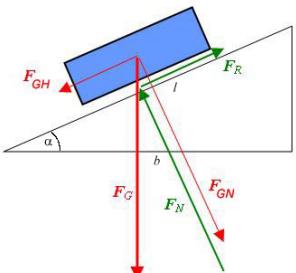
Newton'scher Bewegungssatz:

- Ein Körper verharrt im Zustand der Ruhe oder der gleichförmig geradlinigen Bewegung, sofern er nicht durch einwirkende Kräfte zur Änderung seines Zustands gezwungen wird.
- Kräfte treten immer paarweise auf. Übt ein Körper A auf einen anderen Körper B eine Kraft aus (actio), so wirkt eine gleich große, aber entgegen gerichtete Kraft von Körper B auf Körper A (reactio)
- $F = m \cdot a$
 $[F] = [m] \cdot [a] = 1 \text{ kg} \cdot 1 \frac{m}{s^2} = 1 \frac{\text{kg} \cdot m}{s^2} = 1 \text{ N}$.
 Ein Newton ist die Kraft, die eine Masse von 1kg die Beschleunigung von $1m/s^2$ verleiht.

Drehmoment = Kraft \cdot Hebelarm

Verhältnis aus Kraft zu Hebelarm: $\frac{F_1}{F_2} = \frac{l_2}{l_1}$.

Reibungszahl: $\mu = \frac{F_R}{F_N}$



5.4. Arbeit, Leistung, Wirkungsgrad

Ein Joule ist die Arbeit, die aufgebracht werden muss, um eine Kraft von 1 Newton entlang eines Weges von 1 Meter wirken zu lassen.

Arbeit: $W = F \cdot s$

Hubarbeit: $W = g \cdot h$ bzw. $W = m \cdot g \cdot h$

Reibungsarbeit: $F_R = \mu \cdot F_N$

Arbeit bei schrägem Kraftantrieb: $W = F \cdot s \cdot \cos \alpha$

Beschleunigungsarbeit: $W = m \cdot a \cdot s; W = m \cdot \frac{a^2 \cdot t^2}{2}; W = m \cdot \frac{v^2}{2}$

Federkonstante: $c = \frac{F}{s}$

Federspannarbeit: $W = \frac{1}{2} \cdot F \cdot s; W = \frac{1}{2} \cdot c \cdot s^2; W = \frac{F^2}{2 \cdot c}$

potenzielle Energie: $W_{pot} = m \cdot g \cdot h$

kinetische Energie: $W_{kin} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$

Leistung: $P = \frac{W}{t}; P = F \cdot v$

Wirkungsgrad: $\eta = \frac{P_{eff}}{P_{ind}}, \eta < 1$

Kraftstoß = Impuls: $F \cdot \Delta t = \Delta v \cdot m$

Erhaltung des Impulses: $m_1 \cdot v_1 + m_2 \cdot v_2 = 0$

Zentraler elastischer Stoß

$$\text{kinetische Energie: } m_1 \cdot u_1^2 + m_2 \cdot u_2^2 = m_1 \cdot v_1^2 + m_2 \cdot v_2^2$$

$$\text{Impuls: } m_1 \cdot u_1 + m_2 \cdot u_2 = m_1 \cdot v_1 + m_2 \cdot v_2$$

$$\text{Geschwindigkeiten: } u_1 + v_1 = u_2 + v_2$$

$$v \text{ von } m_1 \text{ danach: } v_1 = 2 \cdot \frac{m_1 \cdot u_1 + m_2 \cdot u_2}{m_1 + m_2} - u_1$$

$$v \text{ von } m_2 \text{ danach: } v_2 = 2 \cdot \frac{m_1 \cdot u_1 + m_2 \cdot u_2}{m_1 + m_2} - u_2$$

$$\text{Zentraler unelastischer Stoß: } v = \frac{m_1 \cdot v_1 + m_2 \cdot v_2}{m_1 + m_2}$$

$$\text{Zentripetalkraft: } F_z = m \cdot a_r; F_z = m \cdot \omega^2 \cdot r; F_z = \frac{m \cdot v^2}{r}$$

$$\text{Energie des rotierenden Körpers: } W_{kin} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot r^2 \cdot \omega^2; W_{kin} = I \cdot \frac{\omega^2}{2}$$

$$\text{Massenträgheitsmoment: } I = m \cdot r^2$$

$$\text{Massenträgheitsmoment einer rotierenden Scheibe: } I = \frac{m}{2} \cdot r^2$$

5.5. Anziehungskräfte

$$\text{Anziehung zweier Massen: } F = \gamma \cdot \frac{m_1 \cdot m_2}{r^2}$$

$$\text{Masse eines Himmelskörpers: } M = \frac{4\pi^2 \cdot r^3}{\gamma \cdot T^2}$$

- M = gesuchte Masse

- r = Abstand der beiden Himmelskörper

- T = Umlaufdauer des umkreisenden Gestirns

1	Hg IA
1,00794	[He]2s ¹
-259	1s ¹
-253	-1,1
Wasserstoff	2.2
	13.6

1	Hg IIA
6,941	[He]2s ²
3Li	9,012182 [He]2s ²
2Be	*
181	1.0
1317	5.4
Lithium	1278 2970 1.5 9.3

2	Hg IIIA
22,989770	[Ne]3s ¹
11Na	24,3050 [Ne]3s ²
12Mg	*
98	1.0
89	5.1
Natrium	649 1107 1.2 7.6
Magnesium	

3	Hg IVB
39,0983	40,078 [Ar]4s ¹
19K	44,955910 [Ar]3d ¹ 4s ²
20Ca	47,867 [Ar]3d ² 4s ²
21Sc	50,9415 [Ar]3d ³ 4s ²
22Ti	51,9961 [Ar]3d ⁴ 4s ¹
23V	54,938049 [Ar]3d ⁵ 4s ²
24Cr	55,845 [Ar]3d ⁶ 4s ²
25Mn	58,93320 [Ar]3d ⁷ 4s ²
26Fe	58,6934 [Ar]3d ⁸ 4s ²
27Co	63,546 [Ar]3d ⁹ 4s ¹
28Ni	65,59 [Ar]3d ¹⁰ 4s ²
29Cu	66,723 [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹
30Zn	67,61 [Ar]3d ¹⁰ 4s ²
31Ga	72,61 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹
32Ge	74,92160 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³
33As	78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴
34Se	80,973761 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
35Br	82,066 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
36Kr	83,80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶

4	Hg VIB
85,4678	87,62 [Kr]5s ²
37Rb	88,90585 [Kr]4d ⁵ s ²
38Sr	91,224 [Kr]4d ⁵ s ¹
39Y	92,90638 [Kr]4d ⁵ s ¹
40Zr	95,94 [Kr]4d ⁶ s ¹
41Nb	[98]
42Mo	101,07 [Kr]4d ⁷ s ¹
43Tc	102,90550 [Kr]4d ⁸ s ¹
44Ru	106,42 [Kr]4d ¹⁰
45Rh	107,8682 [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹
46Pd	112,411 [Kr]4d ¹⁰ 5s ²
47Ag	114,818 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹
48Cd	118,710 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²
49In	121,760 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³
50Sn	127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴
51Sb	126,90447 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵
52Te	131,29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶
53I	
54Xe	

5	Hg VIIA
132,90545	137,327 [Xe]6s ²
55Cs	178,49 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
56Ba	180,9479 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
La-Lu	183,84 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
72Hf	186,207 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
73Ta	190,23 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
74W	192,217 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
75Re	195,078 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ¹
76Os	196,96655 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ¹
77Ir	200,59 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
78Pt	204,3833 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
79Au	207,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
80Hg	208,98038 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²
81Tl	[209]
82Pb	[210]
83Bi	[222]
84Po	
85At	
86Rn	

6	Hg VIIIA
138,9055	140,116 [Xe]4f ⁶ s ²
57La	140,90765 [Xe]4f ⁶ s ²
58Ce	144,24 [Xe]4f ⁶ s ²
59Pr	145 [Xe]4f ⁶ s ²
60Nd	150,36 [Xe]4f ⁶ s ²
61Pm	151,964 [Xe]4f ⁶ s ²
62Sm	157,25 [Xe]4f ⁵ d ¹ 6s ²
63Eu	158,92534 [Xe]4f ⁶ s ²
64Gd	162,50 [Xe]4f ⁶ s ²
65Tb	164,93032 [Xe]4f ⁶ s ²
66Dy	167,26 [Xe]4f ⁶ s ²
67Ho	168,93421 [Xe]4f ⁶ s ²
68Er	173,04 [Xe]4f ⁶ s ²
69Tm	174,967 [Xe]4f ⁶ s ²
70Yb	176,04 [Xe]4f ⁶ s ²
71Lu	177,96 [Xe]4f ⁶ s ²

7	Hg VIIIA
227	[232] [Rn]6d ¹ 7s ²
89Ac	[231] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
90Th	[238] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
91Pa	[237] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
92U	[244] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
93Np	[243] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
94Pu	[247] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
95Am	[251] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
96Cm	[252] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
97Bk	[257] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
98Cf	[258] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
99Es	[259] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
100Fm	[260] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
101Md	[261] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
102No	[262] [Rn]5f ⁶ d ¹ 7s ²
103Lr	

Benennung mit Haupt- und Nebengruppen
IUPAC - Empfehlung
Von Chemical Abstracts Service bis 1986 verwendet

Periodensystem der Elemente

<http://www.pse-online.de>

Relative Atommasse	243,0614	* Künstliches Element
[Massenzahl des langlebigsten Isotops]	[Rn]5f ⁷ 7s ²	Elektronenkonfiguration
Ordnungszahl	95Am	Oxidationszahlen (häufigste)
Schmelzpunkt [°C]	994	~1.2
Siedepunkt [°C]	2607	Elektronegativität
Elementname	Americium	6.0
		Erste Ionisierungsenergie [eV]

Elementsymbol:
Tc = kein stabiles Isotop bekannt
N = gasförmig
Br = flüssig (bei 20 °C)
Am = fest

13. Hg IIIA	14. Hg IVA	15. Hg VA	16. Hg VIA	17. Hg VIIA	18. Hg VIIIA
10,811 [He]2s ² 2p ¹	12,0107 [He]2s ² 2p ²	14,00674 [He]2s ² 2p ³	15,9994 [He]2s ² 2p ⁴	18,9984032 [He]2s ² 2p ⁵	20,1797 [He]2s ² 2p ⁶
5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
2300 2.0	3550 8.3	210 11.3	220 14.5	240 13.6	272 24.6
Bor	Kohlenstoff	Stickstoff	Sauerstoff	Fluor	Neon
2550	4827	196	183	174	21.6

3. Hg IIIA	4. Hg IVA	5. Hg VA	6. Hg VIA	7. Hg VIIA	8. Hg VIIIA
26,981538 [Ne]3s ³ p ¹	28,0855 [Ne]3s ³ p ²	30,973761 [Ne]3s ³ p ³	32,066 [Ne]3s ³ p ⁴	35,4527 [Ne]3s ³ p ⁵	39,948 [Ne]3s ³ p ⁶
13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
661 1.5	1410 6.0	445 10.5	445 10.4	101 2.8	157 14.0
Silicium	Phosphor	Schwefel	Chlor	Brom	Krypton
2467	2355	280	280	184	140

9. Hg VIIA	10. Hg VIIIA	11. Hg VIIIA	12. Hg VIIIA	13. Hg VIIIA	14. Hg VIIIA
66,723 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	72,61 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	83,80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	85,4678 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
613(subl.)	613	217	255	277	287
Germanium	Arsen	Selen	Antimon	Tellur	Xenon
2270	685	9.8	8.6	10.5	12.1

15. Hg VIIA	16. Hg VIIA	17. Hg VIIA	18. Hg VIIA	19. Hg VIIA	20. Hg VIIA
121,760 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	126,90447 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	131,29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	137,327 [Xe]6s ²	140,116 [Xe]4f ⁶ s ²
1270	1270	1270	1270	2100	2100
Thallium	Blei	Polonium	Astatin	Rutherfordium	Dubnium
1740	1740	1740	1740	3827	3827

21. Hg VIIA	22. Hg VIIA	23. Hg VIIA	24. Hg VIIA	25. Hg VIIA	26. Hg VIIA
208,98038 [Xe]4f ⁵ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	[209]	[210]	[211]	[212]	[213]
254	302	302	302	337	337
Radon	Polonium	Flerovium	Mendelevium	Nobelium	Lawrencium
10.7	9.5	8.4	7.3	6.2	5.3

© 1999-2003
by Lars Röglin
lars@pse-online.de
<http://www.pse-online.de>