

1.1 Atombau

1.1.1 Aufbau der Atome

1.1.1.1 Protonen, Neutronen, Elektronen

Als **Atom** bezeichnet man den kleinsten Baustein einer Elements oder einer Verbindung, der sich mit chemischen Methoden nicht weiter zerlegen lässt. Mit Ausnahme des Wasserstoffatoms konnten **Elektronen, Protonen und Neutronen** als *Elementarteilchen* aller Atome nachgewiesen werden. Dagegen besteht das *Wasserstoffatom* nur aus einem Proton und einem Elektron [vgl. **MC-Fragen Nr. 2, 3, 6, 9, 12, 165**].

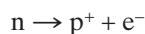
Elektronen (e^-) tragen eine **negative Elementarladung**, während **Protonen** (p^+) **positiv** geladen sind. **Neutronen** (n) besitzen keine elektrische Ladung. Daher werden Neutronen – im Gegensatz zu Elektronen und Protonen – auch *nicht* in einem elektrischen oder magnetischen Feld beschleunigt. Ein *elektrisch neutrales* Atom enthält ebenso viele Protonen (positive Elementarladungen) wie Elektronen (negative Elementarladungen) [vgl. **MC-Fragen Nr. 2, 3, 5, 9, 12, 14, 15, 17, 19, 20, 22, 24, 26, 164, 165, 170, 202**].

Die **Elementarladung** (e) ist definiert als Quotient aus der **Faraday-Konstanten** (F) und der **Avogadro-Konstanten** (N_A) [siehe auch ► Kap. 1.1.1.6 und **MC-Fragen Nr. 17–21**]:

Elementarladung	= Faraday-Konstante/Avogadro-Konstante
e	= F/N_A
	= $1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s (Coulomb)}$

Protonen und **Neutronen** haben näherungsweise die **relative Masse** 1 u. Ihre Masse ist etwa 1836mal größer als die eines Elektrons. Eine **Atommasseneinheit** (u) beträgt $1,66053 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ [siehe hierzu ► Kap. 1.1.1.5 und **MC-Frage Nr. 11**].

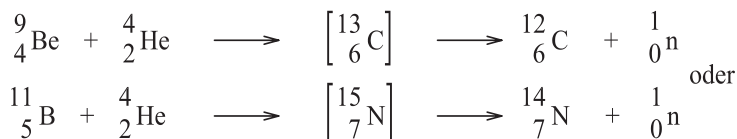
Neutronen scheinen nur als Bestandteil von Atomkernen stabil zu sein. Freie Neutronen wandeln sich mit einer Halbwertszeit von ca. 13 min in ein Elektron und ein Proton um [vgl. **MC-Frage Nr. 7**]:



□ **Tab.1.1 Masse und Ladung von Elementarteilchen**

Elementarteilchen	Relative Atommasse	Masse (in g)	Elektr. Ladung	Aufenthalt
Elektron	0,000549 u	$0,9117 \cdot 10^{-27}$	- e	Hülle
Proton	1,007276 u	$1,6726 \cdot 10^{-24}$	+ e	Kern
Neutron	1,008665 u	$1,6749 \cdot 10^{-24}$	Neutral	Kern

Freie Neutronen entstehen in Kernspaltungsreaktoren beim Bestrahlen leichterer Elemente [Li, Be oder B] mit α -Teilchen sowie bei der Spaltung des Uranisotops ^{235}U [siehe ▶ Kap. 1.1.3.6 und **MC-Fragen Nr. 10, 115**].



Freie **Elektronen** können bei hohen Temperaturen als *Kathodenstrahlen* aus einer metallischen Glühkathode austreten; sie werden in Feldrichtung (in Richtung Anode) beschleunigt. Ein Elektron besitzt dann die kinetische Energie von 1 *Elektronenvolt* (eV) [$1 \text{ eV} = 1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ J}$], wenn es in einem elektrischen Feld der Spannung 1 Volt (V) beschleunigt wurde [vgl. **MC-Fragen Nr. 16, 21**].

In □ Tab. 1.1 sind die wichtigsten Eigenschaften der genannten Elementarteilchen nochmals aufgelistet [vgl. **MC-Fragen Nr. 4, 7, 8, 12, 15, 32–34**].

Zu erwähnen ist, dass man neben Elektronen, Protonen und Neutronen noch eine Reihe weiterer Elementarteilchen (Bosonen, Leptonen, Mesonen, Pionen, Quarks u.a.) kennt (siehe hierzu Lehrbücher der Physik). Sie sind für das Verständnis der nachfolgenden Kapitel jedoch von untergeordneter Bedeutung.

Elementarteilchen	:	Protonen Neutronen Elektronen	}	Nucleonen
-------------------	---	-------------------------------------	---	-----------

1.1.1.2 Rutherford-Modell

Aufgrund der Ergebnisse von Bestrahlungsversuchen dünner Metallfolien mit α -Teilchen entwickelte Rutherford folgendes Atommodell: Im Zentrum eines Atoms befindet sich der **positiv geladene Atomkern**, der aus **Protonen** und den geringfügig schwereren **Neutronen** besteht. Diese Kernbausteine werden auch als **Nucleonen** bezeichnet.

Der Atomkern enthält den größten Teil (99,95 bis 99,98%) der Masse eines Atoms. Ihn umgibt die lockere, **negativ geladene Atomhülle**. Sie besteht aus den **Elektronen**, die sich in ständiger Bewegung befinden. Die Elektronen nehmen fast das gesamte **Volumen** des Atoms ein, das in der Größenordnung von 10^{-29} m^3 liegt [vgl. **MC-Fragen Nr. 2, 3, 6, 8, 165, 169, 202**].

Der **Radius eines Atoms** beträgt ungefähr 10^{-10} m (0,1 nm = 100 pm), der **Radius des Atomkerns** etwa 10^{-15} m (1 fm) [vgl. MC-Fragen Nr. 29–31].

Ein Atom besteht aus Elektronen, Protonen und Neutronen. Protonen und Neutronen befinden sich im positiv geladenen Atomkern, der praktisch die Gesamtmasse des Atoms in sich vereint. Den Kern umgibt eine lockere Hülle mit einer konkreten Anzahl negativ geladener Elektronen.

Die Struktur des Atomkerns ist für Fragen der atomaren Stabilität, der Radioaktivität usw. von Bedeutung. Sie hat hingegen – mit Ausnahme des sog. *Isotopeneffektes* (siehe ► Kap. 1.1.2.2) – nur einen geringen Einfluss auf das chemische Verhalten der Atome. Die *chemischen Eigenschaften* von Atomen und den aus ihnen aufgebauten Molekülen werden ausschließlich durch die *Struktur der Elektronenhülle* bestimmt.

1.1.1.3 Kernkräfte, Massendefekt

Starke Kräfte (starke Wechselwirkungen), die nur über kurze Distanzen von etwa 10^{-13} cm wirksam sind, verursachen den Zusammenhalt der Kernbausteine. Zum tieferen Verständnis dieser Kräfte wird auf die Lehrbücher der Physik verwiesen.

Diesen sehr starken Kernkräften entspricht eine hohe nucleare Bindungsenergie, die beim Aufbau eines Kerns aus seinen Nucleonen frei wird. Diese Energie zeigt sich im sog. **Massendefekt**, d. h. in der Tatsache, dass die Summe der Einzelmassen aller Nucleonen eines bestimmten Atomkerns größer ist als die betreffende Kernmasse. Mit anderen Worten, beim Zusammentritt von Protonen und Neutronen zu einem Atomkern geht dem System eine der freiwerdenden **Bindungsenergie** äquivalente Masse verloren.

Der Zusammenhang zwischen der Bindungsenergie des Atomkerns und dem Massendefekt ist nach **Einstein** gegeben durch:

$$E = \Delta m \cdot c^2$$

E	=	Energie
Δm	=	Massendefekt
c	=	Lichtgeschwindigkeit

Beispielsweise berechnet sich der Massendefekt für einen *Heliumkern* wie folgt [vgl. MC-Fragen Nr. 3, 6]:

Masse von 2 Protonen:	$2 \cdot 1,00728 \text{ u} = 2,01456 \text{ u} = 3,34530 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Masse von 2 Neutronen:	$2 \cdot 1,00867 \text{ u} = 2,01734 \text{ u} = 3,34990 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Summe der Einzelmassen:	$4,03190 \text{ u} = 6,69520 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Masse des Heliumkerns:	$4,00260 \text{ u} = 6,64480 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Massendefekt (Δm):	$0,02930 \text{ u} = 0,05040 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Dieser Massenverlust macht etwa 0,8 % der Masse des Heliumkerns aus und entspricht nach der Einsteinschen Gleichung einer molaren Bindungsenergie des Heliumkerns von etwa $-28 \cdot 10^{11}$ Joule/mol. Das Minuszeichen bedeutet, dass dieser Energiebetrag bei der Bildung des Atomkerns aus seinen Nucleonen frei wird (siehe hierzu ► Kap. 1.9.2).

1.1.1.4 Elemente, Elementsymbole (Atomsymbole)

Unter einem Element versteht man einen Stoff, dessen Atome die gleiche Kernladung (Protonenzahl) besitzen.

Jedes chemische Element ist somit durch die Anzahl der Protonen in seinem Atomkern *eindeutig* charakterisiert. Diese Zahl wird **Kernladungszahl (Z)** genannt. Sie entspricht auch der **Ordnungszahl** des betreffenden Elements im Periodensystem (siehe ► Kap. 1.2.1). Darüber hinaus entspricht in einem ungeladenen (elektrisch neutralen) Atom die Anzahl der Protonen im Atomkern der Anzahl Elektronen in der Atomhülle [vgl. **MC-Fragen Nr. 5, 40, 43**].

Kernladungszahl = Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen = Ordnungszahl

Da die Masse eines Protons und die eines Neutrons etwa eine atomare Masseneinheit betragen, ist die Differenz aus der **Massenzahl (Nucleonenzahl) (A)** und der Kernladungszahl (Z) gleich der Anzahl (N) der im Kern befindlichen Neutronen [vgl. **MC-Frage Nr. 1302**].

Massenzahl = Kernladungszahl + Neutronenzahl
 $A = Z + N$

Zur abgekürzten Darstellung eines bestimmten Atomkerns schreibt man nun links oberhalb des betreffenden Elementsymbols seine Massenzahl und links unten seine Protonenzahl (Ordnungszahl) [vgl. **MC-Fragen Nr. 41, 43–46**].

Massenzahl	Elementsymbol	z.B.	$\frac{12}{6} \text{C}$,	$\frac{14}{7} \text{N}$,	$\frac{70}{50} \text{Sn}$,	$\frac{238}{92} \text{U}$
Ordnungszahl						

Berücksichtigt man, dass Atome Elektronen aufnehmen oder abgeben können und dabei in negativ bzw. positiv geladene **Ionen** übergehen, und dass **Moleküle** auch mehrere Atome des gleichen Elements enthalten können, so ist eine vollständige Charakterisierung wie folgt möglich [vgl. **MC-Frage Nr. 42**]:

Massenzahl	Elementsymbol	Ladung(szahl)	z.B.	$\frac{16}{8} \text{O}^{2-}$
Ordnungszahl		Atomzahl		

Elektrisch geladene Teilchen, die aus einem oder mehreren Atomen bestehen, nennt man Ionen. Ihre Ladung ergibt sich aus der Summe der positiven Ladungen der Protonen und der negativen Ladungen der Elektronen.

1.1.1.5 Relative Atommassen

Die **Masse von Atomen** ist extrem klein und bewegt sich in der Größenordnung von 10^{-24} bis 10^{-22} g (10^{-27} – 10^{-25} kg) [vgl. **MC-Fragen Nr. 35, 36**].

Da sich bei der Verwendung der Einheit „Gramm“ bzw. „Kilogramm“ für die atomaren Massen sehr kleine, unhandliche Zahlenwerte ergeben, hat man die **relative Atommasseneinheit (u)** eingeführt.

Bezugsgröße für die Masse eines Atoms ist die **Masse des ^{12}C -Nuclids**, die man willkürlich zu 12 Einheiten [**12 u**] festgelegt hat [vgl. **MC-Fragen Nr. 37–39, 1621**].

$$\begin{aligned} 1\text{u} &= 1/12 \text{ der Masse des } ^{12}\text{C}\text{-Nuclids} \\ &= 1 \text{ g}/N_{\text{A}} = 1 \text{ g}/6,022141 \cdot 10^{23} \\ &= 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \end{aligned}$$

Die relative Masse eines bestimmten Atoms ist dann das Vielfache des zwölften Teils der Masse des Kohlenstoffnuclids ^{12}C bzw. das Vielfache der Atommasseneinheit (u).

Daraus errechnet sich z. B.

- die Atommasse von Wasserstoff zu:

$$\begin{aligned} A_{\text{H}} &= 1,0079 \text{ u} = 1,0079 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ &= 1,673 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \end{aligned}$$
- die Atommasse von Sauerstoff zu:

$$\begin{aligned} A_{\text{O}} &= 15,9994 \text{ u} = 15,9994 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ &= 2,658 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 2,658 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \end{aligned}$$

Die meisten in der Natur vorkommenden Elemente sind jedoch *Isotopengemische* (siehe ► Kap. 1.1.2.1) und ihre Atommasse hängt von der Isotopenzusammensetzung ab, die bei natürlichen Elementen einen konstanten Wert besitzt. Die **mittlere Atommasse** eines Elements ergibt sich dann aus den Massen seiner Isotope unter Berücksichtigung ihrer relativen Häufigkeit.

- Zum Beispiel besteht das Element **Kohlenstoff** aus den Nucliden ^{12}C und ^{13}C und einem nicht ins Gewicht fallenden Anteil an ^{14}C .

$$\begin{aligned} 98,892\% \text{ } ^{12}\text{C}\text{-Isotop mit einer Masse von } 12,0000 \text{ u} &= 11,8671 \text{ u} \\ 1,108\% \text{ } ^{13}\text{C}\text{-Isotop mit einer Masse von } 13,0034 \text{ u} &= 0,1441 \text{ u} \end{aligned}$$

Die mittlere Atommasse des C-Atoms beträgt somit **12,0112 u** oder

$$12,0112 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,995 \cdot 10^{-23} \text{ g} \text{ [MC-Frage Nr. 35].}$$

In der Chemie rechnet man unter Weglassen der Einheit ausschließlich mit **relativen Atommassen (A_{r})**, die in atomaren Einheiten (u) ausgedrückt sind. Man rechnet also mit den Zahlenwerten 1,0079 für Wasserstoff, 15,9994 für Sauerstoff, 12,0112 für Kohlenstoff, 22,9898 für Natrium usw.

Die Masse (m) eines Atoms kann auch in **Dalton (Da)** ausgedrückt werden. 1 Dalton entspricht der Masse des Wasserstoffatoms (1 Da = 1,00785 u).

1.1.1.6 Mol-Begriff, Avogadro Zahl, Molekülmassen

Grundsätzlich gilt, dass in den Mengen verschiedener Elemente, die zahlenmäßig der *Atommasse* in *Gramm* entsprechen, immer die gleiche Anzahl von Atomen enthalten sind.

Zum Beispiel sind in 15,9994 g Sauerstoff(atome) ebenso viele Teilchen vorhanden wie Natriumatome in 22,9898 g Natrium oder Heliumatome in 4,003 g Heliumgas.

Diese Zahl wird als **Avogadro-Konstante (N_A)** bezeichnet. Sie ist gleich dem Quotienten aus der Faraday-Konstante (F) und der Elementarladung (e). Ihr von äußeren Bedingungen unabhängiger Zahlenwert beträgt [vgl. **MC-Fragen Nr. 47, 48, 54**]:

$$N_A = F/e = 6,022141 \cdot 10^{23} \text{ [mol}^{-1}\text{]}$$

Die Avogadro-Zahl lässt sich experimentell aus elektroanalytischen oder kristallographischen Daten, aus der kinetischen Gastheorie, aus der Brownschen Bewegung oder aus Sedimentationsgleichgewichten ermitteln. Eine weitere Bestimmungsmöglichkeit bietet der radioaktive Zerfall.

Mithilfe der Avogadroschen Zahl (N_A) berechnet sich die **Stoffmenge** (n) eines Elements oder einer Verbindung aus der Anzahl (N) der Teilchen des betreffenden Stoffes zu:

$$n = \text{Zahl der Teilchen/Avogadro-Zahl} = N/N_A$$

Die Stoffmenge, die aus $6,02 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen) besteht, wird als **ein Mol** bezeichnet. Das Mol zählt zu den SI-Basiseinheiten (SI-Symbol: **mol**). Die Masse eines Mols wird **molare Masse** (oder Molmasse) genannt [vgl. **MC-Fragen Nr. 48, 49, 53, 54**].

1 Mol = $6,022141 \cdot 10^{23}$ elementare Einheiten

1 Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebenso vielen Teilchen besteht, wie in 12 g des Nuclids ^{12}C vorhanden sind. Verschiedenartige Substanzen enthalten pro Mol jeweils die gleiche Anzahl von elementaren Einheiten.

Elementare Einheiten sind Elektronen, Protonen, Neutronen, Atome, Ionen oder Moleküle.

Bei Elektrolyten muss für die Berechnung der Teilchenzahl die elektrolytische Dissoziation der Substanz berücksichtigt werden. So sind zum Beispiel in 0,1 Mol Natriumchlorid (NaCl) insgesamt $1,2 \cdot 10^{23}$ elementare Einheiten (Ionen) vorhanden [vgl. **MC-Frage Nr. 52**]:

$$0,1 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ Na}^+\text{-Ionen} + 0,1 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ Cl}^-\text{-Ionen}$$

Bei Mengenangaben in Mol muss stets ausgeführt werden, um welche Teilchen es sich handelt. Beispielsweise enthält 1 Mol Chloratome $6,022141 \cdot 10^{23}$ Cl-Atome und besitzt eine Masse von 35,453 g. Demgegenüber enthält 1 Mol Chlor $6,022141 \cdot 10^{23}$ Cl_2 -Moleküle und hat die Masse 70,906 g.

Bei molekularen Substanzen ergibt sich die **relative Molekülmasse** (M_r) aus der Summe der relativen Atommassen (A_r) aller das Molekül aufbauenden Atome. Daher enthalten zum Beispiel 18 g Wasser [H_2O] ebenso viele Moleküle wie 78 g Benzol [C_6H_6] [vgl. **MC-Frage Nr. 51**].

Die **Stoffmenge** $n(\text{X})$ (in mol) eines beliebigen Stoffes X erhält man, wenn die *Masse des Stoffes* $m(\text{X})$ (in Gramm) durch seine *molare Masse* $M(\text{X})$ (in Gramm/mol) dividiert wird.

$$n(\text{X}) \text{ [mol]} = \frac{m(\text{X}) \text{ [g]}}{M(\text{X}) \text{ [g/mol]}}$$

Stoffmengenangaben beziehen sich immer auf eine bestimmte Substanz, die in runden Klammern nach dem Stoffmengensymbol genannt wird, z.B. durch $n(\text{NH}_4\text{Cl})$ für die Stoffmengenangabe von Ammoniumchlorid. Bezüglich weiterer Mengenangaben und Konzentrationsmaße siehe ▶ Kap. 1.8.7.3 und Ehlers, **Analytik II**, ▶ Kap. 4.1.

1.1.2 Isotope

1.1.2.1 Reinelemente, Mischelemente

Alle Atome eines Elements haben die gleiche Kernladungszahl (Ordnungszahl). Für einige Elemente existieren jedoch *Atome*, die aufgrund unterschiedlicher Neutronenzahlen *verschiedene Massenzahlen* (unterschiedliche Nucleonenzahlen) aufweisen.

Ein Atom ist erst dann eindeutig charakterisiert, wenn neben seiner Kernladungszahl auch die Anzahl der Neutronen bekannt ist, die in engen Grenzen variieren kann [vgl. **MC-Fragen Nr. 4, 11, 15, 55, 57–61, 63–77**].

Nuclide gleicher Protonenzahl mit einer unterschiedlichen Anzahl von Neutronen werden als Isotope oder isotope Nuclide bezeichnet. Isotope besitzen unterschiedliche Atommassen (unterschiedliche Massenzahlen).

Über den Kernaufbau einiger wichtiger Elemente informiert □ Tab. 1.2.

Die meisten natürlichen Elemente sind **Mischelemente**, d. h., sie bestehen aus einem Gemisch mehrerer Isotope. Elemente, die nur aus einem einzigen Nuclid aufgebaut sind, werden als **Reinelemente** bezeichnet. Zu den in der *Natur* vorkommenden isopuren Elementen zählen u. a. *Fluor - Natrium - Aluminium - Phosphor - Arsen - Mangan - Gold - Kobalt - Bismut* und *Iod* [vgl. **MC-Frage Nr. 56**].

Element:	Aufbau aus einer einzigen Atomart
Reinelement:	Aufbau aus Kernen gleicher Masse
Mischelement:	Aufbau aus Kernen unterschiedlicher Masse

Isotope haben infolge identischer Protonenzahlen die *gleiche Struktur* in ihren *Elektronenhüllen* und stehen an derselben Stelle im Periodensystem. Da die Elektronenhülle eines Atoms vorrangig dessen *chemische Eigenschaften* bestimmt, verhalten sich

□ **Tab.1.2 Kernaufbau ausgewählter Elemente**

Atom Nr.	Element	Sym-bol	Kernaufbau n = Neutron p = Proton	Massenzahlen	Natürlich vorkommende Massenzahlen
1	Wasserstoff	H	1 p + 0 bis 2 n	1 bis 3	1,2,3
2	Helium	He	2 p + 1 bis 6 n	3 bis 8	3,4
3	Lithium	Li	3 p + 2 bis 8 n	5 bis 11	6,7
4	Beryllium	Be	4 p + 2 bis 8 n	6 bis 12	9,10
5	Bor	B	5 p + 3 bis 10 n	8 bis 15	10,11
6	Kohlenstoff	C	6 p + 3 bis 10 n	9 bis 16	12,13,14
7	Stickstoff	N	7 p + 5 bis 11 n	12 bis 18	14,15
8	Sauerstoff	O	8 p + 5 bis 12 n	13 bis 20	16,17,18
9	Fluor	F	9 p + 7 bis 13 n	16 bis 22	19
10	Neon	Ne	10 p + 7 bis 14 n	17 bis 24	20,21,22
.
.
.
.
92	Uran	U	92 p + 135 bis 148 n	227 bis 240	234,235,238
93	Neptunium	Np	93 p + 135 bis 148 n	228 bis 241	237
94	Plutonium	Pu	94 p + 138 bis 152 n	232 bis 246	239

die einzelnen Isotope eines Elements chemisch gleichartig. Zu ihrer wirksamen Trennung muss man sich physikalischer Methoden bedienen, deren Trennwirkung auf den unterschiedlichen Massen der Isotope beruht, wie z. B. die bereits 1919 von **Aston** entwickelte **Massenspektrometrie** [vgl. **MC-Frage Nr. 55**].

Jedes Isotop besitzt eine definierte Nucleonenzahl und die meisten dieser Isotope sind stabil. Einige natürlich vorkommende Isotope sind hingegen *instabil* und zerfallen unter Aussendung radioaktiver Strahlen. Man bezeichnet sie daher als *radioaktive Nuclide* oder *Radioisotope* [siehe auch ► Kap. 1.1.3 und **MC-Frage Nr. 86**].

□ Tab. 1.3 gibt Auskunft über die relative Häufigkeit und Stabilität einiger natürlicher Isotope [vgl. **MC-Fragen Nr. 69, 78–84, 163**].

Darüber hinaus kann man heute in Atomreaktoren oder Teilchenbeschleunigern durch Kernumwandlung *künstliche radioaktive Nuclide* in beliebigen Mengen erzeugen. Einige dieser Radioisotope zerfallen in Sekunden, andere besitzen hingegen extrem lange Halbwertszeiten [siehe hierzu ► Kap. 1.1.3.4 sowie **MC-Fragen Nr. 69, 71–73, 163**].

Isobare: Darunter versteht man Atomarten gleicher Masse (Nucleonenzahl) aber unterschiedlicher Kernladung (Protonenzahl). Bei Isobaren handelt es sich also um verschiedene Elemente, die demzufolge auf chemischem Wege voneinander getrennt werden können [vgl. **MC-Frage Nr. 62**].

1.1.2.2 Isotopeneffekte

Aufgrund ihrer identischen Elektronenhüllen zeigen isotope Nuclide eine hohe Übereinstimmung in ihren chemischen Eigenschaften. Graduelle Abweichungen treten dann auf, wenn die Massenunterschiede zwischen den einzelnen Isotopen relativ groß sind. Daher zeigen sich **Isotopeneffekte** vor allem bei den Elementen mit niedrigen Massenzahlen.

▣ **Tab.1.3 Eigenschaften in der Natur vorkommender Isotope**

Element	Massenzahl	Symbol	Relative Häufigkeit [%]	Stabilität
Wasserstoff (Deuterium) Tritium)	1	^1H	99,986	Stabil
	2	^2H , D	0,014	Stabil
	3	^3H , T	Spur	Instabil [*]
Kohlenstoff	12	^{12}C	98,892	Stabil
	13	^{13}C	1,108	Stabil
	14	^{14}C	Spur	Instabil [*]
Stickstoff	14	^{14}N	99,635	Stabil
	15	^{15}N	0,365	Stabil
Sauerstoff	16	^{16}O	99,759	Stabil
	17	^{17}O	0,037	Stabil
	18	^{18}O	0,204	Stabil
Chlor	35	^{35}Cl	75,4	Stabil
	37	^{37}Cl	24,6	Stabil

[*] β -Strahler

Besonders stark ausgeprägt sind die **Isotopeneffekte** bei den **Wasserstoffisotopen** ^1H , ^2H (**Deuterium**; Symbol: **D**) und ^3H (**Tritium**; Symbol: **T**) mit einem Massenverhältnis von 1 : 2 : 3. Bei keinem anderen Element ist der Massenunterschied so groß wie beim Wasserstoff. Aus diesem Grund unterscheiden sich die Isotope des Wasserstoffs bezüglich ihren Reaktionsgeschwindigkeiten oder Dissoziationskonstanten relativ stark voneinander. Die Eigenschaften der Wasserstoffisotope werden im ► Kap. 2.2.2 noch explizit vorgestellt [vgl. **MC-Frage Nr. 69**].

1.1.3 Radioaktiver Zerfall

1.1.3.1 Strahlungsarten natürlicher Zerfallsprozesse, Zerfallsreihen

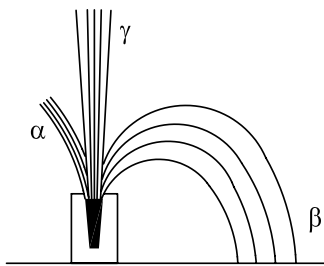
Manche Atomkerne sind nicht stabil. Sie wandeln sich unter Aussendung einer charakteristischen Strahlung in energieärmere, stabilere Kerne um. Diese Erscheinung wird **Radioaktivität** genannt. *Radioaktivität ist somit eine Eigenschaft des Atomkerns.*

Hierbei lassen sich drei Arten von **natürlicher radioaktiver Strahlung** nachweisen [vgl. **MC-Frage Nr. 87**]:

- α -Strahlen
- β -Strahlen
- γ -Strahlen

Die emittierten α -, β - und γ -Strahlen besitzen unterschiedliche Eigenschaften und unterscheiden sich in ihrer [vgl. **MC-Fragen Nr. 121–132**]:

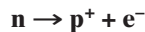
- Ablenkung in einem elektrischen oder magnetischen Feld,
- Reichweite in Luft,
- Fähigkeit, Atome oder Moleküle zu ionisieren,
- Fähigkeit, Materie zu durchdringen.



o **Abb.1.1 Ablenkung radioaktiver Strahlen in einem Magnetfeld**

α -Strahlen sind **Heliumkerne**, d. h. *doppelt positiv geladene Heliumatome* [Korpuskularstrahlen]. Sie können aufgrund ihrer Ladung und Masse in einem elektrischen und magnetischen Feld abgelenkt werden. Ihre Reichweite in Luft beträgt nur wenige Zentimeter. Sie durchdringen in der Regel nicht einmal Papier. Beim Zusammenstoß mit Luftmolekülen verlieren sie an Geschwindigkeit, fangen zwei Elektronen ein und werden zu Heliumatomen. Aus radioaktiven Substanzen werden sie mit Geschwindigkeiten von 10 000 bis 20 000 km/s emittiert [vgl. **MC-Fragen Nr. 14, 19, 20, 27, 88, 91, 92, 124, 125, 130, 131**].

β -Strahlen sind ebenfalls Korpuskularstrahlen und bestehen aus **Elektronen**, die mit einer Geschwindigkeit von etwa 130 000 km/s aus einem Atomkern austreten. Bei der Emission von β -Strahlen wandelt sich im Kern ein Neutron in ein Proton um [vgl. **MC-Fragen Nr. 7, 8, 13, 15, 23, 89, 93, 94, 124, 125, 131, 135**]:



β -Strahlen bewegen sich nahezu mit Lichtgeschwindigkeit; ihre kinetische Energie liegt im Bereich von 0,02–4 MeV [1 eV = 1,6021 10^{-19} J]. β -Strahlen können ein Aluminiumblech von 1 cm Dicke nicht mehr durchdringen. Aufgrund ihrer höheren Geschwindigkeit besitzen β -Strahlen eine größere Reichweite als α -Strahlen.

γ -Strahlen sind elektromagnetische Strahlen sehr kurzer Wellenlänge von etwa 0,005 nm (5 pm) [extrem kurzwelliges, energiereiches Röntgenlicht]. Sie werden – im Gegensatz zu α - oder β -Strahlen – weder in einem elektrischen noch in einem magnetischen Feld abgelenkt. Die Fähigkeit, Materie zu durchdringen, ist bei den γ -Strahlen am stärksten ausgeprägt [vgl. **MC-Fragen Nr. 90, 102–104, 126, 127**].

Die Aussendung von γ -Strahlen kann gleichzeitig mit der von α - oder β -Strahlen erfolgen. Die γ -Strahlung stellt hierbei den Energiebetrag dar, der beim Kernzerfall frei und nicht als kinetische Energie für die Bewegung der α - und β -Strahlen verbraucht wird.

Die beim Zerfall von radioaktiven Nucliden entstehenden Tochterisotope sind meistens wieder radioaktiv und zerfallen weiter. Man kann drei **natürliche Zerfallsreihen** unterscheiden:

- Uran-Zerfallsreihe, die vom Uran-238 ausgeht,
- Actinium-Zerfallsreihe, ausgehend von Uran-235 sowie die
- Thorium-Zerfallsreihe, die vom ^{232}Th ausgeht.

Alle drei natürlichen Zerfallsreihen enden bei einem *stabilen* Blei-Isotop: Die erste bei Blei-206, die zweite bei Blei-207 und die dritte bei Blei-208.

Außer den Elementen dieser Zerfallsreihen kennt man noch einige andere natürliche Elemente mit schwacher Radioaktivität, wie z. B. ${}^3_1\text{H}$, ${}^{14}_6\text{C}$, ${}^{40}_{19}\text{K}$ oder ${}^{87}_{37}\text{Rb}$.

1.1.3.2 Kernchemische Gleichung, radioaktive Verschiebungssätze

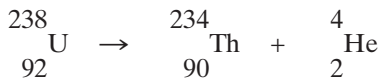
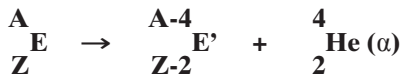
Die beim radioaktiven Zerfall im Atomkern auftretenden Veränderungen können durch eine **kernchemische Gleichung** wiedergegeben werden. Man verwendet dabei für die Nuclide die Isotopschreibweise mit Kernladungs- und Massenzahlen links vom Elementsymbol unter Berücksichtigung, dass

- die Summe der Massenzahlen (A) auf der linken Seite der kernchemischen Gleichung der auf der rechten Seite entspricht.

Für natürliche radioaktive Vorgänge ergeben sich folgende **Verschiebungssätze**

- Die Kernladung (Protonenzahl) (Z) eines **α -Strahlers** nimmt um 2 ab, seine Nucleonenzahl (Massenzahl) (A) verringert sich um 4. Da die Ordnungszahl um 2 abnimmt, entsteht ein Element (E'), das im PSE zwei Stellen vor dem Ausgangselement (E) angeordnet ist. Ein Beispiel hierfür ist der α -Zerfall von natürlichem Uran-238 unter Bildung von Thorium-234 [vgl. **MC-Fragen Nr. 95, 96, 100, 111, 112, 116**].

α -Strahler:



- Durch Umwandlung eines Neutrons in ein Proton nimmt die Kernladung (Protonenzahl) (Z) eines **β -Strahlers** um 1 zu, sodass das neu entstehende Element gleicher Masse (Nucleonenzahl) der nächstfolgenden Gruppe des PSE angehört. Bekannte Beispiele sind der β -Zerfall von Tritium (${}^3_1\text{H}$) oder von ${}^{14}_6\text{C}$ -Atomen. Der β -Zerfall des ${}^{14}_6\text{C}$ -Isotops dient zur Altersbestimmung fossiler Funde (*Radiocarbonmethode*) [siehe ► Kap. 1.1.3.7 und **MC-Fragen Nr. 97–99, 101, 105, 107, 108, 110, 113**].

1.7 Zwischenmolekulare Bindungskräfte

Wie der Titel des Kapitels besagt, handelt es sich hierbei um *Kräfte*, die *zwischen Molekülen* wirken. Viele *physikalische Eigenschaften* wie Siedepunkt, Schmelzpunkt, Mischbarkeit, Oberflächenspannung usw. hängen von diesen Kräften ab.

Voraussetzung für das Zustandekommen zwischenmolekularer Bindungskräfte ist stets eine *asymmetrische Ladungsverteilung* innerhalb eines Moleküls (siehe auch ► Kap. 1.4.5). Man unterteilt solche Kräfte in:

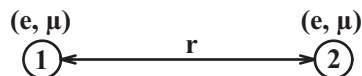
- Ion-Dipol-Wechselwirkungen,
- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen,
- Dipol-induzierte Dipol-Wechselwirkungen,
- Dispersionskräfte (van der Waals-Kräfte) und in
- Wasserstoffbrückenbindungen, die eine spezielle Form der Dipolkräfte darstellen.

1.7.1 Dipol-Dipol-Wechselwirkungen, van der Waals-Kräfte

1.7.1.1 Dipol-Dipol-Kräfte

Moleküle, die auch ohne äußere Feldeinwirkung Dipolcharakter besitzen und somit fortwährend eine unsymmetrische Ladungsverteilung aufweisen, bezeichnet man als **permanente Dipole**.

In der gleichen Weise wie sich Ionen entgegengesetzter Ladung elektrostatisch anziehen, können sich auch Dipole untereinander oder Ionen und Dipolmoleküle anziehen und auf diese Weise höhere Molekülaggregate bilden. Die Kraft (K), mit der dies geschieht, lässt sich für die verschiedenen Fälle durch folgende, stark vereinfachte Gleichungen wiedergeben:



$$K_{\text{Ion-Ion}} = \frac{e_1 \cdot e_2}{r^2} \quad K_{\text{Ion-Dipol}} = \frac{e_1 \cdot \mu_2}{r^3} \quad K_{\text{Dipol-Dipol}} = \frac{\mu_1 \cdot \mu_2}{r^4}$$

(e = Ionenladung, μ = Dipolmoment, r = Abstand)

Danach hängen die Dipolkräfte von der Größe des Dipolmoments (μ) und dem Abstand (r) der Ladungsschwerpunkte ab. Die resultierenden Bindungsenergien betragen etwa 4–25 kJ mol⁻¹. Einen Eindruck über die Abhängigkeit der Bindungskräfte vom Abstand der Bindungspartner vermittelt **Abb. 1.97**. Man erkennt, dass die Dipolkräfte aufgrund der höheren Potenz von r sehr viel rascher mit wachsendem Abstand der Ladungen abklingen als Ionenkräfte. Darüber hinaus sind aufgrund des größenordnungsmäßigen Unterschieds zwischen der Ladung (e) und dem Dipolmoment (μ) eines Moleküls die Dipol-Dipol-Bindungen generell sehr viel schwächer als reine Ionenbindungen.

Eine Temperaturerhöhung führt zu einer verstärkten Molekülbewegung und damit zu größeren Abweichungen von einer optimalen räumlichen Orientierung der Moleküle, sodass Dipolkräfte mit steigender Temperatur rasch abnehmen.

Dipol-Dipol-Kräfte wirken in Flüssigkeiten und Feststoffen. Ihre Wirkung zeigt sich u. a. in der Erhöhung von Schmelz- und Siedepunkten. Ebenso spielen sie eine wichtige Rolle beim Lösen von Flüssigkeiten ineinander, wie z. B. bei der unbegrenzten Löslichkeit von Ethanol in Wasser (siehe auch **► Kap. 1.7.3**).

1.7.1.2 Van der Waals-Kräfte (Dispersionskräfte, London-Kräfte)

Auch zwischen einzelnen Molekülen einer unpolaren Substanz (ohne Dipolcharakter) oder Edelgasatomen wirken schwache Anziehungskräfte. Man bezeichnet sie als **van der Waals-** bzw. **London-Kräfte** oder als **Dispersionskräfte**. Solche Kräfte treten grundsätzlich zwischen Materieteilchen *immer* auf, auch zwischen polaren Molekülen. Bei unpolaren Molekülen sind sie die einzigen vorhandenen intermolekularen Bindungskräfte.

Dispersionskräfte sind dafür verantwortlich, dass inerte *Gase* (Edelgase, Halogene, niedere Alkane, O₂, N₂) *verflüssigt* werden können. Folge der van der Waals-Kräfte ist

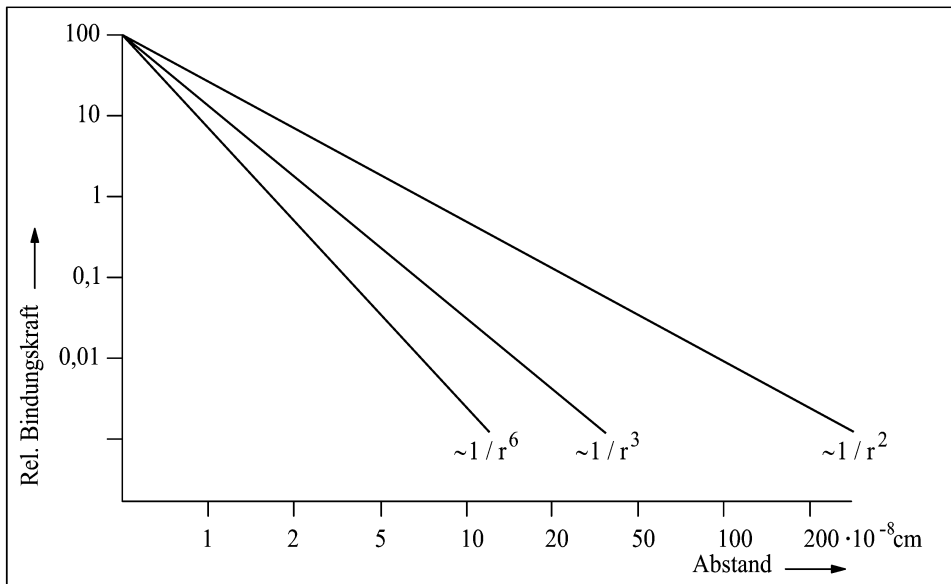


Abb. 1.97 Abhängigkeit elektrostatischer Bindungskräfte vom Abstand der Ladungen

▣ **Tab.1.51 Siedepunkte von Halogenen, Edelgasen und Alkanen [in °C]**

Fluor - 188	Helium - 269	Methan - 164
Chlor - 34	Neon - 246	Ethan - 89
Brom + 59	Argon - 186	Propan - 45
Iod + 184	Krypton - 153	Butan - 0,5
	Xenon - 108	Pentan + 36

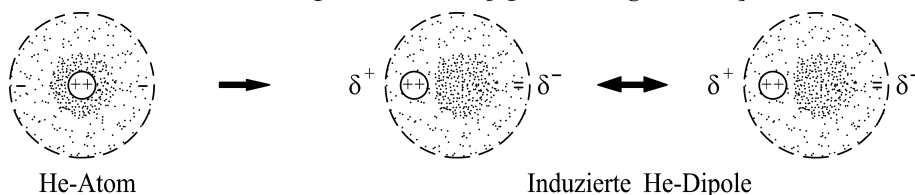
ferner die Zunahme der Schmelz- und Siedepunkte der gesättigten Kohlenwasserstoffe mit steigender Molekülmasse. Auch der bei Raumtemperatur feste Aggregatzustand des **Iods** ist hauptsächlich auf hohe Dispersionskräfte zurückzuführen. In ▣Tab. 1.51 sind die Siedepunkte einiger flüchtiger Stoffe aufgelistet [vgl. **MC-Fragen Nr. 306, 598–601, 629**].

Auch van der Waals-Kräfte beruhen auf der Anziehung zwischen entgegengesetzten *elektrischen Ladungen*. Zum Beispiel bewegen sich die Elektronen eines Edelgasatoms innerhalb bestimmter Räume um den Atomkern. Dabei kann nun während einer ganz kurzen Zeit die Ladungsverteilung unsymmetrisch werden. Wie in ◉Abb. 1.98 dargestellt ist, weist dann eine Seite des Atoms eine negative, die andere eine positive Partialladung auf. In diesem Moment ist das Atom ein **Dipol** mit je einem positiven und negativen Pol. Die Größe der positiven Partialladung entspricht der der negativen.

Obwohl ein so entstandener Dipol nur während sehr kurzer Zeit existiert, beeinflusst er die in seiner nächsten Umgebung befindlichen Atome. In den Nachbaratomen werden genauso ausgerichtete *Dipole induziert*, sodass sich die polarisierende Wirkung fortpflanzt. Da der Dipolcharakter des Atoms (oder Moleküls) aber im nächsten Augenblick wieder verschwindet, weil die Elektronen ständig in Bewegung sind und somit die Ladungsdichteverteilung in Atomen oder Molekülen fluktuiert, ergeben sich – im zeitlichen Mittel – nur schwache Kräfte mit Bindungsenergien von etwa 0,08 bis 42 kJ mol⁻¹. Die zwischen *induzierten Dipolen* auftretenden Anziehungskräfte (K) können durch folgende Gleichung beschrieben werden [vgl. **MC-Frage Nr. 598**]:

$$K = \frac{\mu^+ \cdot \mu^-}{r^6} \quad \begin{array}{l} \mu^+ = \text{induziertes (positives) Dipolmoment} \\ \mu^- = \text{induziertes (negatives) Dipolmoment} \\ r = \text{Abstand der Pole} \end{array}$$

Die Abhängigkeit der van der Waals-Kräfte vom gegenseitigen *Abstand* der sich anziehenden Teilchen wurde proportional zu 1/r⁶ gefunden. Demzufolge ist ihre Reichweite äußerst gering. Jedoch ist anzumerken, dass van der Waals-Kräfte *ungerichtet* und räumlich allseitig wirksam sind [vgl. **MC-Frage Nr. 373**].



◉ **Abb.1.98 Van der Waals-Kräfte zwischen Heliumatomen**

Darüber hinaus hängen die Dispersionskräfte von der *Größe des Moleküls*, insbesondere seiner *Oberfläche* und seiner *Molekülmasse* ab. Die van der Waals-Kräfte sind umso stärker, je größer die Oberfläche der Partikel ist (die Möglichkeit einer Polarisierung wird dadurch erhöht) und je leichter die Ladungsverteilung in einem Molekül durch ein Nachbarteilchen polarisiert werden kann. Beide Faktoren zusammen erklären die Zunahme der Dispersionskräfte mit *steigender* Atom- bzw. Molekülmasse [vgl. **MC-Fragen Nr. 306, 598**].

So sind z. B. die van der Waals-Kräfte zwischen Xenonatomen größer als zwischen Neonatomen, weil bei Atomen mit zunehmendem Atomradius leichter ein Dipolmoment induziert werden kann. Desgleichen besitzt Helium einen tieferen Siedepunkt als Argon, weil bei Ar-Atomen leichter ein induziertes Dipolmoment auftreten kann als bei He-Atomen. Auch der Anstieg der Schmelz- und Siedepunkte der Halogene mit steigender Ordnungszahl ist darauf zurückzuführen, dass mit steigender Ordnungszahl die Polarisierbarkeit der Halogenmoleküle und damit die van der Waals-Kräfte zunehmen [vgl. **MC-Fragen Nr. 598, 1277, 1280**].

Die Dispersionskräfte oder van der Waals-Kräfte beruhen auf induzierten Dipolen. Sie nehmen zwischen zwei gleichen Molekülen mit steigender Polarisierbarkeit bzw. größerer Masse dieser Moleküle zu. Bei Atomen wachsen die van der Waals-Kräfte mit zunehmendem Atomradius.

1.7.2 Ionen-Dipol-Kräfte, ioneninduzierte Dipolkräfte

Ionen-Dipol-Kräfte sind relativ starke Anziehungskräfte. Die Bindungsenergien liegen in der Größenordnung von 40 – 680 kJ mol⁻¹. Ionen-Dipol-Kräfte wirken vor allem beim Lösen von Salzen in polaren Lösungsmitteln. Sie spielen eine bedeutende Rolle als **Solvatationskräfte** bzw. **Hydratationskräfte** (siehe ► Kap. 1.3.3.2 und ► Kap. 1.8.7.1).

1.7.2.1 Dipol-induzierte Dipol-Wechselwirkungen

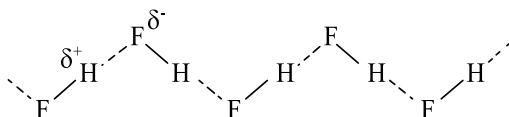
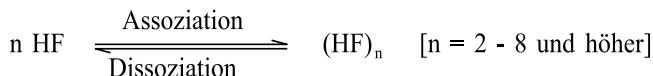
Solche Anziehungskräfte entstehen, wenn Molekülen ohne Dipolmoment [H₂, Cl₂, O₂, CH₄] durch Annäherung eines Dipols [H₂O, NH₃] eine Ladungssymmetrie aufgezungen und somit ein Dipolmoment induziert wird. Die Größe des induzierten Dipols hängt von der Stärke der Anziehung durch das polare Teilchen und der Polarisierbarkeit des unpolaren Moleküls ab.

Die resultierenden Bindungsenergien betragen etwa 0,8 bis 8,5 kJ mol⁻¹. Diese Kräfte spielen eine Rolle beim Lösen von unpolaren Gasen in polaren Lösungsmitteln. Auch die im Vergleich zu *n*-Hexan größere Löslichkeit von **Benzen** in Wasser ist darauf zurückzuführen, dass Wasser als Dipol die delokalisierten π -Elektronen des Benzens leichter polarisieren kann als die σ -Bindungen des *n*-Hexans.

1.7.3 Wasserstoffbrückenbindungen

Dipolkräfte zwischen gleichen oder unterschiedlichen Molekülen sind dann besonders stark ausgeprägt, wenn in Verbindungen ein *Wasserstoffatom* an ein kleines, stark *elektronegatives Atom* [**Fluor, Sauerstoff, Stickstoff**] gebunden ist. Das positiv polarisierte H-Atom wirkt dann auf andere, negativ polarisierte Atome oder Molekülteile anziehend und führt, wie das Beispiel des **Fluorwasserstoffs** (HF) zeigt, zur Bildung

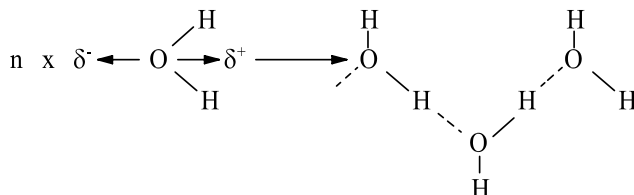
von größeren Molekülverbänden (**Assoziation**). Die Stärke der resultierenden Bindung geht parallel mit der Elektronegativität des Atoms, mit dem das Wasserstoffatom verknüpft ist [vgl. **MC-Fragen Nr. 603–605, 1873**].



Man bezeichnet diesen Bindungstyp als **Wasserstoffbrücke** oder als **Wasserstoffbindung** und unterscheidet zwischen:

- **intermolekularen Wasserstoffbrückenbindungen** und
- **intramolekularen Wasserstoffbrückenbindungen**.

Im Falle des **Wassermoleküls** kommt die intermolekulare Wasserstoffbrückenbindung (gestrichelte Linie) dadurch zustande, dass bei der Assoziatbildung die HO-Gruppe des Wassers als Protonendonator und das Sauerstoffatom als Akzeptor fungieren [vgl. **MC-Fragen Nr. 605, 606, 1448, 1452, 1453**].

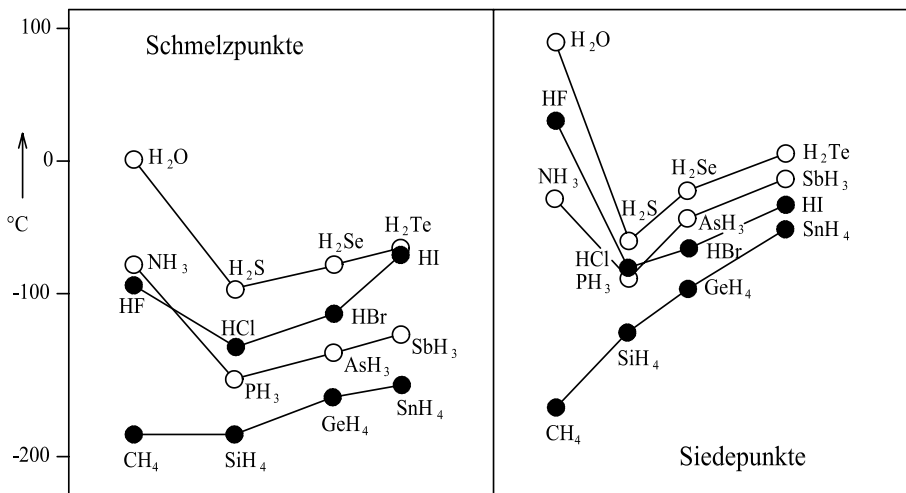


Bei der Wasserstoffbrückenbindung handelt es sich nicht um eine besondere Bindungsart, sondern lediglich um eine stark ausgeprägte Form der Dipol-Dipol-Wechselwirkungen. In der H-Brückenbindung $[X-H \cdots Y-E]$ kann X,Y Stickstoff, Sauerstoff oder Fluor sein. E steht für Wasserstoff bzw. ein anderes Element geringer Elektronegativität. Ferner muss Y über mindestens ein freies Elektronenpaar verfügen. Die $X-H \cdots Y$ -Anordnung ist bevorzugt linear [vgl. **MC-Fragen Nr. 603, 604**].

Wasserstoffbrückenbindungen, zwar stärker als die schwachen van der Waals-Kräfte, sind nur als mäßig schwache Bindungen anzusehen. Ihre Bindungsenergien liegen zwischen 8 und 42 kJ mol⁻¹, d. h., sie besitzen nur etwa 5–10% der Bindungsstärke einer kovalenten Einfachbindung.

In **Abb. 1.99** sind die Schmelz- und Siedepunkte der Elementwasserstoffverbindungen der IV. bis VII. Hauptgruppe graphisch dargestellt.

Starke Wasserstoffbrückenbindungen sind die Ursache für die relativ hohen Schmelz- und Siedepunkte der jeweils ersten Glieder der Wasserstoffverbindungen



○ Abb.1.99 Schmelz- und Siedepunkte der Wasserstoffverbindungen der Elemente der IV. bis VII. Hauptgruppe

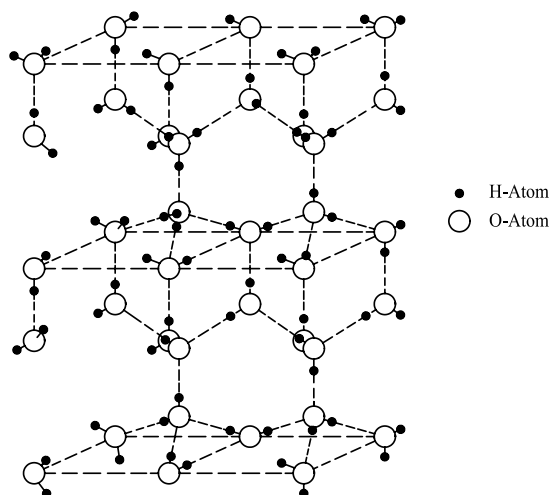
der V. bis VII. Hauptgruppe. Zum Beispiel sind die Siedepunkte von **Fluorwasserstoff** (HF) und **Wasser** (H₂O) als *assoziierte Verbindungen* beträchtlich höher als die der nächsthöheren Homologen Chlorwasserstoff (HCl) und Schwefelwasserstoff (H₂S) [vgl. MC-Fragen Nr. 604, 605, 1350, 1476, 1480, 1481].

Chlorverbindungen ergeben im Allgemeinen nur schwache Wasserstoffbrückenbindungen. Zwar hat das Chloratom etwa die gleiche Elektronegativität wie ein Stickstoffatom, jedoch ist es größer und seine freien Elektronenpaare sind diffuser (weniger kompakt) als das freie Elektronenpaar des N-Atoms.

Aufgrund des Fehlens von H-Brückenbindungen zeigen die unpolaren Elementwasserstoffverbindungen der IV. Hauptgruppe den erwarteten Anstieg der Schmelz- und Siedepunkte mit zunehmender Molekülmasse. Im Gegensatz zu HF, H₂O, CH₃COOH, H₂SO₄ oder NH₃ ist **Methan** (CH₄) eine nichtassoziierte Verbindung [vgl. MC-Fragen Nr. 611, 612, 1873].

Wasserstoffbrückenbindungen bedingen in Flüssigkeiten (z. B. Wasser) und Feststoffen (z. B. Eis, Cellulose) eine gewisse Fernordnung (Struktur). Dieser Bindungstyp ist auch verantwortlich für die **Dichteanomalie des Wassers**, d. h. der geringeren Dichte von Eis im Vergleich zu Wasser. Wie ○ Abb. 1.100 zeigt, werden im **Eis** die Wassermoleküle durch H-Brücken zusammengehalten, wobei jedes Sauerstoffatom tetraedrisch von vier H-Atomen umgeben ist. Diese Anordnung führt im Eiskristall zu einer lockeren Struktur mit relativ großen Hohlräumen. Deshalb hat Eis eine niedrigere Dichte als Wasser. Beim Schmelzen des Eises fallen diese Hohlräume zusammen [siehe auch ► Kap. 2.4.3.1 und MC-Fragen Nr. 602, 635, 640, 733, 1451–1453].

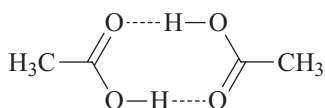
Von zentraler Bedeutung sind Wasserstoffbrückenbindungen für die Eigenschaften und die Molekülgestalt vieler, biochemisch wichtiger Moleküle (Proteine, Nucleinsäuren). Auch in der organischen Chemie begegnet man diesem Bindungstyp relativ häufig, vor allem in Verbindungen mit einer HO- oder NH-Gruppierung. Die bekanntes-



o **Abb.1.100** Raumstruktur eines Eiskristalls

ten Auswirkungen sind hier die hohen Siedepunkte der **Carbonsäuren**, **Alkohole** und zahlreicher primärer und sekundärer **Amine**.

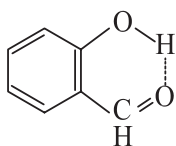
Zum Beispiel besitzen **Dimethylether** [CH₃OCH₃] (Sdp: -24 °C) und **Ethanol** [CH₃CH₂OH] (Sdp: 78,4 °C) die gleiche Molmasse (Summenformel), der Alkohol siedet aber um mehr als 100 °C höher als der Ether. Ebenso haben **Essigsäure** [CH₃COOH] (Sdp: 118 °C) und **Methylformiat** (Ameisensäuremethylester) [HCOOCH₃] (Sdp: 31 °C) gleiche Molmassen, unterscheiden sich aber stark in ihrer Flüchtigkeit. Ursache für den hohen Siedepunkt der Essigsäure ist ihre Fähigkeit, durch intermolekulare Wasserstoffbrücken *Dimere* zu bilden, die sich beim Verdampfen wie *ein* Molekül doppelter Masse verhalten [vgl. **MC-Frage Nr. 398**].



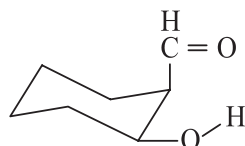
H-Brückenbindungen bedingen auch die gute Mischbarkeit der niederen Alkohole und Carbonsäuren mit Wasser, sofern lipophile Reste dies nicht kompensieren. Ähnlich wie bei Alkoholen wirkt die Hydroxylgruppe in Phenolen als H-Donator und führt durch Ausbildung intermolekularer H-Brückenbindungen zu einer Erhöhung von Schmelz- und Siedepunkten. Auch die Siedepunkte primärer und sekundärer Amine sind aufgrund von H-Brückenbindungen im Vergleich zu den Kohlenwasserstoffen gleicher C-Zahl deutlich erhöht [siehe hierzu Ehlers, **Chemie II**, ► Kap. 3.9.2.3, 3.9.4.2, 3.10.2.2 und 3.13.2.4 sowie **MC-Fragen Nr. 602, 607–610**].

1.7.3.1 Intramolekulare Wasserstoffbrückenbindung

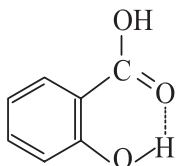
Interessante physikalische Effekte [unterschiedliche Dissoziationskonstanten, Flüchtigkeiten, Löslichkeiten] treten bei **intramolekularen H-Brücken** auf.



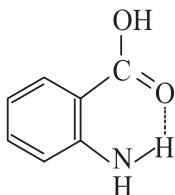
Salicylaldehyd
(2-Hydroxybenzaldehyd)



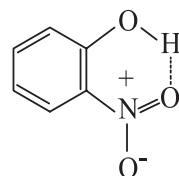
(keine intramolekulare H-Brückenbindung)



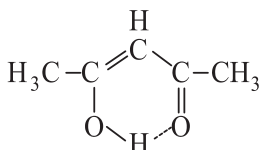
Salicylsäure
(2-Hydroxybenzoesäure)



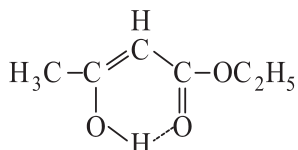
Anthranilsäure
(2-Aminobenzoessäure)



o-Nitrophenol



Acetylaceton
(Pentan-2,4-dion)



Acetessig(säureethyl)ester
[Enolform]

So sind beispielsweise **Salicylsäure** und **o-Nitrophenol** viel leichter *wasserdampf*flüchtig als 4-Hydroxybenzoesäure bzw. *p*-Nitrophenol, weil sie zur Ausbildung einer intramolekularen Wasserstoffbrückenbindung befähigt sind [siehe auch Ehlers, **Chemie II**, ►Kap. 3.6.4 und ►Kap. 3.19.2.3 sowie **MC-Fragen Nr. 613–615**].

In der Mehrzahl der Fälle, in denen im chemischen oder physikalischen Verhalten einer Substanz eine intramolekulare Wasserstoffbrücke eine Rolle spielt, ist das Wasserstoffatom in einen *ebenen sechsgliedrigen Ring* eingebaut, und jedes der übrigen fünf Ringglieder besitzt ein π Elektron. Die voranstehend aufgeführten Beispiele sollen dies belegen.

Zum Beispiel fehlt im alicyclischen Analogon des **Salicylaldehyds** die intramolekulare H-Brückenbindung, weil in dieser Verbindung das System H-O-C-C-C=O *nicht* in eine *ebene Konfiguration* hineingedreht werden kann.

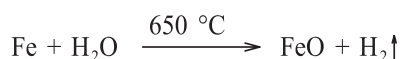
2.2 Wasserstoff

Wasserstoff ist das im Weltall am häufigsten vorkommende Element. Das Wasserstoffatom und die Atome seiner Isotope besitzen im Kern ein Proton und in der Hülle ein Elektron, welches das kugelförmige $1s$ -Orbital besetzt (Elektronenkonfiguration: $1s^1$). Durch Aufnahme eines weiteren Elektrons bildet sich ein *Hydrid-Ion* (H^-) mit der Elektronenkonfiguration des Heliums ($1s^2$), durch Abgabe des Elektrons wird das Wasserstoffatom zum *Proton* (H^+) [vgl. **MC-Fragen Nr. 1302, 1304, 1309–1311**].

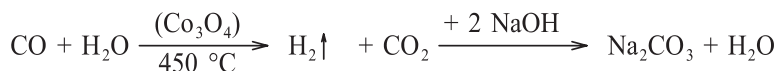
2.2.1 Gewinnung und Bildung von Wasserstoff

2.2.1.1 Technische Herstellungsverfahren

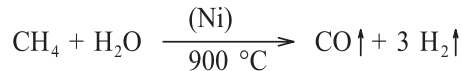
- In der Technik stellt man Wasserstoff (H_2) meistens aus **Wasser** durch Elektrolyse (*kathodische Reduktion*) bzw. durch Reduktion mit einem unedlen Metall oder Kohle her [vgl. **MC-Fragen Nr. 1286, 1287, 1290, 1292, 1296, 1308, 1310**].



Das aus der Reduktion von Wasser mit Kohle in endothermer Reaktion ($\Delta H > 0$) entstehende Gemisch aus Kohlenmonoxid (CO) und Wasserstoff (H_2) wird **Wassergas** genannt. Eine Trennung der beiden Komponenten erfolgt dadurch, dass Kohlenmonoxid mit weiterem Wasserdampf zu Kohlendioxid (CO_2) oxidiert (**Kohlenoxid-Konvertierung**) und dieses mit kaltem Wasser unter Druck oder mit einer Natriumhydroxid-Lösung als Natriumcarbonat (Na_2CO_3) aus dem Reaktionsgemisch herausgelöst wird [vgl. **MC-Fragen Nr. 1289, 1290, 1296, 1313, 1647, 1652**].



- Größere Mengen an Wasserstoff entstehen auch bei der **Chloralkalielektrolyse** (siehe ► Kap. 2.3.1.3) sowie beim **Steam-Reforming**, der H₂-Darstellung aus Kohlenwasserstoffen, insbesondere aus dem im Erdgas enthaltenen **Methan** (CH₄).



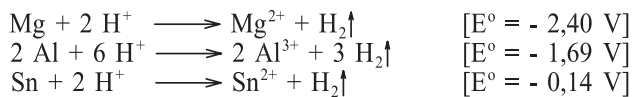
Darüber hinaus wird Wasserstoff auch beim *Cracken* von im Erdöl enthaltenen Kohlenwasserstoffen zu kleineren Molekülen gebildet.

2.2.1.2 Darstellung im Laboratorium

- **Metall + Säure:** Auch die H₂-Darstellung im Labor geht von Wasser aus, indem man z. B. im Kippchen Apparat eine salzsaure bzw. essigsäure Lösung mit Zink oder Eisen reduziert [vgl. **MC-Fragen Nr. 1286, 1287, 1291–1294, 1309**].



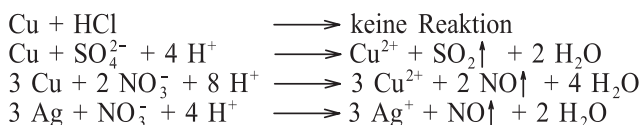
Generell sollten alle *unedlen* Metalle, die bei pH = 0, d. h. [H₃O⁺] = 1 mol/l, ein *negatives Normalpotential* (E° < 0) besitzen aus einer *Säure* Wasserstoff in Freiheit setzen [siehe auch ► Kap. 1.12.2.1, □ Tab. 1.73 und **MC-Fragen Nr. 1293, 1294**].

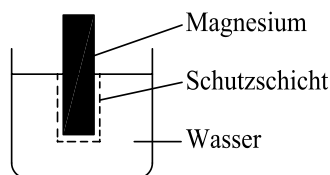


Allerdings reagieren einige Metalle [Ni, Cr, Pb, Al] infolge von Hemmscheinungen (**Passivierung**) nur sehr langsam. Eventuell auftretende **Wasserstoffüberspannungen** lassen sich häufig durch Kontakt mit *Platin* beseitigen (siehe ► Kap. 1.12.3.1).

Bei manchen Metallen kann die H₂-Entwicklung durch Ausbildung einer unlöslichen Schutzschicht ausbleiben. So löst sich z. B. **Blei** *nicht* in verdünnter Schwefelsäure (H₂SO₄), weil das gebildete Bleisulfat [Pb + H₂SO₄ → PbSO₄ + H₂] als schützende Deckschicht den weiteren Angriff der Schwefelsäure unterbindet. **Eisen** und **Chrom** bilden mit konzentrierter Salpetersäure (HNO₃) eine oxidische Schutzschicht (Fe₂O₃, Cr₂O₃) [vgl. **MC-Fragen Nr. 1291, 1293**].

Edlere Metalle [Sb, Cu, Hg, Ag] vermögen aus Säuren *keinen* Wasserstoff zu entwickeln, sind also in *nichtoxierenden* Säuren unlöslich; sie lösen sich z.T. aber in *oxidierenden* Säuren wie H₂SO₄ oder HNO₃ [vgl. **MC-Fragen Nr. 1286, 1287, 1291, 1292, 1295**].





○ **Abb.2.1** Passivierung des Magnesiums

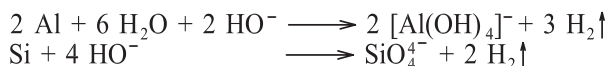
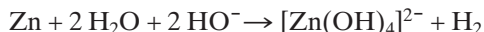
- **Metall + Wasser:** In neutralem Wasser beträgt das Redoxpotential der Wasserstoffelektrode [$E = -0,06 \text{ pH} = -0,42 \text{ V}$] (siehe ▶ Kap. 1.12.2.4). Metalle mit negativem Potential wie Alkali- und einige Erdalkalielemente reagieren daher mit Wasser unter H_2 -Bildung [vgl. **MC-Fragen Nr. 1290, 1442**].



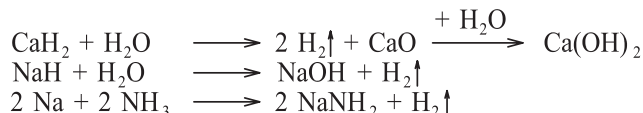
Allerdings entwickeln manche unedlen Metalle [Mg, Fe, Al, Zn] mit Wasser entgegen ihrer Stellung in der Spannungsreihe *keinen* Wasserstoff, weil das entstehende Hydroxid, wie ○Abb. 2.1 illustriert, eine unlösliche Schutzschicht um das Metall bildet, wodurch der weitere Auflösungsprozess zum Erliegen kommt. Durch Zusatz einer schwachen Säure löst sich hingegen die Schutzschicht aus Magnesiumhydroxid [$\text{Mg}(\text{OH})_2$] auf und das unedle Magnesium reagiert vollständig in wässriger Lösung unter Wasserstoffentwicklung [vgl. **MC-Frage Nr. 1291**].



- **Metall + Lauge:** In starken Laugen lösen sich die primär entstehenden Hydroxide des **Aluminiums** und **Zinks** unter Bildung von Hydroxokomplexen wieder auf, sodass diese Metalle aus alkalischen Lösungen H_2 freisetzen können. Dies gilt auch für eine Ni-Al-Legierung (**Raney-Legierung**) und **Silicium** [vgl. **MC-Fragen Nr. 1288, 1289, 1296, 1674**].



Wasserstoff kann auch durch Hydrolyse von *salzartigen Hydriden* oder durch Zersetzung von Lösungen der Alkalimetalle in flüssigem Ammoniak dargestellt werden [siehe auch ▶ Kap. 2.9.1.5 und **MC-Fragen Nr. 1286–1290, 1292**].



2.2.1.3 Atomarer Wasserstoff

Wasserstoff, der bei den o.a. Reaktionen der Metalle oder bei der Elektrolyse von Wasser gebildet wird, besteht zunächst aus paramagnetischen H-Atomen und ist deshalb wesentlich reaktionsfähiger. Beispielsweise reagiert er mit Arsen- oder Antimon-

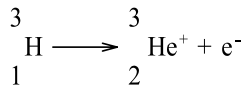
Verbindungen zu AsH_3 bzw. SbH_3 . **Atomarer (nascierender) Wasserstoff** kann aus molekularem H_2 auch bei hohen Temperaturen und Bestrahlung mit kurzwelligem Licht oder an der Oberfläche fein verteilter Platinmetalle erzeugt werden.

Allerdings existieren freie H-Atome bei Raumtemperatur nur für eine kurze Zeit (0,3–0,5 s). Die exotherm verlaufende Rekombination der H-Atome zu diamagnetischen H_2 -Molekülen – mit antiparallelem Spin der Bindungselektronen – tritt jedoch nicht sofort ein, weil die bei der Rekombination freiwerdende in Schwingungsenergie umgewandelte Bindungsenergie zum erneuten Zerfall des H_2 -Moleküls führt. Atomarer Wasserstoff ist ein *starkes* Reduktionsmittel [vgl. **MC-Fragen Nr. 1297–1299, 1301**].

2.2.2 Wasserstoffisotope

Natürlicher Wasserstoff ist ein *Mischelement* und besteht aus den Isotopen: ^1H (**Wasserstoff**, Symbol: **H**), ^2H (**Deuterium**, Symbol: **D**) und ^3H (**Tritium**, Symbol **T**) im Mengenverhältnis $\text{H} : \text{D} : \text{T} = 1 : 1,1 \cdot 10^{-4} : 10^{-18}$ [vgl. **MC-Fragen Nr. 1301, 1302, 1308, 1311**].

Das Deuteriumnuclid ist stabil, Tritium hingegen ist radioaktiv und wandelt sich mit einer Halbwertszeit von ca. 12,3 Jahren unter β -Strahlung in Helium um [vgl. **MC-Fragen Nr. 82, 84, 356, 1301, 1305**].



Tritium wird wegen seiner Radioaktivität häufig zur Isotopenmarkierung von Wasserstoffverbindungen verwendet.

Bei keinem anderen Element ist der relative Massenunterschied zwischen den einzelnen Isotopen so groß wie beim Wasserstoff. Daher unterscheiden sich die Wasserstoffisotope hinsichtlich ihren Reaktionsgeschwindigkeiten und ihren Gleichgewichtskonstanten relativ stark voneinander. Wasserstoff ist deutlich reaktionsfähiger als Deuterium [siehe auch ► Kap. 1.1.2.2 „*Isotopieeffekte*“ und **MC-Fragen Nr. 1302, 1309, 1310**].

In □Tab. 2.2 und □Tab. 2.3 sind einige physikalische Daten von Wasserstoffisotopen und ihren Verbindungen aufgelistet. Diese Daten belegen das unterschiedliche physikalische Verhalten von **Wasserstoff** (H_2) und **Deuterium** (D_2) bzw. von **Wasser** (H_2O) und **Deuteriumoxid** (D_2O) [„*schweres Wasser*“]. Auch Verbindungen wie **Hydrodeuteriumoxid** (HDO) [„*halbschweres Wasser*“] und **Tritiumoxid** (T_2O) sind bekannt.

Deuteriumoxid kann durch Elektrolyse von destilliertem Wasser gewonnen werden, weil bei der Elektrolyse von destilliertem Wasser H_2O an der Kathode schneller zu H_2 reduziert wird als D_2O zu D_2 , sodass sich D_2O im Rückstand anreichert [vgl. **MC-Fragen Nr. 1303, 1304**].

Deuteriumoxid ist eine deutlich schwächere Säure als Wasser. Das Ionenprodukt von schwerem Wasser ist bei Raumtemperatur etwa fünfmal kleiner als das von Wasser [siehe ► Kap. 1.11.2.1 und **MC-Frage Nr. 1301**].

Darüber hinaus sind die *Bindungsenergien* von Bindungen mit Deuterium in der Regel höher als die Bindungsenergien entsprechender Wasserstoffbindungen. Hingegen ist die *Reaktionsgeschwindigkeit* von Deuterium anderen Elementen oder Verbindungen

▣ **Tab.2.2 Physikalische Eigenschaften von Wasserstoff und Deuterium**

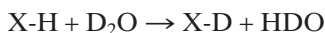
	H ₂	D ₂
Schmelzpunkt (°C)	-259,3	-254,4
Siedepunkt (°C)	-252,9	-249,6
Verdampfungsenthalpie (J/mol)	903,7	225,9
Bindungsenergie (kJ/mol)	436,0	443,3

▣ **Tab.2.3 Physikalische Eigenschaften von Wasser und Deuteriumoxid**

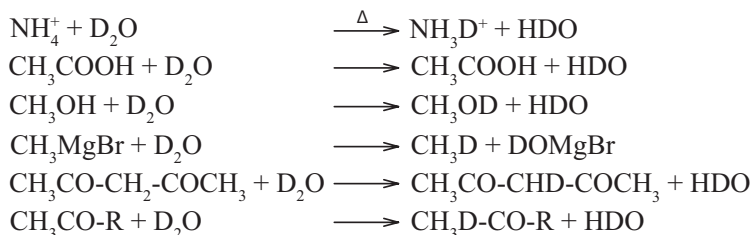
	H ₂ O	D ₂ O
Siedepunkt (°C)	100	101,4
Gefrierpunkt (°C)	0	3,8
Temperatur des Dichtemaximums (°C)	3,96	11,6
Ionenprodukt bei 25 °C (mol ² l ⁻²)	1,01 · 10 ⁻¹⁴	0,195 · 10 ⁻¹⁴

dungen gegenüber meistens geringer als die von Wasserstoff (**kinetischer Isotopeneffekt**) [vgl. **MC-Frage Nr. 1310**].

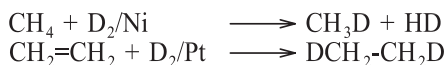
Diese erhöhte Stabilität von Bindungen des Deuteriums an andere Elemente nutzt man in **Isotopenaustauschreaktionen** mit Verbindungen, die einen beweglichen Wasserstoff enthalten [vgl. **MC-Fragen Nr. 1303, 1306, 1307**].



Auf diese Weise lässt sich z. B. ein acides H-Atom im Ammoniak, in Aminen, Ammoniumsalzen, Alkoholen, Carbonsäuren oder in der α -Position von Carbonylverbindungen relativ leicht gegen Deuterium austauschen.



H-Atome in Alkylgruppen sind dagegen kinetisch inert und werden nicht gegen D-Atome ausgetauscht. Dies gelingt erst, wenn man die Verbindung mit D₂ in Gegenwart eines Übergangsmetallkatalysators umsetzt.



2.2.3 Eigenschaften und Reaktionen von Wasserstoff

Wasserstoff, ein unpolares diamagnetisches Molekül, ist das leichteste aller Gase. Aufgrund seiner geringen Masse besitzt H_2 von allen Gasen die *größte Diffusionsgeschwindigkeit* und *Wärmeleitfähigkeit*.

Wasserstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas, das in Wasser praktisch unlöslich ist. Aus chemischer Sicht ist H_2 ein typisches Nichtmetall; sein Ionisierungspotential ist mehr als doppelt so groß wie das der Alkalimetalle; auch seine Elektronegativität [EN: 2,1] ist deutlich höher als die der Elemente der I. Hauptgruppe. Als Folge seiner relativ hohen Bindungsenergie ist molekularer Wasserstoff ziemlich reaktionsträge. Viele Reaktionen des Wasserstoffs laufen deshalb erst bei höheren Temperaturen ab [vgl. **MC-Frage Nr. 1310**].

Wasserstoff kann in seinen Verbindungen in den Oxidationszahlen **+1** (Proton, H^+) und **-1** (Hydrid-Ion, H^-) auftreten. Elementarer Wasserstoff (H_2) besitzt definitionsgemäß die Oxidationszahl **0**. Molekularer Wasserstoff (H_2) kann als Reduktions- und Oxidationsmittel wirken und ist eine extrem schwache Säure ($pK_s = 38,6$) [vgl. **MC-Fragen Nr. 1114, 1115, 1308–1310**].

Über die Bindungsverhältnisse von molekularem Wasserstoff informiert bereits die ►Kap. 1.4.2.2 und 1.4.4.2 [vgl. **MC-Fragen Nr. 449, 458**].

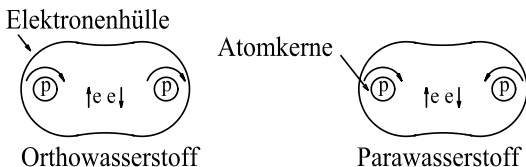
2.2.3.1 Orthowasserstoff, Parawasserstoff

Das Kernproton eines H-Atoms besitzt ebenso wie das Elektron einen Spin; als Folge des **Kernspins** existieren, wie **o** Abb. 2.2 veranschaulicht, zwei Formen von H_2 -Molekülen: der **Orthowasserstoff** (o- H_2) mit parallelen Kernspins und der **Parawasserstoff** (p- H_2) mit antiparallelen Kernspins [vgl. **MC-Frage Nr. 1312**].

Die beiden Formen stehen miteinander in einem dynamischen Gleichgewicht. Die gegenseitige Umwandlung geschieht durch Dissoziation des Moleküls und anschließende Rekombination.



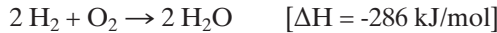
Ortho- und Parawasserstoff haben verschiedene Energieinhalte, wobei die ortho-Form die energiereichere ist. Beim absoluten Nullpunkt liegt demzufolge reiner Parawasserstoff vor. Mit steigender Temperatur verschiebt sich das Gleichgewicht zugunsten von o- H_2 . Bei Raumtemperatur besteht Wasserstoff zu 75% aus o- H_2 und zu 25% aus p- H_2 .



o Abb.2.2 Kernspins in Wasserstoffmolekülen [p=Proton; e=Elektron]

2.2.3.2 Knallgasreaktion

Bei Raumtemperatur reagieren Wasserstoff und Sauerstoff mit unmessbar geringer Geschwindigkeit miteinander, weil die Reaktion von H_2 mit O_2 eine sehr hohe Aktivierungsenergie erfordert. Das System H_2/O_2 ist *metastabil* [siehe ►Kap. 1.13.1 und MC-Fragen Nr. 1313, 1314, 1424].



Hält man dagegen ein angewärmtes Pt-Blech in ein Gemisch von H_2 und O_2 , so erfolgt eine spontane, explosionsartige Verbrennung. Durch Adsorption der H_2 -Moleküle an der Oberfläche des Metalls wird die H-H-Bindung so stark gelockert, dass die Umsetzung mit O_2 -Molekülen zu Wasser unmittelbar ablaufen kann. Die über Radikale (atomarer Wasserstoff) verlaufende Reaktion kann auch durch energiereiche UV-Strahlung ausgelöst werden. Bei etwa 600°C erfolgt die Wasserbildung aus O_2 und H_2 auch in Abwesenheit eines Katalysators mit messbarer Geschwindigkeit [vgl. MC-Fragen Nr. 1313, 1425].

Der laute Knall kommt dadurch zustande, dass der gebildete Wasserdampf infolge der freiwerdenden Reaktionswärme plötzlich ein viel größeres Volumen erlangt als das ursprüngliche H_2/O_2 -Gemisch, sodass die Luft mit großer Wucht weggestoßen wird.

2.2.4 Wasserstoffverbindungen (Hydride)

Mit Ausnahme der Edelgase sind Wasserstoffverbindungen von allen Elementen bekannt. Sie werden **Hydride** genannt. Man unterscheidet gasförmige bzw. leichtflüchtige Hydride, polymere Hydride, die weder Salz- noch Metallcharakter besitzen, sowie salzartige und legierungsartige Hydride.

Innerhalb einer Periode der Hauptgruppenelemente des PSE beobachtet man im Allgemeinen von links nach rechts folgenden Trend [vgl. MC-Fragen Nr. 1323–1325]:

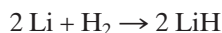
Salzartig	Hochpolymer	Gasförmig
NaH	$(\text{MgH}_2)_x, (\text{AlH}_3)_x$	$\text{SiH}_4, \text{PH}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{HCl}$

Aufgrund der Bindungsverhältnisse lassen sich die Element-Wasserstoff-Verbindungen auch einteilen in:

- **Salzartige Hydride** (der I. und II. Hauptgruppe des PSE),
- **Metallische Hydride** (der Nebengruppenelemente),
- **Kovalente Hydride** (der III. bis VII. Hauptgruppe des PSE),
- **Komplexe Hydride.**

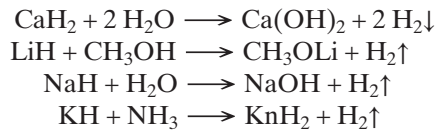
2.2.4.1 Salzartige Hydride

Als Folge seiner geringen Elektronenaffinität (-73 kJ/mol) bildet Wasserstoff bei mäßig hohen Temperaturen salzartige Hydride nur mit den elektropositiven Metallen der I. und II. Hauptgruppe, ausgenommen Beryllium [vgl. MC-Fragen Nr. 1311, 1313, 1315, 1317, 1318, 1322–1324].



Diese Verbindungen sind typische *Salze*, die in Ionengittern kristallisieren und deren Bildung durch die dabei freiwerdende Gitterenergie ermöglicht wird. In den salzartigen Hydriden ist der Wasserstoff elektronegativer als sein Bindungspartner und besitzt die Oxidationszahl -1 . Diese Salze enthalten daher neben dem jeweiligen Metallkation das negativ geladene Hydrid-Ion (H^-) und liefern bei der *Elektrolyse* ihrer Schmelze Wasserstoff an der Anode [vgl. **MC-Frage Nr. 1328**].

Das Hydrid-Ion ist isoster zum Heliumatom oder Li^+ -Ion und von ähnlicher Größe wie das Fluorid-Ion. Hydrid-Ionen sind extrem starke Basen und reagieren heftig mit Wasser oder anderen prototropen Lösungsmitteln unter Bildung von Wasserstoff [vgl. **MC-Fragen Nr. 1315, 1326, 1328, 1888**]:



Die angeführten Reaktionen stellen zugleich auch Redoxreaktionen dar (Oxidation von H^- zu H_2). Das Normalpotential des H^-/H_2 -Systems beträgt $E^\circ = -2,22\text{V}$. Hydrid-Ionen sind deshalb starke *Reduktionsmittel*, die z. B. elementare Halogene zu den entsprechenden Halogeniden reduzieren können [vgl. **MC-Frage Nr. 1326**].



2.2.4.2 Metallische Hydride (legierungsartige Hydride)

Einige Übergangsmetalle absorbieren bei höheren Temperaturen in *nichtstöchiometrischen* Mengen Wasserstoff und bilden spröde, aber elektrisch leitende Festkörper, in denen Wasserstoff unter Spaltung der H-H-Bindung eingelagert wird.

Die Gitterstruktur des Metalls bleibt erhalten. Die Bindungsverhältnisse sind weitgehend als metallisch anzusehen. Allerdings beweist der im Vergleich zu den reinen Metallen verringerte Paramagnetismus der **Einlagerungshydride**, dass in gewissem Umfang auch eine Elektronenpaarung erfolgt.

Durch eine besondere Fähigkeit zur Einlagerung von Wasserstoff zeichnet sich **Palladium** aus; es absorbiert ungefähr das Tausendfache seines eigenen Volumens an H_2 , was wegen seiner hohen Atommasse für das Hydrid eine Zusammensetzung von etwa $\text{PdH}_{0,8}$ ergibt [vgl. **MC-Frage Nr. 1313**].

2.2.4.3 Kovalente Hydride

Zu dieser Gruppe gehören die Hydride der Elemente der III.–VII. Hauptgruppe des PSE. Die meisten kovalenten Hydride sind *flüchtige* Stoffe; viele von ihnen sind bei Raumtemperatur gasförmig.

Die E-H-Bindung ist in allen kovalenten Hydriden mehr oder weniger stark *polar*. Entsprechend der Elektronegativität des Elements E ist dabei entweder das H- oder das E-Atom positiv polarisiert. Ersteres gilt für die Hydride der V.–VII. Hauptgruppe, letzteres für die Wasserstoffverbindungen von Silicium, Bor, Aluminium und Beryllium [vgl. **MC-Fragen Nr. 1308, 1315, 1317**].

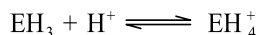
▣ **Tab.2.4 Bindungsenergien (in kJ/mol) und thermische Beständigkeit einiger kovalenter Hydride**

Bindungsenergie							
HF	565	HCl	431	HBr	364	HI	297
H ₂ O	429	H ₂ S	345	H ₂ Se	306	H ₂ Te	268
Thermische Beständigkeit							
HF > HCl > HBr > HI							
H ₂ O > H ₂ S > H ₂ Se > H ₂ Te							
NH ₃ > PH ₃ > AsH ₃ > SbH ₃ > BiH ₃							

Die Richtung des Bindungsdipols bestimmt somit auch den sauren oder basischen Charakter dieser Verbindungen. Im Allgemeinen nimmt die *Säurestärke* innerhalb einer Periode von links nach rechts und innerhalb einer Gruppe mit steigender Ordnungszahl von oben nach unten zu (siehe auch ►Kap. 1.11.3.6).



Einige Element-Wasserstoff-Verbindungen der V. Hauptgruppe sind *schwache Basen*. Die Veränderung ihrer basischen Eigenschaften erkennt man an der Lage des Gleichgewichts:



Beim **Ammoniak** (NH₃) liegt es auf der Seite des Ammonium-Ions. Beim **Phosphin** (PH₃) ist es weitgehend nach links verschoben; so zerfallen **Phosphoniumsalze** (PH₄⁺X⁻) in wässriger Lösung in PH₃ und HX. Vom **Arsin** (AsH₃) sind *keine* Arsoniumverbindungen bekannt.

Die *Bindungsenergie* der E-H-Bindung wird vor allem von der *Polarität der Bindung* und der *Größe des E-Atoms* bestimmt. Wie ▣Tab. 2.4 belegt, nimmt die Bindungsenergie innerhalb einer Periode des PSE von links nach rechts zu und innerhalb einer Gruppe von oben nach unten ab. Deshalb nimmt auch die *Thermstabilität* der Hydride im PSE nach rechts zu und nach unten ab [vgl. **MC-Frage Nr. 1316**].

Die *direkten Synthesen* der Nichtmetallhydride aus den Elementen sind alle *reversibel*. Wegen der hohen Bindungsenergie der H-F- und der H-O-Bindung zerfallen **Fluorwasserstoff** (HF) und **Wasser** (H₂O) erst bei sehr hohen Temperaturen. Die Hydride des Tellurs, Antimons oder Arsens zersetzen sich dagegen schon bei Raumtemperatur. Auf der Thermolabilität des **Arsins** (AsH₃) bzw. **Stibins** (SbH₃) beruht die **Marshsche Probe** zum Nachweis dieser Elemente.

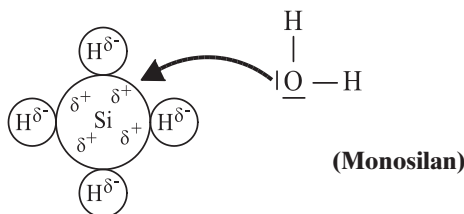
Eine besondere Stellung unter den kovalenten Hydriden nehmen die **Kohlenwasserstoffe** ein (siehe auch Ehlers, **Chemie II**, ►Kap. 3.4). Obwohl es sich um thermodynamisch metastabile Verbindungen handelt, sind sie bei Raumtemperatur aufgrund des kinetisch inerten Charakters der C-H-Bindung beständig (siehe ►Kap. 1.13.1).

Silicium, Bor, Aluminium und **Beryllium** bilden Wasserstoffverbindungen, in denen das H-Atom die Rolle des negativ polarisierten Bindungspartners übernimmt. Diese

Hydride reagieren ähnlich wie ionische Hydride; sie haben reduzierende Eigenschaften und reagieren mit prototropen Lösungsmitteln unter Bildung von H_2 . Zum Beispiel sind **Siliciumwasserstoffe (Silane)** selbstentzündliche, an der Luft explosive Verbindungen, die in Wasser (pH >7) leicht zu Kieselsäure hydrolysieren [vgl. **MC-Frage Nr. 1319**].



Gründe dafür sind, dass in den kinetisch labilen Silanen die negativ polarisierten H-Atome das relativ große Si-Atom gegenüber dem Angriff eines Nucleophils nur schlecht abzuschirmen vermögen (siehe auch ►Kap. 2.6.4.2).



Zu den kovalenten Hydriden zählen auch die **Borwasserstoffe (Borane)**, deren einfachster Vertreter **Diboran** [$B_2H_6 \equiv (BH_3)_2$] genannt wird. Die in diesen Boranen auftretende *Zweielektronen-Dreizentren-Bindung* wird im ►Kap. 2.7.2.2 ausführlich beschrieben [vgl. **MC-Fragen Nr. 1317, 1320**].

2.2.4.4 Komplexe Hydride

Bor, Aluminium und Gallium bilden auch Metallhydride von teilweise *salzartigem* Charakter, in denen vier tetraedrisch angeordnete Hydrid-Ionen als Liganden das metallische Zentralion umgeben [vgl. **MC-Fragen Nr. 329, 332, 431, 432, 1321, 1327, 1329, 1330, 1859**]:

- **NaBH₄ (Natriumborhydrid, Natriumboranat),**
- **LiAlH₄ (Lithiumaluminiumhydrid, Lithiumalanat),**
- **LiGaH₄ (Lithiumgalliumhydrid, Lithiumgallanat).**

LiAlH₄ ist eine weiße, in Diethylether lösliche Substanz; sie kann durch Umsetzung von Aluminiumchlorid (AlCl₃) oder Aluminiumbromid (AlBr₃) mit Lithiumhydrid (LiH) dargestellt werden [vgl. **MC-Fragen Nr. 1327, 1328, 1790**].



Die Umsetzung von Alkalimetallhydriden mit den Halogeniden der Elemente der III. Hauptgruppe kann generell zur Herstellung von Verbindungen dieses Typs herangezogen werden.

Die thermische Beständigkeit der komplexen Hydride nimmt innerhalb der Gruppe von oben nach unten ab. Umgekehrt wächst ihre Reaktionsbereitschaft gegenüber Wasser oder anderen prototropen Lösungsmitteln wie Methanol (CH₃OH)

unter Bildung stark alkalischer Lösungen und Freisetzung von Wasserstoff [vgl. **MC-Fragen Nr. 1315, 1327, 1328, 1888**].



NaBH_4 löst sich als salzartiger Stoff in Wasser und ist relativ stabil. Demgegenüber hydrolysiert LiAlH_4 sehr rasch, z.T. explosionsartig in wässrigen Lösungen. Die große Bedeutung der komplexen Hydride liegt in ihrer Verwendung als **Reduktionsmittel** in der organischen Chemie [siehe Ehlers, **Chemie II**, ► Kap. 3.2.19.4 und **MC-Fragen Nr. 1315, 1327**].

2.11 Elemente der ersten und zweiten Nebengruppe

2.11.1 Kupfergruppe

Die drei Elemente **Kupfer** (Cu), **Silber** (Ag) und **Gold** (Au) kommen in der Natur *elementar* (gediegen) vor. Zu den wichtigsten Erzen zählen Sulfide und Oxide. Technisch genutzte Silberminerale sind **Silberglanz** (Ag₂S) und **Hornsilber** (AgCl). Silber ist zudem Bestandteil vieler Blei- und Kupfererze. **Malachit** ist ein Doppelsalz [Cu(OH)₂ · CuCO₃] aus Kupfer(II)-hydroxid und Kupfer(II)-carbonat [vgl. **MC-Fragen Nr. 1462, 1851**].

2.11.1.1 Kupfer

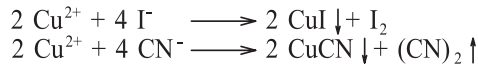
Metallisches **Kupfer** ist leicht verformbar und zeigt nach Silber die beste elektrische Leitfähigkeit aller Metalle. Aus der großen Zahl an Kupferlegierungen sollen nur **Messing** (Cu/Zn) und **Bronze** (Cu/Sn) erwähnt werden [vgl. **MC-Fragen Nr. 595, 596, 1811**].

In seinen Verbindungen tritt Kupfer in den Oxidationsstufen **+1** und **+2** auf. Cu(I) besitzt die Elektronenkonfiguration [Ar]3d¹⁰ und ist isoelektronisch mit dem Ni-Atom. Kupfer(I)-Verbindungen sind *diamagnetisch* und meistens *farblos*.

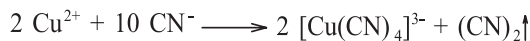
Bekannte **Kupfer(I)-Derivate** sind das *farblose*, schwer lösliche Chlorid (CuCl), Bromid (CuBr) und Iodid (CuI). **Kupfer(I)-fluorid** (CuF) entsteht als Zwischenprodukt bei manchen Synthesen, existiert aber im festen Zustand nicht als reine Verbindung. Schwer löslich sind auch das *grünlichweiße* **Kupfer(I)-cyanid** (CuCN) sowie das – je nach Herstellung – *gelbe* oder *rote* **Kupfer(I)-oxid** (Cu₂O). Cu(I)-oxid ist neben dem schwarzen **Cu(I)-sulfid** (Cu₂S) die bei höheren Temperaturen stabilste Kupfer(I)-Verbindung. Eine ammoniakalische Kupfer(I)-chlorid-Lösung besitzt die Eigenschaft Kohlenmonoxid (CO) unter Komplexbildung [CuCl(CO)₄] zu absorbieren [vgl. **MC-Fragen Nr. 1838, 1839**].

Das Cu⁺-Ion ist eine weiche Lewis-Säure und koordiniert daher bevorzugt mit weichen Basen (I⁻, CN⁻, S²⁻, SCN⁻). Cu(I)-Salze wie das *grauweiße* **Kupfer(I)-sulfat** (Cu₂SO₄) können nur bei Ausschluss von Wasser erhalten werden; in Wasser disproportionieren sie zu metallischem Cu und Cu(II)-Salzen. Nur die *schwer löslichen* **Cu(I)-Halogenide** sind gegenüber Wasser beständig. Infolge ihrer geringen Löslich-

keit wird das Normalpotential ($\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$) positiver, so dass Cu(II) durch Iodid- oder Cyanid-Ionen zu Cu(I) reduziert werden kann.



Durch **Komplexbildung** kann die +1-Stufe erheblich stabilisiert werden. Zum Beispiel erhält man aus Cu(II)-Salzlösungen mit einem Überschuss an CN^- -Ionen den tetraedrischen Cu(I)-tetracyano-Komplex $[\text{Cu}^{\text{I}}(\text{CN})_4]^{3-}$ neben Dicyan $[(\text{CN})_2]$. Der farblose Tetracyanokomplex ist so beständig, dass sich metallisches Kupfer in einer KCN-Lösung unter H_2 -Entwicklung auflöst [vgl. **MC-Frage Nr. 1903**].

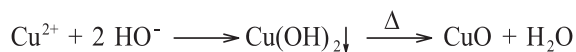


Auch in der Oxidationsstufe +2 bildet Kupfer zahlreiche Komplexe und Salze. Das Cu^{2+} -Ion enthält ein einzelnes, ungepaartes Elektron und ist daher *paramagnetisch*.

Mit Ausnahme der *weißen* Derivate CuF_2 und CuSO_4 sind *wasserfreie Cu(II)-Verbindungen schwarz oder gelbbraun* gefärbt. Die meisten Komplexe des Cu(II)-Ions sind kinetisch labil und von *blauer oder grüner Farbe*. Besonders bekannt ist der *tiefblaue Tetramminkomplex* $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, der zum analytischen Nachweis des Elements herangezogen wird. Die Liganden in Cu(II)-Komplexen sind entweder quadratisch-eben angeordnet oder sie bilden wie im $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ -Ion ein verzerktes Oktaeder [vgl. **MC-Fragen Nr. 1811, 1903**].

Cu^{2+} -Ionen sind in wässriger Lösung beständiger als Cu^+ -Ionen, da sie eine wesentlich größere Hydratationsenthalpie besitzen.

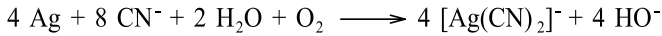
Das hydratisierte Cu^{2+} -Ion ist nur eine mäßig starke Kationsäure. Beim Versetzen von Cu^{2+} -Salzlösungen mit einer Alkalihydroxid-Lösung fällt *blaues, gallertartiges Kupfer(II)-hydroxid* $[\text{Cu}(\text{OH})_2]$ aus, das sich im Überschuss von Alkalihydroxid nur sehr wenig löst. Beim Erhitzen geht das Hydroxid in *schwarzes Cu(II)-oxid* (CuO) über.



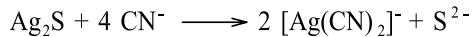
In Gegenwart von Kaliumnatriumtartrat („*Seignette-Salz*“) wird $\text{Cu}(\text{OH})_2$ durch Alkalilaugen nicht gefällt; es entstehen vielmehr *blaue* Lösungen eines Kupfertartrat-Chelatkomplexes, der als **Fehlings Reagenz** zum Nachweis reduzierender Stoffe dient; der Kupfer(II)-Tartratkomplex ist planar-quadratisch gebaut [vgl. **MC-Fragen Nr. 1840–1842**].

2.11.1.2 Silber

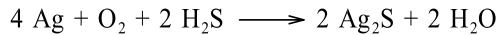
Zur Darstellung von metallischem **Silber** bläst man Luft in eine Suspension von Silbererzen in einer wässrigen NaCN-Lösung. Da sich hierbei der lösliche, stabile $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ -Komplex bildet, ist das Normalpotential (Ag/Ag^+) so stark herabgesetzt, dass die Oxidation zu Ag^+ bereits mit Luftsauerstoff möglich ist [$E^\circ(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = +0,81 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}/[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = -0,31 \text{ V}$] [vgl. **MC-Frage Nr. 1903**].



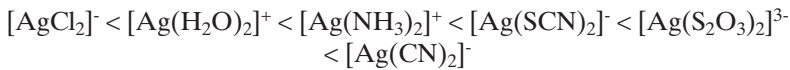
Aus dem Silberdicyano-Komplex wird das Metall mit starken Reduktionsmitteln (Zn, Al) gewonnen. Die Stabilität des Dicyanokomplexes ist so groß, dass auch das schwer lösliche **Silbersulfid** (Ag_2S) [$K_L = 10^{-49}$] durch genügend hohe Cyanid-Konzentrationen in diesen löslichen Komplex übergeführt wird [vgl. **MC-Frage Nr. 1904**].



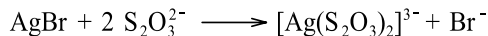
Metallisches Silber ist ein weiches Metall mit der höchsten thermischen und elektrischen Leitfähigkeit. Es ist weniger reaktionsfähig als Kupfer, außer gegenüber H_2S (aus der Luft) und S^{2-} -Ionen, die das Metall oberflächlich in *schwarzes* Ag_2S umwandeln.



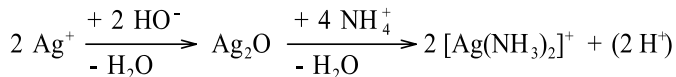
In **Verbindungen** tritt Silber vor allem in der Oxidationsstufe **+1** auf, seltener in der Stufe +2 oder +3. Das hydratisierte Ag^+ -Ion ist *farblos* und nur eine schwache Kationsäure; es bildet mit vielen Anionen *lineare* Komplexe der Koordinationszahl 2, wie z. B. $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, wobei die Stabilität solcher Silberkomplexe in folgender Reihe zunimmt [siehe Ehlers, **Analytik I**, ► Kap. 2.3.2.1 und **MC-Fragen Nr. 1843, 1844**]:



Auf der Bildung des Komplexes mit Thiosulfat-Ionen als Liganden beruht die Verwendung von $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ als *Fixiersalz* in der Photographie zum Herauslösen von unbelichtetem **Silberbromid** (AgBr) [vgl. **MC-Frage Nr. 1513**].



Aus wässrigen $\text{Ag}(\text{I})$ -Salzlösungen fällt bei Erhöhung des pH-Wertes *dunkelbraunes Silberoxid* (Ag_2O) aus, das in Wasser kaum löslich ist, sich dagegen gut in verdünnter Ammoniak-Lösung unter Bildung des Diamminsilber-Komplexes auflöst.



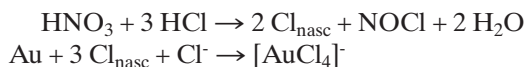
Infolge der stark polarisierenden Wirkung des relativ kleinen Ag^+ -Ions und dem partiell kovalenten Charakter der Bindungen sind die meisten Silbersalze in Wasser *schwer löslich*. Leicht löslich ist das Fluorid ($\text{AgF} \cdot \text{H}_2\text{O}$), das Nitrat (AgNO_3), das Chlorat (AgClO_3) und das Perchlorat (AgClO_4). **Silbersulfat** (Ag_2SO_4) ist in Wasser nur wenig löslich [vgl. **MC-Fragen Nr. 1344, 1847**].

Die Löslichkeit der **Silberhalogenide** nimmt vom **Silberchlorid** (AgCl) zum **Silberiodid** (AgI) hin ab. Allerdings lösen sich die Silberhalogenide in gewissem Umfang in konzentrierten Halogenid-Lösungen unter Bildung von Dihalogenokomplexen (z. B. $[\text{AgCl}_2]^-$). AgCl ist unter Komplexbildung in Ammoniak löslich. AgI löst sich dagegen nicht in wässrigem Ammoniak, wohl aber in einer wässrigen Cyanid-Lösung **MC-Fragen Nr. 302, 1344, 1845, 1846, 1848, 1849, 1903**].

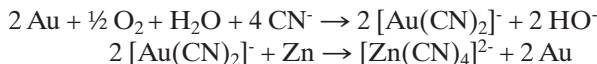


2.11.1.3 Gold

Die wichtigsten Oxidationsstufen von **Gold** sind **+1** und **+3**. Au^+ -Ionen wirken stark oxidierend, können aber durch Komplexbildung, z. B. mit CN^- -Ionen, stabilisiert werden. In wässriger Lösung disproportionieren Au(I) -Salze zu Au und Au(III) . Auch Au(III) -Verbindungen wirken stark oxidierend. AuCl_3 und AuBr_3 können durch direkte Reaktion der Elemente erhalten werden; auf Zusatz von Halogenwasserstoffsäuren gehen sie in die sehr stabilen $[\text{AuCl}_4]^-$ - bzw. $[\text{AuBr}_4]^-$ -Komplexe über. Auf der Bildung des Tetrachlorokomplexes beruht die Löslichkeit von elementarem Gold in *Königswasser* [vgl. **MC-Frage Nr. 1850**].



Generell kann ausgeführt werden, dass als Lösungsmittel für Gold, das von Luft und Säuren nicht angegriffen wird, nur starke Oxidationsmittel wie Chlorwasser und Königswasser oder Komplexbildner wie eine Alkalicyanid-Lösung (NaCN , KCN) geeignet sind. In Gegenwart von Luftsauerstoff wird in der Cyanid-Lösung der sehr stabile Au(I) -dicyano-Komplex gebildet. Aus diesem Komplex kann das Edelmetall durch Behandeln mit Zinkstaub wieder zurückgewonnen werden [vgl. **MC-Fragen Nr. 1850, 1903**].



2.11.2 Zinkgruppe

Zur II. Nebengruppe des PSE gehören die Elemente **Zink** (Zn), **Cadmium** (Cd) und **Quecksilber** (Hg).

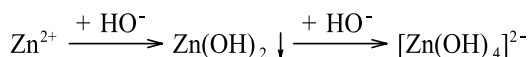
Zink kommt in der Natur nur selten *elementar* vor. Die wichtigsten Erze sind **Zinkblende** [*Zinksulfid*] (ZnS) und **Zinkspat** [*Zinkcarbonat*] (ZnCO_3). Daraus gewinnt man das Metall durch Überführen der Erze in **Zinkoxid** (ZnO) und dessen anschließende Reduktion mit Kohle. Zink ist ein sprödes Metall und wirkt stark reduzierend [$E^\circ = -0,76 \text{ V}$]. In seinen Verbindungen tritt Zink vor allem *zweiwertig* auf [vgl. **MC-Frage Nr. 1852**].

Cadmium wird als Nebenprodukt bei der Reduktion von Zinkerzen erhalten. Es tritt in der Natur mit diesen vergesellschaftet als Sulfid (CdS) und Carbonat (CdCO_3) auf. In seinen Verbindungen hat Cadmium vor allem die Oxidationsstufe **+2**.

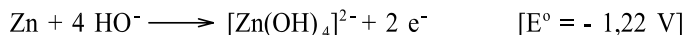
Das wichtigste Quecksilbererz ist **Zinnober** [*Quecksilber(II)-sulfid*] (HgS). **Quecksilber** ist im Gegensatz zu allen anderen Metallen bei Raumtemperatur *flüssig* [Schmp. $-38,8\text{ }^\circ\text{C}$] und infolge seines relativ niedrigen Siedepunktes [Sdp. $+356,8\text{ }^\circ\text{C}$] flüchtig und ziemlich *giftig*. Aufgrund seiner hohen Oberflächenspannung benetzt Quecksilber eine inerte Unterlage *nicht* und bildet infolge starker Kohäsionskräfte linsenförmige Tropfen. Quecksilber hat ein positives Normalpotential [$E^\circ = +0,85\text{ V}$]. In seinen Verbindungen besitzt Quecksilber die Oxidationszahlen **+1** und **+2** [vgl. **MC-Fragen Nr. 1484, 1691, 1768, 1856, 1857**].

2.11.2.1 Zink

Das zum Cu^+ -Ion isoelektronische Zn^{2+} -Ion ($[\text{Ar}]3d^{10}$) ist *farblos* und aufgrund doppelt besetzter Orbitale auch *diamagnetisch*. Es tritt in wässriger Lösung als schwach saurer Aquakomplex $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ($\text{pK}_s = 8,96$) auf. Bei Erhöhung des pH-Wertes wässriger Zn(II)-Salzlösungen fällt *weißes Zinkhydroxid* $[\text{Zn}(\text{OH})_2]$ aus, das im Überschuss von Hydroxid-Ionen als Tetrahydroxo-Komplex wieder in Lösung geht [vgl. **MC-Fragen Nr. 1831, 1852**].



Aufgrund der Bildung dieses Komplexes wirkt Zink in alkalischer Lösung viel stärker reduzierend als in saurer.



Von den **Komplexen** des Zinks sind der Tetrammin- und der Tetracyanokomplex zu erwähnen, die beide thermodynamisch stabil, jedoch kinetisch labil sind.

Zinkoxid (ZnO), ein *weißer* Feststoff, wird aufgrund verschiedenartiger Gitterstörungen beim Erhitzen *gelb*; ZnO sublimiert bei höheren Temperaturen unzersetzt und ist in Säuren und Alkalihydroxid-Lösungen löslich. In Zinksalben führt ZnO zu einer Austrocknung der Hautoberfläche. Zinkoxid bildet mit Aluminiumoxid (Al_2O_3) einen grünlich-schwarzen bis schwarzen *Zinkspinell* (ZnAl_2O_4), beim Zusammenschmelzen mit Kobalt(II)-oxid entsteht „*Rinmans Grün*“ (ZnCo_2O_4) [vgl. **MC-Fragen Nr. 1750, 1852**].

Zinkchlorid (ZnCl_2), eine stark *hygroscopische*, in der organischen Chemie häufig als Katalysator eingesetzte Lewis-Säure, kann durch Erhitzen von Zink im Chlor-Strom oder durch Auflösen von Zn in Salzsäure hergestellt werden. Beim Lösen in Wasser bilden sich verschiedene Chlorokomplexe; beim Stehenlassen solcher Lösungen scheiden sich gewöhnlich basische Salze wie $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$ ab [vgl. **MC-Frage Nr. 1852**].

Zinkfluorid (ZnF_2) ist in Wasser schwer löslich und bildet mit überschüssigen F^- -Ionen *keinen* Fluorokomplex.

2.11.2.2 Cadmium

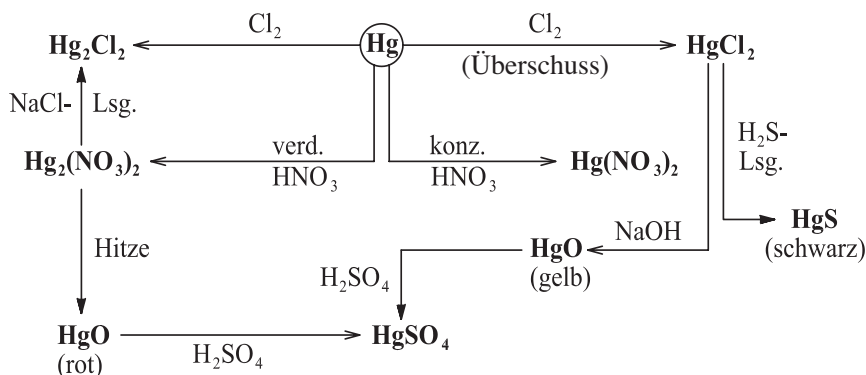
Cadmium gleicht in seinen Eigenschaften stark dem Zink. In seinen Komplexen zeigt Cadmium die Koordinationszahl 4 und 6. Die meisten Komplexe entsprechen in ihrer Zusammensetzung den Zinkkomplexen, sie sind jedoch wesentlich stabiler als diese.

Cadmiumhydroxid $[\text{Cd}(\text{OH})_2]$ ist im Gegensatz zu $\text{Zn}(\text{OH})_2$ *nicht amphoter*. In der Hitze geht es in das *gelbbraune Cadmiumoxid* (CdO) über. Einige Cadmiumsalze wie Cadmiumchlorid (CdCl_2) oder Cadmiumbromid (CdBr_2) sind in wässriger Lösung nur schwach dissoziiert.

2.11.2.3 Quecksilber

Quecksilber löst viele Metalle (Cu , Ag , Au , Alkalimetalle) zu *Amalgamen*. Einige dieser Legierungen wie **Silberamalgam** sind weich, plastisch verformbar und erhärten nach einiger Zeit; in den Alkali amalgamen ist die Reaktionsfähigkeit des Alkalimetalls so stark abgeschwächt, dass z. B. **Natriumamalgam** mit Wasser nur langsam Wasserstoff entwickelt [vgl. **MC-Fragen Nr. 595–597**].

Über die wichtigsten *chemischen Eigenschaften* des Quecksilbers informiert das nachfolgende Schema:

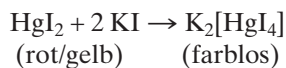


In **Hg(I)-Verbindungen** sind jeweils zwei „ Hg^+ “-Ionen *kovalent* miteinander verknüpft. Dafür spricht der *Diamagnetismus* des Hg_2^{2+} -Ions. Ein Hg^+ -Ion besäße ein ungepaartes Elektron und wäre paramagnetisch. Das *bimolekulare* Hg_2^{2+} -Ion tritt auch in wässriger Lösung auf und ähnelt in seinen chemischen Eigenschaften dem Ag^+ -Ion; so bildet es gleichfalls schwer lösliche Halogenide, deren Löslichkeit vom Fluorid zum Iodid hin stark abnimmt. Hg(I)-Verbindungen sind u. a. aus Hg(II)-Salzen und elementarem Quecksilber darstellbar [vgl. **MC-Fragen Nr. 1853, 1854**].

Hg(I)-chlorid [*Kalomel*] (Hg_2Cl_2) färbt sich infolge Disproportionierung zu Hg(II) und Hg an der Luft allmählich schwarz. Aus Hg_2Cl_2 und Ammoniak entsteht das „*schwarze Präzipitat*“, ein Gemisch von Quecksilber und „*weißem, schmelzbaren Präzipitat*“ ($[\text{Hg}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$) [vgl. **MC-Frage Nr. 1173**].

In der **zweiwertigen** Stufe tritt Hg häufig in Form von Komplexen auf, in denen es die Koordinationszahl 4 zeigt. Eine Lösung von **Kaliumtetraiodomercurat(II)** ($\text{K}_2[\text{HgI}_4]$) dient als *Neblers Reagenz* zum Nachweis von Ammoniak und Ammonium-Ionen. Das farblose $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ wird aus **Quecksilber(II)-iodid** (HgI_2) und überschüssi-

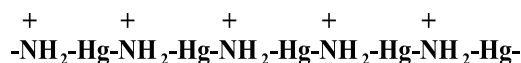
gem KI hergestellt. HgI_2 tritt in einer *roten* und einer *gelben* Modifikation auf [vgl. **MC-Fragen Nr. 487, 1860**].



Hg(II)-chlorid [*Sublimat*] (HgCl_2) ist *linear* gebaut und existiert im Gitter in *undissoziierten, kovalent* gebundenen HgCl_2 -Molekülen, die auch in Lösung weitgehend erhalten bleiben. Im Gegensatz dazu ist **Hg(II)-fluorid** (HgF_2) eine Ionenverbindung. Aufgrund der minimalen Dissoziation des *farblosen* HgCl_2 -Moleküls in wässriger Lösung weisen solche Lösungen nur eine geringe elektrische Leitfähigkeit auf [vgl. **MC-Fragen Nr. 329, 332, 384, 418, 419, 442, 808, 1858-1860**].

Auch Quecksilberorganyle wie z.B. **Diphenylquecksilber** [$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{Hg}$] besitzen einen weitgehend kovalenten Molekülbau [vgl. **MC-Frage Nr. 376**].

Aus Hg(II) -chlorid und NH_3 -Gas erhält man das „*weiße, schmelzbare Präzipitat*“ ($[\text{Hg}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$), mit Ammoniak-Lösung entsteht demgegenüber das „*weiße, unschmelzbare Präzipitat*“, das ein Kettengitter bildet, wobei die Ketten untereinander durch Chlorid-Ionen zusammengehalten werden.



Beim Versetzen einer Hg(II) -Salzlösung mit HO^- -Ionen fällt *rotes* oder *gelbes* **Hg(II)-oxid** (HgO) aus. Hydroxide des Quecksilbers sind nicht bekannt. Erwärmt man HgO in einer wässrigen NH_3 -Lösung, so entsteht eine Verbindung der Zusammensetzung $\text{Hg}_2\text{NOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, die sog. *Millonsche Base*, die definierte Hg_2N^+ -Gruppen in ihrem Gitter enthält [vgl. **MC-Frage Nr. 1860**].

Auch **Quecksilber(II)-sulfid** (HgS) tritt in zwei – einer *roten* und einer *schwarzen* – Modifikationen auf, die sich in ihrer Kristallstruktur unterscheiden. Die rote Form ist thermodynamisch stabiler. Schwarzes HgS bildet sich beim Einleiten von H_2S in eine Hg(II) -Salzlösung [vgl. **MC-Fragen Nr. 1484, 1860**].

Auf die *Giftigkeit* von Quecksilberdämpfen und von *löslichen* Hg -Verbindungen wie HgCl_2 wird nochmals explicit hingewiesen.

Prüfungsfragen

1 Allgemeine Chemie

1.0 Grundbegriffe, Grundgesetze

Chemische Reaktionen

1 Welche Aussage über chemische Reaktionen trifft zu?

- (A) Die Gesamtmasse der beteiligten Verbindungen nimmt bei gasförmigen Produkten ab.
- (B) Wenn alle Reaktanten und Produkte gasförmig sind, kann das Stoffmengenverhältnis der beteiligten Teilchen auch als Volumenverhältnis ausgedrückt werden.
- (C) Das Stoffmengenverhältnis der beteiligten Teilchen ist gleich dem Massenverhältnis.
- (D) Zwei Elemente können sich in beliebigen Stoffmengenverhältnissen zu Molekülen zusammenlagern.
- (E) Das Massenverhältnis zweier Elemente, die sich zu einer bestimmten Verbindung zusammenlagern, ist variabel.

2 Bei welchen Vorgängen handelt es sich um eine chemische Reaktion?

- (1) Sublimation
 - (2) Schmelzen
 - (3) Hydrolyse
 - (4) Kristallisation
 - (5) Extraktion
- (A) nur bei 3
 - (B) nur bei 1 und 4
 - (C) nur bei 1 und 5
 - (D) nur bei 2, 3 und 5
 - (E) bei allen = 1 bis 5 sind richtig

1.1 Atombau

Nach den Anforderungen des aktuellen Gegenstandskataloges werden Kenntnisse über den „Atombau“ und insbesondere Kenntnisse über die „Radioaktivität“ auch in den Prüfungsfächern „Physik“ (3. Tag) und „Pharmazeutische Analytik“ (4. Tag) verlangt. Daher sind einige Fragen der Physik- bzw. Analytikprüfung im Kapitel 1.1 mit aufgelistet.

1.1.1 Aufbau der Atome

3⁺ Welche Aussage über den Aufbau der Atome (normaler Materie) trifft **nicht** zu?

- (A) Atomkerne sind stets positiv geladen.
- (B) Atomkerne enthalten stets Neutronen.
- (C) Atomkerne enthalten stets Protonen.
- (D) Die Atomhülle besteht aus Elektronen.
- (E) Die Atomhülle ist stets negativ geladen.

4 Welche Aussage zur Protonenzahl und Neutronenzahl von Atomen trifft zu?

- (A) Bei gegebener Protonenzahl ist die Neutronenzahl definiert.
- (B) Die Summe aus beiden bezeichnet man als Nukleonenzahl.
- (C) Isobare haben eine gleiche Zahl von Neutronen.
- (D) Isotope haben eine gleiche Zahl von Neutronen.
- (E) Keine der obigen Aussagen trifft zu.

5 Welche Aussagen treffen zu?

- (1) Atomkerne enthalten als Bausteine Protonen, Neutronen und Elektronen.
 - (2) Die Masse eines Elektrons ist kleiner als die Masse eines Protons.
 - (3) Die Massenzahl der Nuklide ist gleich der Zahl ihrer Protonen.
 - (4) Isotope Nuklide eines Elements unterscheiden sich in der Zahl der Neutronen im Kern.
- (A) nur 1 und 3 sind richtig
 (B) nur 2 und 3 sind richtig
 (C) nur 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 3 und 4 sind richtig
 (E) nur 1, 2 und 4 sind richtig

6 Welche Aussagen treffen zu?

Bei jedem elektrisch neutralen Atom

- (1) besteht der Kern nur aus Neutronen
 - (2) ist die Zahl der Elektronen und Neutronen gleich groß
 - (3) stimmt stets die Zahl der Protonen mit jener der Neutronen überein
 - (4) sind ebensoviele Protonen wie Elektronen vorhanden
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 4 ist richtig
 (C) nur 1 und 4 sind richtig
 (D) nur 2 und 3 sind richtig
 (E) nur 3 und 4 sind richtig

7 Welche Aussage über den Aufbau der Atome trifft **nicht** zu?

- (A) Atomkerne sind stets positiv geladen.
- (B) Die Masse der Atomkerne stimmt nahezu mit der gesamten Atommasse überein.
- (C) Ein Kern des Heliumnuklids ${}^4\text{He}$ enthält ein Proton und drei Neutronen.
- (D) Mit Ausnahme des Wasserstoffatoms ${}^1\text{H}$ enthalten Atomkerne mindestens ein Neutron.
- (E) Die Atomhülle besteht aus Elektronen.

Elementarteilchen

8 Welche Aussagen über Kernbausteine treffen zu?

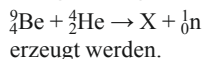
- (1) Ein Neutron besitzt eine größere Masse als ein Proton.
- (2) Ein Proton kann aus einem Neutron entstehen.

- (3) Ein Neutron kann aus einem Proton entstehen.
 - (4) Die Molmasse von 1 Mol Protonen ist größer als die von 1 Mol Wasserstoffatomen.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 ist richtig
 (C) nur 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 1, 2 und 3 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

9⁺ Welche Aussagen über Nukleonen treffen zu?

- (1) Die Masse eines Protons entspricht etwa einer atomaren Masseneinheit.
 - (2) Der Radius eines Protons liegt in der Größenordnung 0,1 nm.
 - (3) Bei der Umwandlung von Neutronen in Protonen werden Elektronen frei.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 ist richtig
 (C) nur 3 ist richtig
 (D) nur 1 und 3 sind richtig
 (E) 1 bis 3 = alle sind richtig

10⁺ Neutronen können gemäß folgender Reaktionsgleichung



erzeugt werden. Bei X handelt es sich um welches Nuklid?

- (A) ${}^{22}_{88}\text{Ra}$
 (B) ${}^{14}_7\text{N}$
 (C) ${}^{13}_6\text{C}$
 (D) ${}^{12}_6\text{C}$
 (E) ${}^9_4\text{Be}$

11 Welche Aussage über Neutronen trifft **nicht** zu?

- (A) Neutronen haben näherungsweise die gleiche Masse wie Protonen.
- (B) Neutronen sind gut geeignet zur Einleitung von Kernreaktionen.
- (C) Neutronen sind gut geeignet zur Herstellung kurzlebiger radioaktiver Nuklide.
- (D) Neutronen können durch das Coulombfeld eines Atomkerns angezogen werden.
- (E) Isotope Nuclide des gleichen Elements enthalten im Kern unterschiedlich viele Neutronen.

12 Welche Aussage trifft für Neutronen **nicht** zu?

- (A) In einem elektrischen Feld werden Neutronen beschleunigt.
- (B) Neutronen kommen als Bausteine der Atomkerne vor.
- (C) Neutronen sind elektrisch neutrale Elementarteilchen.
- (D) Die Masse des Neutrons ist etwas größer als die Masse des Protons.
- (E) Neutronen entstehen bei der künstlichen Spaltung des Uranisotops ^{235}U .

13 Welche Aussagen treffen zu? Neutronen

- (1) sind Bestandteile von α -Teilchen
 - (2) sind ungeladen
 - (3) werden bei Kernreaktionen **nicht** von Protonen abgestoßen
 - (4) sind in Kernen stets mit der gleichen Anzahl von Protonen kombiniert
- (A) nur 2 ist richtig
 - (B) nur 1 und 2 sind richtig
 - (C) nur 3 und 4 sind richtig
 - (D) nur 1, 2 und 3 sind richtig
 - (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

14 Welche Aussage über Elektronen trifft **nicht** zu?

- (A) Elektronen tragen eine negative Elementarladung.
- (B) Elektronen haben eine kleinere Masse als Protonen.
- (C) Elektronen können in elektrischen und magnetischen Feldern beschleunigt werden.
- (D) Elektronen werden beim radioaktiven β -Zerfall emittiert.
- (E) Isotope Nuklide des gleichen Elements enthalten im Kern verschieden viele Elektronen.

15 Welches der folgenden Teilchen besitzt eine Masse, die der eines Elektrons entspricht?

- (A) Neutrino
- (B) Neutron
- (C) Positron
- (D) Proton
- (E) α -Teilchen

Elementarladung

16⁺ Welche Aussagen treffen zu? Die Elementarladung

- (1) tritt als positive Ladung auf
 - (2) tritt als negative Ladung auf
 - (3) hängt im Massenspektrometer von der Geschwindigkeit der Ionen ab
- (A) nur 1 ist richtig
 - (B) nur 2 ist richtig
 - (C) nur 1 und 2 sind richtig
 - (D) nur 2 und 3 sind richtig
 - (E) 1 bis 3 = alle sind richtig

17 Welche Aussage über die Elementarladung trifft **nicht** zu?

- (A) Die Ladung eines Elektrons ist gleich einer negativen Elementarladung.
- (B) Die Ladung eines Protons ist gleich einer positiven Elementarladung.
- (C) Die Ladung eines α -Teilchens ist gleich zwei positiven Elementarladungen.
- (D) Die Elementarladung ist gleich dem Quotienten aus Faraday- und Avogadro-Konstante.
- (E) Die Elementarladung ist etwa gleich $1,6 \cdot 10^{-23} \text{ A} \cdot \text{s}$.

18 Welche Aussage zur Elementarladung trifft **nicht** zu?

- (A) Ihr Wert beträgt etwa $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s}$.
- (B) Die Ladung des Cl^- -Ions beträgt $-e$.
- (C) Die Ladung eines Cu^{++} -Ions beträgt $+e$.
- (D) $e = \text{Faraday-Konstante}/\text{Avogadro-Konstante}$.
- (E) Die kinetische Energie eines Elektrons, das mit der Spannung 1 V beschleunigt wurde, beträgt 1 eV.

Atommasse, Atomgröße

19 Welche Aussage trifft zu?

Ein (nicht angeregtes) Atom nimmt ein Volumen ein in der Größenordnung von:

- (A) 10^{-10} m^3
- (B) 10^{-19} m^3
- (C) 10^{-23} m^3
- (D) 10^{-29} m^3
- (E) 10^{-42} m^3

20+ In etwa welchem Verhältnis steht der Durchmesser eines Atomkerns zum Durchmesser des Gesamtatoms (einschließlich Elektronenhülle)?

- (A) 1 : 1
- (B) 1 : 10
- (C) 1 : 100
- (D) 1 : 1000
- (E) 1 : ≥ 10000

21 Welche der folgenden Längenangaben trifft am besten auf den Durchmesser eines Wasserstoffatoms (im Grundzustand) zu?

- (A) 10^{-15} m
- (B) 10^{-13} m
- (C) 10^{-10} m
- (D) 10^{-8} m
- (E) 10^{-6} m

22 Welche Aussage trifft zu?

Der Radius eines Heliumatoms beträgt etwa:

- (A) $1 \mu\text{m}$
- (B) $0,1 \mu\text{m}$
- (C) $0,1 \text{ nm}$
- (D) 1 pm
- (E) $0,1 \text{ pm}$

23 Welche der folgenden Angaben kommt der Masse eines Atoms des Uranisotops $^{235}_{92}\text{U}$ am nächsten?

- (A) $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
- (B) $2,1 \cdot 10^{-28} \text{ kg}$
- (C) $1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- (D) $1,5 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$
- (E) $3,9 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$

Atommasseneinheit

24 Welche Aussagen treffen zu?

Die relativen Atommassen der Elemente beziehen sich definitionsgemäß (nach IUPAC) auf

- (1) die Masse des Wasserstoffisotops ^1H
- (2) den zwölften Teil der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C
- (3) die verschiedenen Isotope eines Elements
- (4) die Summe von Protonen, Neutronen und Elektronen eines Atoms

- (A) nur 1 ist richtig
- (B) nur 2 ist richtig
- (C) nur 1 und 3 sind richtig
- (D) nur 2 und 4 sind richtig
- (E) nur 2, 3 und 4 sind richtig

25 Welche Aussage trifft zu?

1 Mol eines Stoffes enthält so viele Teilchen, wie es Kohlenstoffatome in genau 12 g Kohlenstoff gibt ist als Definition der Einheit „Mol“ nicht vollständig; dazu müsste zusätzlich angegeben werden, dass

- (A) der Kohlenstoff als Diamant vorliegen muss
- (B) es sich um das Isotop ^{12}C handeln muss
- (C) der Kohlenstoff das Molvolumen ($\approx 22,4 \text{ L}$) einnehmen muss
- (D) die Aussage nur bei Normbedingungen gilt
- (E) die Aussage nur bei Elementen zutrifft

Elemente, Kennzeichnung

26 Welche Aussage trifft zu?

Ein Element ist definiert durch seine:

- (A) Protonenzahl
- (B) Massenzahl
- (C) Neutronenzahl
- (D) Valenzelektronenzahl
- (E) Atommasse

27 Welche der folgenden Angaben um ein Elementsymbol (El) sind zutreffend charakterisiert?

K	M
	EI
L	N

- (1) K – Kernladungszahl
- (2) L – Ordnungszahl
- (3) M – Halbwertszeit
- (4) N – Ladungszahl

- (A) nur 2 ist richtig
 (B) nur 1 und 2 sind richtig
 (C) nur 2 und 3 sind richtig
 (D) nur 3 und 4 sind richtig
 (E) nur 1, 2 und 3 sind richtig

28 Welche der folgenden Angaben um ein Elementsymbol (El) sind zutreffend charakterisiert?

K	M
	EI
L	N

- (1) K – Kernladungszahl
 (2) L – Massenzahl
 (3) M – Ladungszahl
 (4) N – Halbwertszeit

- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 ist richtig
 (C) nur 3 ist richtig
 (D) nur 1 und 2 sind richtig
 (E) nur 3 und 4 sind richtig

29 Wofür steht beim Bleisotop $^{206}_{82}\text{Pb}$ die Zahl 82?

- (1) Kernladungszahl
 (2) Protonenzahl
 (3) Atommasse
 (4) Ordnungszahl

- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 1 und 2 sind richtig
 (C) nur 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 3 und 4 sind richtig
 (E) nur 1, 2 und 4 sind richtig

30 Wofür steht beim Bleisotop $^{206}_{82}\text{Pb}$ die Zahl 206?

- (A) Kernladungszahl
 (B) Protonenzahl
 (C) Neutronenzahl
 (D) Nukleonenzahl
 (E) Elektronenzahl

31 Wie viele Elektronen enthält das Bleisotop $^{204}_{82}\text{Pb}$

- (A) 41
 (B) 82
 (C) 122
 (D) 204
 (E) 286

32+ Welche Aussagen treffen zu?

Die Angabe $^{14}_6\text{C}$ zeigt, dass dieses Element

- (1) ein Kohlenstoffisotop ist
 (2) in seiner Elektronenhülle 8 Elektronen enthält
 (3) die relative Atommasse 20 hat
 (4) in seinem Kern 8 Neutronen enthält
 (5) 6 Elektronen in seiner Hülle aufweist

- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 3 ist richtig
 (C) nur 1, 4 und 5 sind richtig
 (D) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 (E) nur 3, 4 und 5 sind richtig

33 Welche Aussagen zum Isotop $^{18}_9\text{F}$ treffen zu?

- (1) Die Kernladungszahl ist 9.
 (2) Die Protonenzahl ist 9.
 (3) Die Atommasse ist 9.
 (4) Die Ordnungszahl ist 9.
 (5) Die Zahl der Elektronen in der äußeren Schale ist 9.

- (A) nur 1 und 2 sind richtig
 (B) nur 1, 2 und 4 sind richtig
 (C) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 (D) nur 3, 4 und 5 sind richtig
 (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

Avogadro-Konstante, Stoffmenge, Molbegriff

34+ Welche Aussage über die Avogadro-Konstante N_A trifft **nicht** zu?

- (A) Sie ist stoffspezifisch.
 (B) Sie ist unabhängig von der Temperatur.
 (C) Sie ist unabhängig von Druck und Volumen.
 (D) Für N_A gilt: $N_A = \frac{F}{e}$ (F : Faraday-Konstante; e : Elementarladung)
 (E) Sie gibt unter Normbedingungen (1013,25 hPa; 0 °C) etwa die Zahl der Teilchen an, die in 22,4 Liter eines idealen Gases enthalten sind.

35 Welche Aussagen zur Avogadro-Konstante N_A treffen zu?

(R : universelle Gaskonstante; k_B : Boltzmann-Konstante; F : Faraday-Konstante; e : Elementarladung)

- (1) $N_A \approx 6 \cdot 10^{23}/\text{mol}$
- (2) $N_A = R/k_B$
- (3) $N_A = F/e$
- (A) nur 1 ist richtig
- (B) nur 2 ist richtig
- (C) nur 3 ist richtig
- (D) nur 2 und 3 sind richtig
- (E) 1 bis 3 = alle sind richtig

36+ Welche Aussagen treffen zu?
Die Avogadrosche Konstante entspricht

- (1) der Zahl der H-Atome in einem Mol H_2O
- (2) der Zahl der He-Atome in einem Mol He
- (3) etwa der Zahl der C-Atome in 12 g reinem Kohlenstoff
- (4) etwa gleich $1,6 \cdot 10^{19}$
- (A) nur 2 ist richtig
- (B) nur 2 und 3 sind richtig
- (C) nur 1, 2 und 3 sind richtig
- (D) nur 1, 3 und 4 sind richtig
- (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

37 Welche Aussagen zum Begriff der Stoffmenge treffen zu?

- (1) 1 Mol ist die Stoffmenge eines jeden Stoffes, die aus ebenso vielen Teilchen besteht wie Atome in 12 g des Nuklids $^{12}_6\text{C}$ enthalten sind.
- (2) Unterschiedliche Stoffe enthalten pro Mol jeweils die gleiche Anzahl von Teilchen.
- (3) Die Avogadro-Konstante beträgt ca. $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- (4) 1 Mol einer Flüssigkeit nimmt unter Normbedingungen ein Volumen von etwa 22,4 L ein.
- (A) nur 1 ist richtig
- (B) nur 2 und 3 sind richtig
- (C) nur 1, 2 und 3 sind richtig
- (D) nur 2, 3 und 4 sind richtig
- (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

38 Welche Aussagen über die Stoffmenge treffen zu?

- (1) Die Stoffmenge einer Probe wird in Gramm angegeben.
- (2) Ihre Einheit ist 1 Mol/Gramm
- (3) Ihre Einheit ist 1 Mol.
- (4) Das Volumen eines Mols beträgt unter Normbedingungen stets 22,4 L.
- (A) nur 1 ist richtig
- (B) nur 2 ist richtig
- (C) nur 3 ist richtig
- (D) nur 1 und 4 sind richtig
- (E) nur 3 und 4 sind richtig

39 Welche Aussagen zu den Begriffen der Stoffmenge n von bestimmten Teilchen und der Avogadroschen Konstante N_A trifft **nicht** zu?

- (A) $N_A \approx 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- (B) Die atomare Masseneinheit entspricht $\frac{1 \text{ g/mol}}{N_A}$
- (C) $n = \frac{\text{Anzahl der Teilchen}}{N_A}$
- (D) Ist m die Masse der Probe, so gilt für die molare Masse $M = m \cdot n$
- (E) Für ein ideales Gas gilt $n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$

40 Etwa wie viele H_2O -Moleküle sind in 1 g Wasser enthalten?

- (A) $6 \cdot 10^{21}$
- (B) $3,3 \cdot 10^{22}$
- (C) $6 \cdot 10^{23}$
- (D) $3,3 \cdot 10^{24}$
- (E) $1,08 \cdot 10^{25}$

41 Die Avogadro-Konstante ($N_A \approx 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) gibt die Anzahl der Teilchen in einem Mol einer Substanz an.

Etwa wie viele Teilchen sind in der Stoffmenge $n = 20 \mu\text{mol}$ einer Substanz enthalten?

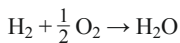
- (A) $0,3 \cdot 10^{17}$
- (B) $1,2 \cdot 10^{17}$
- (C) $0,3 \cdot 10^{19}$
- (D) $1,2 \cdot 10^{19}$
- (E) $0,3 \cdot 10^{29}$

42+ Welche Aussage trifft zu?

Löst man 0,1 Mol NaCl in 1 L Wasser, so enthält die Lösung insgesamt etwa die folgende Anzahl von Ionen:

- (A) $1,2 \cdot 10^{23}$
- (B) $6 \cdot 10^{22}$
- (C) $3,2 \cdot 10^{19}$
- (D) $1,6 \cdot 10^{19}$
- (E) Die relative Ionenzahl beträgt 10^{-7} entsprechend dem pH-Wert 7

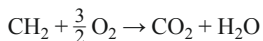
43+ Wieviel Wasserstoffgas braucht man, um unter Normbedingungen nach der Gleichung



11,2 Liter Wasserdampf zu erzeugen? (rel. Atommassen: H = 1; O = 16; Molvolumen: $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$)

- (A) $\frac{18}{22,4} \text{ g H}_2$
- (B) 0,5 g H₂
- (C) 1 g H₂
- (D) 1 L H₂
- (E) 2 Mol H₂

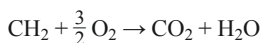
44 Ein Teelicht besteht überwiegend aus Alkanen der Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Unter der näherungsweise Annahme einer Summenformel $(\text{CH}_2)_n$ für diese Alkane kann die Reaktionsgleichung für die Verbrennung einer CH_2 -Gruppe folgendermaßen formuliert werden:



Etwa welches Volumen Sauerstoff wird beim Abbrennen eines Teelichts der Masse $m = 14 \text{ g}$ verbraucht? (O_2 und CO_2 werden als ideale Gase angenommen)

- (A) 1 L
- (B) 10 L
- (C) 22 L
- (D) 34 L
- (E) 46 L

45 Das Brennmaterial eines Teelichts besteht überwiegend aus Alkanen der Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Unter der näherungsweise Annahme einer Summenformel $(\text{CH}_2)_n$ für diese Alkane kann die Reaktionsgleichung für die Verbrennung einer CH_2 -Gruppe folgendermaßen formuliert werden:



Etwa welches Volumen nimmt das beim Abbrennen eines Teelichts der Masse $m = 28 \text{ g}$ entstehende CO_2 (unter Normbedingungen) ein, wenn O_2 und CO_2 als ideale Gase angenommen werden?

- (A) 1 L
- (B) 10 L
- (C) 22 L
- (D) 44 L
- (E) 66 L

46 Etwa wie groß ist die Summe der Stoffmengen an Sauerstoff und Stickstoff (als ideale Gase angenommen) in 1 m^3 Luft unter Normbedingungen?

- (A) 22,4 mol
- (B) 30 mol
- (C) 44,8 mol
- (D) 67,2 mol
- (E) 75 mol

1.1.2 Isotope

47 Welche Aussage über Elemente trifft **nicht** zu?

- (A) Elemente sind chemisch gesehen homogene Stoffe.
- (B) Chemische Methoden sind zur weiteren Aufspaltung von Elementen ungeeignet.
- (C) Verschiedene Isotope eines Elements haben die gleiche Kernladungszahl.
- (D) Verschiedene Isotope eines Elements haben die gleiche Elektronenzahl.
- (E) Verschiedene Isotope eines Elements haben die gleiche Massenzahl.

48 Welche der folgenden natürlichen Elemente bestehen aus einem Nuklid (= „Reinelement“)?

- (1) Wasserstoff
 - (2) Fluor
 - (3) Chlor
 - (4) Natrium
 - (5) Iod
- (A) nur 1 und 3 sind richtig
 - (B) nur 1 und 4 sind richtig
 - (C) nur 2, 3 und 5 sind richtig
 - (D) nur 2, 4 und 5 sind richtig
 - (E) nur 3, 4 und 5 sind richtig

49 Welche Aussage trifft zu?

Atome gleicher Kernladung und verschiedener Masse werden bezeichnet als:

- (A) Isobare
- (B) Isotone
- (C) Isotope
- (D) Isomere
- (E) Isochore

50⁺ Welche Aussagen treffen zu?

Verschiedene Isotope eines Elements

- (1) besitzen die gleiche Anzahl an Protonen, jedoch eine unterschiedliche Anzahl an Neutronen
 - (2) haben unterschiedliche kernphysikalische Eigenschaften
 - (3) können natürlich entstanden oder künstlich erzeugt worden sein
- (A) nur 1 ist richtig
 - (B) nur 3 ist richtig
 - (C) nur 1 und 2 sind richtig
 - (D) nur 1 und 3 sind richtig
 - (E) 1 bis 3 = alle sind richtig

51 Welche Aussage trifft **nicht** zu?

Isobare sind Nuklide mit:

- (A) gleicher Massenzahl
- (B) verschiedener Protonenzahl
- (C) verschiedener Elektronenzahl
- (D) unterschiedlicher chemischer Reaktivität
- (E) gleicher Protonenzahl

52⁺ Welche Aussagen treffen zu?

Isotope Nuklide eines Elements unterscheiden sich hinsichtlich

- (1) der Elektronenzahl
 - (2) der Kernladungszahl
 - (3) der Nukleonenzahl
 - (4) der Ordnungszahl im periodischen System
 - (5) der Neutronenzahl
- (A) nur 5 ist richtig
 - (B) nur 3 und 5 sind richtig
 - (C) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 - (D) nur 1, 2, 3 und 5 sind richtig
 - (E) nur 1, 3, 4 und 5 sind richtig

53 Welche Aussagen treffen zu?

Isotope eines Elements unterscheiden sich in der

- (1) Neutronenzahl
 - (2) Kernladungszahl
 - (3) Massenzahl
 - (4) Nukleonenzahl
 - (5) Valenzelektronenzahl
- (A) nur 1 ist richtig
 - (B) nur 2 und 5 sind richtig
 - (C) nur 3 und 4 sind richtig
 - (D) nur 1, 3 und 4 sind richtig
 - (E) nur 2, 4 und 5 sind richtig

54 Welche Aussagen treffen zu?

Isotope sind Nuklide mit:

- (1) gleicher Protonenzahl
 - (2) gleicher Elektronenzahl
 - (3) unterschiedlichen Massenzahlen
 - (4) unterschiedlichen Neutronenzahlen
 - (5) gleichen chemischen Eigenschaften
- (A) nur 1 und 2 sind richtig
 - (B) nur 4 und 5 sind richtig
 - (C) nur 1, 2 und 3 sind richtig
 - (D) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 - (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

55 Welche Aussage über ein Paar isotoper

Nuklide trifft **nicht** zu?

- (A) Die Nukleonenzahl unterscheidet sich mindestens um Eins.
- (B) Die Protonenzahl beider Nuklide ist gleich.
- (C) Im elektrisch neutralen Zustand der Atome ist die jeweilige Zahl der Elektronen gleich.
- (D) Die Neutronenzahl unterscheidet sich mindestens um Eins.
- (E) Die Neutronenzahl beider Nuklide ist gleich.

56 Welche Aussagen treffen zu?

Isotope

- (1) besitzen die gleiche Kernladungszahl
 - (2) reagieren chemisch gleichartig
 - (3) besitzen unterschiedliche Atommassen
 - (4) besitzen die gleiche Neutronenzahl
- (A) nur 1 ist richtig
 - (B) nur 2 und 3 sind richtig
 - (C) nur 1, 2 und 3 sind richtig
 - (D) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 - (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

57 Welche Aussagen treffen zu?

- (1) Verschiedene Isotope eines Atoms haben die gleiche Anzahl Protonen, aber unterschiedliche Anzahlen an Neutronen.
 - (2) Verschiedene Isotope eines Elements haben unterschiedliche kernphysikalische Eigenschaften.
 - (3) Es gibt natürliche und künstliche Isotope.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 3 ist richtig
 (C) nur 1 und 2 sind richtig
 (D) nur 1 und 3 sind richtig
 (E) 1 bis 3 = alle sind richtig

58 Welche Aussagen treffen zu?

- (1) Natürliche Stoffe sind meist Gemische verschiedener Isotope ihrer atomaren Bestandteile.
 - (2) Isotope können durch Kernreaktionen künstlich erzeugt werden.
 - (3) Isotope können radioaktiv sein.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 3 ist richtig
 (C) nur 1 und 2 sind richtig
 (D) nur 1 und 3 sind richtig
 (E) 1 bis 3 = alle sind richtig

59 Welche Aussage trifft zu?

Der Kern des Chlorisotops $^{35}_{17}\text{Cl}$ besteht aus:

- (A) 35 Neutronen und 17 Protonen
 (B) 35 Protonen und 17 Neutronen
 (C) 35 Elektronen und 17 Protonen
 (D) 18 Protonen und 17 Neutronen
 (E) 18 Neutronen und 17 Protonen

60 Wie viele Neutronen enthält das Chlorisotop $^{37}_{17}\text{Cl}$?

- (A) 7
 (B) 10
 (C) 17
 (D) 20
 (E) 27

Kohlenstoffisotope

61+ Welche Aussagen über die in der Natur vorkommenden Kernarten ^{12}C und ^{14}C treffen zu?

- (1) Es sind isotope Nuklide.
 - (2) Ihre Massen sind fast gleich.
 - (3) Sie sind chemisch gleichartig.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 ist richtig
 (C) nur 3 ist richtig
 (D) nur 1 und 2 sind richtig
 (E) nur 1 und 3 sind richtig

62 Worin unterscheiden sich die Kernladungen der Kohlenstoffisotope ^{12}C und ^{13}C ?

- (A) Sie unterscheiden sich **nicht**.
 (B) Sie unterscheiden sich um die Ladung eines α -Teilchens.
 (C) Sie unterscheiden sich um die Ladung eines Protons.
 (D) Sie unterscheiden sich um die Ladung eines Elektrons.
 (E) Sie unterscheiden sich um die Summe der Ladungen eines Neutrons und eines Elektrons.

63 Welche Aussage trifft zu?

Die Kohlenstoffisotope ^{12}C und ^{13}C unterscheiden sich

- (A) in der Anzahl der Protonen
 (B) in der Anzahl der Neutronen
 (C) in der Anzahl der Elektronen
 (D) drastisch in ihrer ersten Ionisationsenergie
 (E) in ihrer radioaktiven Zerfallskonstante

64 Worin unterscheiden sich die Kohlenstoffisotope ^{12}C und ^{14}C ?

- (1) Sie unterscheiden sich in ihrer Massenzahl.
 - (2) Sie unterscheiden sich in ihrer elektrischen Kernladung.
 - (3) Eines ist stabil, das andere zerfällt radioaktiv.
 - (4) Eines kann mit Sauerstoff zu Kohlenstoffmonoxid reagieren, das andere **nicht**.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 ist richtig
 (C) nur 1 und 3 sind richtig
 (D) nur 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

- (A) nur 2 und 3 sind richtig
- (B) nur 1, 2 und 3 sind richtig
- (C) nur 1, 3 und 4 sind richtig
- (D) nur 2, 4 und 5 sind richtig
- (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

1153 Welche Aussagen zur Katalyse einer chemischen Reaktion treffen zu?

- (1) Durch den Katalysator wird die freie Aktivierungsenthalpie ΔG^\ddagger gesenkt.
 - (2) Durch den Einsatz eines Katalysators wird die freie Reaktionsenthalpie ΔG gesenkt.
 - (3) Bei der katalysierten Reaktion erhält man stets das thermodynamisch kontrollierte Produkt.
 - (4) Der Katalysator beeinflusst die Lage des Gleichgewichts **nicht**.
- (A) nur 1 und 4 sind richtig
 - (B) nur 2 und 3 sind richtig
 - (C) nur 1, 2 und 3 sind richtig
 - (D) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 - (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1154 Welche Aussage trifft **nicht** zu?

- (A) Katalysatoren erhöhen die Geschwindigkeitskonstanten von Hin- und Rückreaktion um den gleichen Faktor.
- (B) Katalysatoren verkürzen die Reaktionszeit.
- (C) Katalysatoren können mit einem Reaktionspartner ein Zwischenprodukt bilden.
- (D) Die Aktivierungsenergie wird durch Katalysatoren verringert.
- (E) Katalysatoren verändern die Gleichgewichtskonzentrationen.

1155 Bei einer chemischen Reaktion

$B \rightleftharpoons A$ werde die Reaktion A nach B einmal mit und einmal ohne Katalysator angesetzt. Welche Aussage zur Reaktion mit Katalysator im Vergleich zur Reaktion ohne Katalysator trifft **nicht** zu?

- (A) Die Aktivierungsenergie der Reaktion $A \rightarrow B$ ist kleiner.
- (B) Die Gleichgewichtszusammensetzung ist zugunsten des Produkts B verändert.
- (C) Die in der Zeiteinheit gebildete Menge des Produkts B ist größer.
- (D) Die Reaktion $A \rightarrow B$ ist schneller.
- (E) Das Gleichgewicht stellt sich schneller ein.

1156 Welche Aussage zu Katalysatoren trifft **nicht** zu?

- (A) Ein Katalysator verschiebt das Gleichgewicht einer Reaktion.
- (B) Ein Katalysator ist durch Bildung reaktiver Zwischenstufen an der Reaktion beteiligt.
- (C) Ein Katalysator senkt die Aktivierungsenergie der Reaktion, die er katalysiert.
- (D) Ein Katalysator verändert die Kinetik einer Reaktion.
- (E) Es genügen kleine Mengen eines Katalysators, um große Mengen der Reaktionspartner umzuwandeln.

1157 Welche Aussage trifft zu?

Als Autokatalyse bezeichnet man den Vorgang, bei welchem

- (A) ein Katalysator sowohl in homogener als auch in heterogener Phase wirkt
- (B) ein Katalysator schon bei Raumtemperatur wirkt
- (C) im Verlauf eines katalytischen Prozesses sehr reaktionsfähige Zwischenprodukte auftreten
- (D) ein Katalysator im Verlauf einer Reaktion entsteht
- (E) ein Katalysator eine endergonische Reaktion zu einer exergonischen macht

2 Anorganische Chemie

2.1 Edelgase

8. HG.: siehe auch MC-Fragen Nr. 22, 78, 244, 515, 1319

2.1.1 Vorkommen, Gewinnung, Reaktivität und Anwendung

1158⁺ Welche Aussagen über Edelgase treffen zu?

- (1) Edelgase gehen keine Verbindungen mit anderen Elementen ein.
 - (2) Edelgase besitzen das höchste Ionisierungspotential aller Elemente der jeweiligen Periode.
 - (3) Im flüssigen Zustand liegen Edelgase als zweiatomige Moleküle vor.
 - (4) Radon ist ein natürlich vorkommendes radioaktives Edelgas.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 1 und 2 sind richtig
 (C) nur 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 1, 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1159⁺ Welche Aussagen über Edelgase treffen zu?

- (1) Sie weisen die höchsten 1. Ionisierungsenergien ihrer jeweiligen Periode auf.
- (2) Sie liegen atomar vor.

- (3) Sie lassen sich nicht verflüssigen.
- (4) Sie gehen keine Verbindungen mit anderen Elementen ein.

- (A) nur 3 ist richtig
 (B) nur 1 und 2 sind richtig
 (C) nur 1 und 4 sind richtig
 (D) nur 2 und 3 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1160 Welche Aussage zu Edelgasen trifft zu?

- (A) Die Gewinnung aus Luft setzt die Reduktion von Edelgasoxiden voraus.
- (B) Die Schmelzpunkte der Edelgase steigen vom Helium zum Radon hin an.
- (C) Die Reaktivität der Edelgase nimmt vom Helium zum Radon hin ab.
- (D) Edelgasbromide bilden sich leichter als die entsprechenden Fluoride.
- (E) Edelgasoxide sind starke Elektronendonatoren.

1161⁺ Welche Aussagen über Edelgase treffen zu?

- (1) Alle Edelgasatome haben in der äußersten Schale die Elektronenkonfiguration ns^2p^6 .
- (2) Alle Edelgase treten als Bestandteile der Luft auf.
- (3) Alle Edelgase werden technisch nur aus flüssiger Luft gewonnen.
- (4) Von allen Edelgasen in der Luft weist Argon die höchste Konzentration auf.
- (5) Argon ist ein oft verwendetes Schutzgas.

- (A) nur 4 und 5 sind richtig
 (B) nur 1, 2 und 3 sind richtig

- (C) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 (D) nur 2, 4 und 5 sind richtig
 (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

1162 Welche der folgenden Elemente bzw. Verbindungen wird technisch aus Luft gewonnen?

- (A) Helium
 (B) Xenon
 (C) Kohlendioxid
 (D) Kohlenmonoxid
 (E) Chlor

1163 Welche Aussagen über Edelgase treffen zu?

Edelgase

- (1) kommen in der Natur vor
 (2) haben unterschiedliche Farben
 (3) kommen in elementarer Form nur atomar vor
 (4) gehen keinerlei Verbindungen ein
 (5) besitzen alle vollständig besetzte s-, p- und d-Orbitale
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 1 und 3 sind richtig
 (C) nur 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 2, 4 und 5 sind richtig
 (E) nur 3, 4 und 5 sind richtig

1164⁺ Welche Aussage über Edelgase trifft **nicht** zu?

- (A) Argon ist das in Luft am häufigsten vorhandene Edelgas.
 (B) Die technische Gewinnung von Neon, Krypton und Xenon erfolgt vorwiegend aus Erdgas.
 (C) Helium besitzt den tiefsten Schmelz- und Siedepunkt aller Gase.
 (D) Im Gitter von Eis sowie einiger organischer Verbindungen können Edelgase eingeschlossen werden.
 (E) Von Xenon wurden die ersten stabilen Edelgasverbindungen hergestellt.

1165 Welches der folgenden Elemente bildet keine isolierbaren Verbindungen mit anderen Elementen?

- (A) Samarium
 (B) Helium
 (C) Gadolinium
 (D) Cer
 (E) Xenon

1166⁺ Welche Aussage trifft **nicht** zu?

Helium

- (A) entsteht bei bestimmten radioaktiven Zerfallsvorgängen
 (B) hat die niedrigste Siedetemperatur aller bekannten Stoffe
 (C) bildet stabile Fluoride
 (D) wird technisch aus bestimmten Erdgasen gewonnen
 (E) zeigt bei sehr tiefen Temperaturen das Phänomen der Suprafluidität

1167 Welche Aussagen treffen zu?

Argon

- (1) ist ein nicht-brennbares Gas
 (2) besitzt einen tieferen Siedepunkt als Helium
 (3) ist das in Luft am häufigsten vorkommende Edelgas
 (4) besitzt die höchste 1. Ionisierungsenergie aller Elemente seiner Periode
- (A) nur 1 und 3 sind richtig
 (B) nur 2 und 3 sind richtig
 (C) nur 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 1, 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1168⁺ Welche Aussagen treffen zu?

Argon

- (1) ist das in Luft am häufigsten vorkommende Edelgas
 (2) kann als Schutzgas verwendet werden
 (3) bildet Oxide vom Typ ArO_2
 (4) besitzt eine dem Wasserstoff vergleichbare Elektronegativität
- (A) nur 2 ist richtig
 (B) nur 1 und 2 sind richtig
 (C) nur 3 und 4 sind richtig
 (D) nur 1, 2 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1169 Welche Aussagen treffen zu?

Das Edelgas Xenon

- (1) liegt atomar vor
 (2) hat die Elektronenkonfiguration $[\text{Kr}] 4d^{10}5s^25p^6$
 (3) bildet mit Fluor stabile Verbindungen
 (4) besitzt einen höheren Siedepunkt als Helium

- (A) nur 4 ist richtig
 (B) nur 1 und 2 sind richtig
 (C) nur 2 und 3 sind richtig
 (D) nur 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1170+ Welche Aussagen zu Xenon treffen zu?

- (1) Xenon bildet mit Fluor kovalente Bindungen.
 (2) Xenon hat die Valenzelektronenkonfiguration $5s^2 5p^6 4d^{10}$.
 (3) Xenon steht im Periodensystem in der 18. Gruppe (8. Hauptgruppe).
 (4) Xenon steht im Periodensystem in der 5. Periode.
- (A) nur 2 und 3 sind richtig
 (B) nur 3 und 4 sind richtig
 (C) nur 1, 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1171 Welche Aussagen zu Xenon und seinen Verbindungen treffen zu?

- (1) Xenon fällt als Nebenprodukt bei der fraktionierten Destillation verflüssigter Luft an.
 (2) Xenon ist ein nicht-brennbares Gas.
 (3) Xenonfluoride sind wirksame Fluorierungsmittel.
 (4) Xenontetrafluorid ist ein starkes Oxidationsmittel.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 und 3 sind richtig
 (C) nur 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 1, 2 und 3 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1172 Welche Gase oder Dämpfe sind bei Normalbedingungen leichter als Luft?

- (1) Heliumgas
 (2) Diethylether-Dämpfe
 (3) Brom-Dämpfe
 (4) Wasserstoffgas
 (5) Argongas
- (A) nur 1 und 4 sind richtig
 (B) nur 1 und 5 sind richtig
 (C) nur 3 und 5 sind richtig
 (D) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

2.2 Wasserstoff

siehe auch MC-Fragen Nr. 71, 92, 133, 196–199, 864, 1012, 1579, 1618–1625, 1661

2.2.1 Gewinnung und Bildung von Wasserstoff

1173 Welche der folgenden Umsetzungen führt **nicht** zu Wasserstoff?

- (A) $\text{CaH}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$
 (B) $\text{Zn} \xrightarrow{\text{NaOH}/\text{H}_2\text{O}}$
 (C) $\text{Al} \xrightarrow{\text{NaOH}/\text{H}_2\text{O}}$
 (D) $\text{CO} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O (Gas)}}$
 (E) $\text{Mg}_2\text{N}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$

1174 Welche der folgenden Reaktionen führt **nicht** zu Wasserstoff?

- (A) $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
 (B) $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Fe}^{3+}(\text{kat.})}$
 (C) $\text{Na} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \longrightarrow$
 (D) $\text{Al} + \text{NaOH}/\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Katalysator, } \Delta}$
 (E) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O (Gas)} \longrightarrow$

1175+ Welche Reaktion ist für die Gewinnung von H_2 aus H_2O **nicht** brauchbar?

- (A) $\text{H}_2\text{O} + \text{CaH}_2 \rightarrow \text{CaO} + 2 \text{H}_2$
 (B) $\text{H}_2\text{O} + \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
 (C) $\text{H}_2\text{O} + \text{C} \xrightarrow{\Delta} \text{CO} + \text{H}_2$
 (D) $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{SO}_3 + \text{H}_2$
 (E) $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Na} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$

1176+ Welche Reaktion beschreibt die Auflösung eines Metalls in überschüssiger Säure richtig?

- (A) $\text{Fe} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
 (B) $\text{Cr} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
 (C) $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \frac{1}{2} \text{H}_2$
 (D) $\text{Sb} + 3 \text{HCl} \rightarrow \text{SbCl}_3 + \frac{3}{2} \text{H}_2$
 (E) Keine der genannten Reaktionen

1177⁺ Welche Reaktion ist zur Gewinnung von Wasserstoff **nicht** geeignet?

- (A) $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- (B) $\text{Cu} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
- (C) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{CO} + \text{H}_2$
- (D) $2 \text{Na} + 2 \text{NH}_3 \rightarrow 2 \text{NaNH}_2 + \text{H}_2$
- (E) $\text{CaH}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_2$

1178⁺ Im Folgenden ist (in einer schematisierten Schreibweise) die Oxidation verschiedener Metalle in Salzsäure ($c = 6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) dargestellt. Welche dieser Redoxreaktionen läuft bei Abwesenheit von Luftsauerstoff **nicht** ab?

- (A) $\text{Pb} + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Pb}^{4+} + 2 \text{H}_2$
- (B) $2 \text{Al} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2$
- (C) $\text{Fe} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$
- (D) $\text{Mg} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$
- (E) $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$

1179⁺ Im Folgenden ist (in einer schematisierten Schreibweise) die Oxidation verschiedener Metalle in Salzsäure ($c = 6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) dargestellt. Welche dieser Redoxreaktionen laufen bei Abwesenheit von Luftsauerstoff ab?

- (1) $\text{Sn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2$
 - (2) $2 \text{Al} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2$
 - (3) $\text{Mg} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mg} + \text{H}_2$
 - (4) $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
- (A) nur 4 ist richtig
 - (B) nur 2 und 3 sind richtig
 - (C) nur 3 und 4 sind richtig
 - (D) nur 1, 2 und 4 sind richtig
 - (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1180 Das Verhalten von Redoxsystemen lässt sich anhand der Spannungsreihe voraussagen. Welche der folgenden Redoxreaktionen laufen in der angegebenen Form freiwillig ab?

- (1) $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2$
 - (2) $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2$
 - (3) $\text{Cu} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - (4) $\text{Fe} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - (5) $\text{Zn} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- (A) nur 1 und 2 sind richtig
 - (B) nur 3 und 4 sind richtig
 - (C) nur 1, 2 und 5 sind richtig
 - (D) nur 3, 4 und 5 sind richtig
 - (E) nur 1, 2, 4 und 5 sind richtig

1181 Welche Aussagen treffen zu?

In konzentrierter Salpetersäure lösen sich unter Bildung der entsprechenden Metallkationen:

- (1) Kupfer
- (2) Quecksilber
- (3) Magnesium
- (4) Gold
- (5) Silber

- (A) nur 1 und 3
- (B) nur 2 und 4
- (C) nur 3, 4 und 5 sind richtig
- (D) nur 1, 2, 3 und 5 sind richtig
- (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

1182⁺ Welche Aussage über die Bildung des Wasserstoffs trifft zu?

- (A) Wasserstoff entsteht bei der Zersetzung von Silberamalgam mit Wasser.
- (B) Wasserstoff kann durch Reaktion von feingepulvertem Kupfer mit Salzsäure dargestellt werden.
- (C) Wasserstoff kann im Labormaßstab durch Reaktion von Eisenspänen mit konzentrierter Salpetersäure bei Raumtemperatur erzeugt werden.
- (D) Beim Behandeln einer Ni-Al-Legierung (Raney-Legierung) mit wässriger Natriumhydroxid-Lösung entsteht Wasserstoff.
- (E) Bei der Elektrolyse von angesäuertem Wasser entsteht an der Anode Wasserstoff.

Atomarer Wasserstoff

1183⁺ Welche Aussage über die Bildung von molekularem Wasserstoff (H_2) aus atomarem Wasserstoff ($\text{H} \cdot$) trifft **nicht** zu?

- (A) Die H_2 -Bildung ist ein exothermer Prozess.
- (B) Die Stabilität der H_2 -Bindung wird durch die Paarung der Elektronenspins hervorgerufen.
- (C) Aus paramagnetischem $\text{H} \cdot$ wird diamagnetischer H_2 .
- (D) Das Energieniveau des bindenden Molekülorbitals in H_2 ist niedriger als das Energieniveau des 1s-Atomorbitals in $\text{H} \cdot$.
- (E) Die Bindungselektronen besitzen antiparallelen Spin (Pauli-Prinzip).

1184 Welche Aussagen über atomaren Wasserstoff treffen zu?

Atomarer Wasserstoff

- (1) ist ein schwaches Reduktionsmittel
 - (2) reagiert mit Arsen und Antimon zu AsH_3 bzw. SbH_3
 - (3) ist bei Raumtemperatur **nicht** existent
 - (4) kann bei hohen Temperaturen aus H_2 erzeugt werden
 - (5) entsteht aus H_2 an der Oberfläche fein verteilter Platinmetalle
- (A) nur 1 und 4 sind richtig
 (B) nur 2 und 5 sind richtig
 (C) nur 1, 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 2, 4 und 5 sind richtig
 (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

1185⁺ Welche Aussagen treffen zu?

Atomarer Wasserstoff

- (1) ist ein schwaches Reduktionsmittel
 - (2) reagiert endotherm zu molekularem H_2
 - (3) kann bei hohen Temperaturen aus H_2 erzeugt werden
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 ist richtig
 (C) nur 3 ist richtig
 (D) nur 2 und 3 sind richtig
 (E) 1 bis 3 = alle sind richtig

2.2.2 Wasserstoffisotope

1186 Welche Aussagen treffen zu?

Wasserstoff (H_2) und Deuterium (D_2) unterscheiden sich

- (1) in ihrer relativen Molekülmasse
 - (2) in ihren physikalischen Eigenschaften
 - (3) in ihrer Bindungsenergie
 - (4) in ihren jeweiligen Reaktionsgeschwindigkeiten bei der Reaktion mit Sauerstoff (Knallgasreaktion) bzw. Chlor (Chlorknallgasreaktion)
- (A) nur 2 ist richtig
 (B) nur 1 und 4 sind richtig
 (C) nur 2 und 3 sind richtig
 (D) nur 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1187 Welche Aussagen über Wasserstoff, dessen Isotope und Verbindungen treffen zu?

- (1) Atomarer Wasserstoff ist paramagnetisch.
 - (2) Für die homolytische Spaltung von Wasserstoff H_2 wird eine Energiemenge von mindestens 4000 kJ/mol benötigt.
 - (3) Deuterium ist ein radioaktives Wasserstoffisotop.
 - (4) Deuteriumoxid („Schweres Wasser“, D_2O) wird in Schwerwasserreaktoren als Kühlmittel verwendet.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 3 ist richtig
 (C) nur 1 und 2 sind richtig
 (D) nur 1 und 4 sind richtig
 (E) nur 3 und 4 sind richtig

1188 Welche Aussagen zu Wasserstoffisotopen treffen zu?

- (1) Der Atomkern von ^1H besteht aus einem Proton und einem Neutron.
 - (2) Die Ursache für die unterschiedlichen physikalischen und chemischen Eigenschaften der Wasserstoffisotope ist deren großer prozentualer Massenunterschied.
 - (3) Die Reaktionsgeschwindigkeiten deuterierter Verbindungen sind meist größer als die entsprechender H-Verbindungen.
 - (4) Deuterium-markierte Wasserstoffverbindungen finden bei der Aufklärung von Reaktionsmechanismen Verwendung.
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 ist richtig
 (C) nur 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1189 Welche Aussage zu Wasserstoffisotopen trifft **nicht** zu?

- (A) Es existieren drei verschiedene Isotope.
- (B) Alle besitzen ein Proton.
- (C) Sie haben alle Massenzahlen größer als 1.
- (D) Sie besitzen alle die gleiche Elektronenzahl.
- (E) Die Neutronenzahl ist die Differenz von Massen- und Ordnungszahl.

1190 Welche Aussagen treffen zu?

Deuterium

- (1) lässt sich durch Elektrolyse von Wasser gewinnen
 - (2) ist reaktionsfähiger als Wasserstoff
 - (3) kann zur Herstellung von deuterierten Verbindungen (z. B. Metalldeuteriden) dienen.
- (A) nur 1 ist richtig
 - (B) nur 2 ist richtig
 - (C) nur 3 ist richtig
 - (D) nur 1 und 3 sind richtig
 - (E) nur 2 und 3 sind richtig

1191⁺ Welche Aussagen über Deuterium treffen zu?

Deuterium

- (1) besitzt gleich viele Valenzelektronen wie Wasserstoff
 - (2) besitzt ein Valenzelektron mehr als Wasserstoff
 - (3) lässt sich an einer Platinelektrode (kathodisch) zu Wasserstoff reduzieren
- (A) nur 1 ist richtig
 - (B) nur 2 ist richtig
 - (C) nur 3 ist richtig
 - (D) nur 1 und 3 sind richtig
 - (E) nur 2 und 3 sind richtig

1192 Welche Aussage über Deuterium (D_2) trifft zu?

- (A) Es ist ein α -Strahler.
- (B) Es ist ein β^- -Strahler.
- (C) Es ist ein γ -Strahler.
- (D) Sein Schmelzpunkt ist niedriger als der von gewöhnlichem Wasserstoff (H_2).
- (E) Die Umsetzung mit Chlor verläuft langsamer als die von gewöhnlichem Wasserstoff (H_2).

1193⁺ Welche Aussage über das Wasserstoffisotop Tritium (3H) trifft zu?

Tritium

- (A) ist ein α -Strahler
- (B) ist ein β -Strahler
- (C) ist ein γ -Strahler
- (D) zerfällt unter Neutronenemission
- (E) ist ein stabiles Isotop

1194 Welche Aussagen treffen zu?

Schweres Wasser

- (1) enthält pro Molekül ein Atom Tritium
 - (2) enthält pro Molekül zwei Atome Deuterium
 - (3) wird in NMR-Experimenten zur Erkennung austauschbarer Protonen eingesetzt
 - (4) ist radioaktiv
- (A) nur 1 ist richtig
 - (B) nur 1 und 4 sind richtig
 - (C) nur 2 und 3 sind richtig
 - (D) nur 2 und 4 sind richtig
 - (E) nur 2, 3 und 4 sind richtig

1195 Welche Aussagen über Schweres Wasser (D_2O) treffen zu?

- (1) Es kann durch Elektrolyse von Wasser stufenweise angereichert werden.
 - (2) Sein Ionenprodukt ist kleiner als das von H_2O .
 - (3) Seine Dichte ist größer als die von H_2O .
 - (4) Sein Siedepunkt ist höher als der von H_2O .
- (A) nur 2 ist richtig
 - (B) nur 1 und 3 sind richtig
 - (C) nur 2 und 4 sind richtig
 - (D) nur 1, 2 und 3 sind richtig
 - (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1196⁻ Welche der folgenden Isotopenaustauschreaktionen mit D_2O findet normalerweise **nicht** statt?

- (A) $NH_4^+ + D_2O \rightarrow NH_3D^+ + HDO$
- (B) $CH_3-OH + D_2O \rightarrow CH_3-OD + HDO$
- (C) $CH_3-CH_2-CH_3 + D_2O \rightarrow CH_3-CH_2-CH_2D + HDO$
- (D) $CH_3-CO-CH_2-CO-CH_3 + D_2O \rightarrow CH_3-CO-CHD-CO-CH_3 + HDO$
- (E) $CH_3-CO_2H + D_2O \rightarrow CH_3-CO_2D + HDO$

1197⁻ Welche der folgenden Reaktionen führt **nicht** zu einem deuterierten Produkt?

- (A) $CH_4 + D_2/Ni \rightarrow$
- (B) $CH_4 + D_2O \rightarrow$
- (C) $CH_3MgBr + D_2O \rightarrow$
- (D) $CH_3CO-R + D_2O \rightarrow$
- (E) $CH_2 = CH_2 + D_2/Pt \rightarrow$

2.2.3 Eigenschaften und Reaktionen von Wasserstoff

1198 Welche Aussagen treffen zu? Wasserstoff

- (1) ist das im Weltall am häufigsten vorkommende Element
 - (2) entsteht bei der Umsetzung von Zink mit Salzsäure
 - (3) ist – in molekularer Form – eine extrem schwache Säure
 - (4) ist in Form des ${}^2\text{H}$ deutlich reaktionsfähiger als ${}^1\text{H}$
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 4 ist richtig
 (C) nur 1 und 2 sind richtig
 (D) nur 3 und 4 sind richtig
 (E) nur 1, 2 und 3 sind richtig

1199* Welche Aussage über Wasserstoff trifft **nicht** zu?

- (A) Wasserstoff ist das kosmisch häufigste Element.
- (B) Seine technische Gewinnung kann durch Reduktion von Wasser mit Kohle erfolgen.
- (C) Als Folge der relativ großen Bindungsenthalpie ist molekularer Wasserstoff ziemlich reaktionsträge.
- (D) Aufgrund der geringen relativen Atommasse sind die Reaktionsgeschwindigkeiten der verschiedenen Wasserstoffisotope identisch.
- (E) Er vermag sowohl als Reduktionsmittel als auch als Oxidationsmittel zu wirken.

1200 Welche Aussagen über Wasserstoff treffen zu?

- (1) Er kommt als Anion und Kation vor.
- (2) Der Atomkern von ${}^1\text{H}$ besteht aus einem Proton und einem Neutron.
- (3) In NaH und CaH_2 ist der Wasserstoff jeweils durch eine Atombindung an ein anderes Element gebunden.
- (4) Neben ${}^1\text{H}$ existieren zwei weitere Wasserstoffisotope.

- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 ist richtig
 (C) nur 1 und 4 sind richtig
 (D) nur 2 und 4 sind richtig
 (E) nur 1, 3 und 4 sind richtig

1201 Welche Aussage trifft zu?

- (A) Im Orthowasserstoff besitzen die Elektronen parallelen Spin.
- (B) Im Parawasserstoff besitzen die Elektronen parallelen Spin.
- (C) Im Orthowasserstoff besitzen die Nukleonen parallelen Spin.
- (D) Im Parawasserstoff besitzen die Nukleonen parallelen Spin.
- (E) Keine der Aussagen (A) bis (D) trifft zu

Reaktionen von Wasserstoff

1202* Welche Aussage über Reaktionen des Wasserstoffs trifft **nicht** zu?

- (A) Die Knallgasreaktion verläuft über Radikale.
- (B) Knallgas kann bei Raumtemperatur ohne merkliche Umsetzung aufbewahrt werden.
- (C) Wasserstoff kann von Palladium absorbiert werden.
- (D) Lithium reagiert beim Erhitzen mit Wasserstoff.
- (E) Wassergas ist eine Mischung von H_2 mit CO_2 .

1203* Welche Aussage über Knallgas trifft **nicht** zu?

- (A) Knallgas ist ein Gemisch aus Sauerstoff und Wasserstoff.
- (B) Knallgas ist bei Raumtemperatur thermodynamisch stabil.
- (C) Bei Zimmertemperatur erfolgt die Reaktion von Sauerstoff mit Wasserstoff in Abwesenheit von Katalysatoren extrem langsam.
- (D) Die Knallgasreaktion weist eine hohe Aktivierungsenergie auf.
- (E) Die Knallgasreaktion verläuft unter Beteiligung von Radikalen.

2.2.4 Wasserstoffverbindungen (Hydride)

1204 Welche Aussagen zu kovalenten Hydriden treffen zu?

In diesen Verbindungen

- (1) können Elektronenmangelbindungen vorliegen
 - (2) kann der Wasserstoff positiv polarisiert sein und als Oxidationsmittel wirken
 - (3) kann der Wasserstoff negativ polarisiert sein und als Reduktionsmittel wirken
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 ist richtig
 (C) nur 3 ist richtig
 (D) nur 2 und 3 sind richtig
 (E) 1 bis 3 = alle sind richtig

1205 Welche Aussage zu Wasserstoffverbindungen trifft **nicht** zu?

- (A) Wasserstoff bildet mit Elementen der 1. und 2. Hauptgruppe salzartige Hydride.
- (B) Salzartige Hydride reagieren mit Wasser zu Wasserstoff.
- (C) Elemente der 3. bis 7. Hauptgruppe bilden mit Wasserstoff kovalente Hydride.
- (D) Komplexe Hydride sind gute Reduktionsmittel für Ketone oder Carbonsäureester.
- (E) Alle komplexen Hydride reagieren heftig mit Wasser unter Wasserstoffentwicklung.

1206 In welcher Reihenfolge nimmt die thermische Beständigkeit der angegebenen Hydride zu?

- (A) $\text{NH}_3 < \text{PH}_3 < \text{AsH}_3 < \text{SbH}_3 < \text{BiH}_3$
- (B) $\text{PH}_3 < \text{NH}_3 < \text{BiH}_3 < \text{SbH}_3 < \text{AsH}_3$
- (C) $\text{BiH}_3 < \text{SbH}_3 < \text{AsH}_3 < \text{PH}_3 < \text{NH}_3$
- (D) $\text{NH}_3 < \text{PH}_3 < \text{SbH}_3 < \text{AsH}_3 < \text{BiH}_3$
- (E) $\text{BiH}_3 < \text{AsH}_3 < \text{SbH}_3 < \text{NH}_3 < \text{PH}_3$

1207 Welche Bindungstypen können bei Wasserstoffverbindungen von Elementen der 2. Periode auftreten?

- (1) Metallbindung
- (2) Ionenbindung
- (3) Dreizentrenbindung
- (4) Atombindung

- (A) nur 2 ist richtig
- (B) nur 4 ist richtig
- (C) nur 1 und 3 sind richtig
- (D) nur 2 und 4 sind richtig
- (E) nur 2, 3 und 4 sind richtig

1208 Welche Aussage trifft **nicht** zu? Natriumhydrid

- (A) lässt sich aus den Elementen darstellen
- (B) kristallisiert in einem Ionengitter
- (C) ist weniger basisch als Natriumhydroxid
- (D) reagiert mit Alkoholen unter Wasserstoffentwicklung
- (E) dient zur Herstellung von Natriumborhydrid (NaBH_4)

1209 In welcher der aufgeführten Wasserstoffverbindungen ist der Wasserstoff elektronegativer als sein Bindungspartner?

- (A) H_3BO_3
- (B) CHCl_3
- (C) SiH_4
- (D) NH_3
- (E) H_2S

1210 In welcher der aufgeführten Wasserstoffverbindungen ist der Wasserstoff elektronegativer als sein Bindungspartner?

- (A) B_2H_6
- (B) H_3BO_3
- (C) C_2H_2
- (D) N_2H_4
- (E) H_2S

1211 In welcher der aufgeführten Wasserstoffverbindungen ist der Wasserstoff elektronegativer als sein Bindungspartner?

- (1) H_3BO_3
 - (2) CH_4
 - (3) NH_3
 - (4) LiAlH_4
 - (5) NaBH_4
- (A) bei keiner der aufgeführten Verbindungen
 (B) nur bei 1 und 5
 (C) nur bei 4 und 5
 (D) nur bei 1, 2 und 3
 (E) bei 1 bis 5 = bei allen

1212⁺ Bei welcher der folgenden Verbindungen ist der ionische Charakter am stärksten ausgeprägt?

- (A) CaH_2
- (B) SiH_4
- (C) AsH_3
- (D) B_2H_6
- (E) $\text{PdH}_{0,8}$

1213 In welcher der folgenden Verbindungen ist Wasserstoff elektronegativer als sein Bindungspartner?

- (1) LiH
- (2) CH_4
- (3) SiH_4
- (4) LiAlH_4

- (A) nur 4 ist richtig
- (B) nur 1 und 2 sind richtig
- (C) nur 2 und 3 sind richtig
- (D) nur 1, 3 und 4 sind richtig
- (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

1214 In welchen der folgenden Verbindungen ist Wasserstoff elektronegativer als sein Bindungspartner?

- (1) NaH
- (2) B_2H_6
- (3) CH_4
- (4) SiH_4

- (A) nur in 1
- (B) nur in 2
- (C) nur in 3 und 4
- (D) nur in 1, 2 und 4
- (E) in 1 bis 4 = in allen

1215 Ordnen Sie die Wasserstoffverbindungen von Elementen der 4. Hauptgruppe nach steigendem Siedepunkt!

- (A) $\text{CH}_4, \text{SiH}_4, \text{GeH}_4, \text{SnH}_4$
- (B) $\text{SiH}_4, \text{GeH}_4, \text{SnH}_4, \text{CH}_4$
- (C) $\text{SnH}_4, \text{CH}_4, \text{SiH}_4, \text{GeH}_4$
- (D) $\text{GeH}_4, \text{SnH}_4, \text{CH}_4, \text{SiH}_4$
- (E) $\text{CH}_4, \text{SiH}_4, \text{SnH}_4, \text{GeH}_4$

Komplexe Hydride

1216 Welche Aussage zu Tetrahydridboraten trifft **nicht** zu?

- (A) Tetrahydridborate, wie z. B. Natriumtetrahydridoborat (Natriumborhydrid), eignen sich für die Reduktion von Ketonen zu sekundären Alkoholen.
- (B) Das Tetrahydridoborat-Ion $[\text{BH}_4]^-$ ist planar gebaut.
- (C) Natriumtetrahydridoborat (Natriumborhydrid) lässt sich durch Umsetzung von Trimethylborat $[\text{B}(\text{OCH}_3)_3]$ mit Natriumhydrid gewinnen.
- (D) Das Tetrahydridoborat-Ion $[\text{BH}_4]^-$ ist isoelektronisch zu Methan.
- (E) Natriumtetrahydridoborat (Natriumborhydrid) zersetzt sich in Wasser oder Alkoholen, wie z. B. Methanol, nur langsam.

1217⁺ Welche Aussage über Natriumborhydrid bzw. Lithiumaluminiumhydrid trifft **nicht** zu?

- (A) Sie werden als komplexe Metallhydride bezeichnet.
- (B) Sie werden vor allem in der organischen Chemie als Reduktionsmittel eingesetzt.
- (C) Natriumborhydrid ist für die Verwendung in wässrigem Medium ungeeignet.
- (D) Lithiumaluminiumhydrid wird durch Wasser in heftiger Reaktion zersetzt.
- (E) Lithiumaluminiumhydrid wird technisch aus Aluminiumchlorid und Lithiumhydrid hergestellt.

1218⁺ Welche Aussage über Hydride trifft **nicht** zu?

- (A) NaBH_4 ist im Vergleich zu LiAlH_4 in wässriger Lösung relativ stabil.
- (B) Bei der Reaktion von Natriumhydrid mit Wasser entsteht eine saure Lösung.
- (C) LiAlH_4 ist in Diethylether löslich.
- (D) Bei der Schmelzelektrolyse salzartiger Hydride entsteht an der Anode Wasserstoff.
- (E) Das Hydrid-Ion ist isoster (isoelektronisch) zum Li^+ -Ion.

1219 Bei welchen der folgenden Verbindungen beobachtet man beim Einbringen in Wasser eine heftige Gasentwicklung?

- (1) CH_3Li
 - (2) LiAlH_4
 - (3) NaBH_4
 - (4) CaH_2
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 und 3 sind richtig
 (C) nur 1, 2 und 4 sind richtig
 (D) nur 2, 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

2.3 Halogene

7. HG.: siehe auch MC-Fragen Nr. 514, 957, 1924, 1025, 1387, 1388, 1442, 1443, 1449, 1492–1495, 1580, 1603, 1642–1647, 1662–1665, 1681, 1732, 1743, 1744

2.3.1 Vorkommen und Gewinnung der Elemente

1220⁺ Welche der folgenden Reaktionen sind zur Gewinnung von Chlor geeignet?

- (1) $4 \text{HCl} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{Katalysator}} 2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - (2) $2 \text{Cl}^- \xrightarrow[\text{(Wasser)}]{\text{Anode}} \text{Cl}_2$
 - (3) $2 \text{Cl}^- + \text{I}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{I}^-$
 - (4) $\text{CaCl}(\text{OCl}) + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - (5) $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- (A) nur 3 ist richtig
 (B) nur 2 und 3 sind richtig
 (C) nur 1, 2 und 5 sind richtig
 (D) nur 1, 2, 4 und 5 sind richtig
 (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

1221⁺ Welche Aussage trifft **nicht** zu? Chlor kann auf folgende Weise erhalten werden:

- (A) $\text{HCl} + \text{PbO} \rightarrow$
- (B) $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow$
- (C) $\text{CaCl}(\text{OCl}) + \text{HCl} \rightarrow$
- (D) $\text{HCl} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{CuCl}_2\text{-Katalysator}}$
- (E) Elektrolyse von wässriger NaCl-Lösung

1222⁺ Durch welche der folgenden Verfahren/Umsetzungen lässt sich Chlor **nicht** darstellen?

- (A) wässrige HCl $\xrightarrow{\text{Elektrolyse}}$
- (B) $\text{CaCl}(\text{OCl}) + \text{wässrige HCl} \rightarrow$
- (C) $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- (D) wässrige HCl + $\text{MnO}_2 \rightarrow$
- (E) $\text{HCl} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{CuCl}_2}$

1223 Welche der folgenden Ausgangsprodukte/Methoden liefern als Produkt Chlor?

- (1) Anodische Oxidation von Chlorid
 - (2) Umsetzung von Salzsäure mit Braunstein
 - (3) Umsetzung von Chlorkalk mit Salzsäure
 - (4) Katalytische Oxidation von HCl mit Luft-sauerstoff
 - (5) Umsetzung von Eisenoxid mit Salzsäure
- (A) nur 1 ist richtig
 (B) nur 2 und 5 sind richtig
 (C) nur 3 und 4 sind richtig
 (D) nur 1, 2, 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

1224⁺ Welche der folgenden Reaktionen sind zur Gewinnung von Iod geeignet?

- (1) $4 \text{HI} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnI}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - (2) $2 \text{HIO}_3 + 5 \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + 5 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - (3) $2 \text{I}^- \xrightarrow[\text{(Wasser)}]{\text{Anode}} \text{I}_2$
 - (4) $2 \text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Cl}^-$
- (A) nur 3 ist richtig
 (B) nur 1 und 4 sind richtig
 (C) nur 2 und 3 sind richtig
 (D) nur 1, 3 und 4 sind richtig
 (E) 1 bis 4 = alle sind richtig

- (A) nur 3 ist richtig
- (B) nur 1 und 3 sind richtig
- (C) nur 4 und 5 sind richtig
- (D) nur 1, 2 und 3 sind richtig
- (E) 1 bis 5 = alle sind richtig

1786 Welche Aussagen über Platin-Verbindungen treffen zu?

- (1) Platin(II)-Komplexe mit vier Liganden sind bevorzugt tetraedrisch aufgebaut.
- (2) Diammindichloroplatin(II) kann als *cis*- und *trans*-Isomer vorliegen.
- (3) Königswasser oxidiert elementares Platin zu Platin(IV).

- (A) nur 1 ist richtig
- (B) nur 2 ist richtig
- (C) nur 3 ist richtig
- (D) nur 1 und 3 sind richtig
- (E) nur 2 und 3 sind richtig

1787 Welche Aussage zu Palladium bzw. Palladiumkomplexen trifft nicht zu?

- (A) Palladium katalysiert die Hydrierung olefinischer Doppelbindungen.
- (B) Palladium zählt zu den Platinmetallen.

- (C) Palladium nimmt elementaren Wasserstoff unter Bildung von Einlagerungsverbindungen auf.
- (D) Palladium(0)-Komplexe, wie z. B. $\text{Pd}(\text{PPh}_3)_4$, eignen sich als Katalysatoren für Kupplungsreaktionen von metallorganischen Verbindungen mit Aryl- oder Alkenylhalogeniden.
- (E) Palladium löst sich in Kohlenwasserstoffen, wie z. B. *n*-Hexan.

1788 Welche Aussage zu Osmium bzw. Osmiumverbindungen trifft **nicht** zu?

- (A) Osmiumtetroxid (OsO_4) wird zur *cis*-Dihydroxylierung von Alkenen eingesetzt.
- (B) Osmium zählt zu den Platinmetallen.
- (C) Osmium(VI)-säure wird durch Oxidationsmittel, wie z. B. Wasserstoffperoxid, zu Osmiumteroxid oxidiert.
- (D) Osmiumtetroxid besitzt eine tetraedrische Struktur.
- (E) Osmium löst sich in Wasser unter Wasserstoffentwicklung.

Kommentare

1 Allgemeine Chemie

Nutzerhinweis: Die Fragen werden fortlaufend kommentiert, wobei ähnliche Fragen zusammen beantwortet werden.

1.0 Grundbegriffe, Grundgesetze

1 (B)

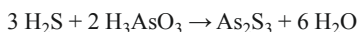
■ **Chemische Reaktionen** sind Prozesse, bei denen Stoffe (*Edukte*, Startmaterialien, Ausgangsstoffe) unter Wärmeabgabe oder Wärmeaufnahme in andere Stoffe (*Produkte*) umgewandelt werden. Diese Stoffumwandlung kann anschaulich durch eine **Reaktionsgleichung** dargestellt werden, in der die Edukte (links angeordnet) von den Produkten (rechts angeordnet) durch einen Reaktionspfeil voneinander getrennt sind.

Edukte → Produkte

■ Bei chemischen Reaktionen gilt das *Gesetz von der Erhaltung der Masse (Lavoisier)*. Darüber hinaus sind in chemischen Verbindungen die Atome in einem bestimmten Massenverhältnis enthalten. Aus diesem Grund reagieren die an der Reaktion beteiligten Stoffe stets in einem typischen *konstanten* Massenverhältnis miteinander (**Proust – Gesetz der konstanten Massenverhältnisse**).

Das bedeutet, dass die Art und Anzahl der Atome auf der linken Seite der Reaktionsgleichung mit denen auf der rechten Seite übereinstimmen muss. Um dies zu gewährleisten, muss man die jeweiligen Substanzformeln mit geeigneten Faktoren (*Molzahlen, stöchiometrische Umsatzzahlen*) multiplizieren. Wenn die Molzahlen aller beteiligten Elemente auf beiden Seiten gleich sind, ist die Reaktionsgleichung *ausgeglichen*.

Beispielsweise reagieren 3 Mol Schwefelwasserstoff (H_2S) mit 2 Mol Arsenige Säure (H_3AsO_3) zu 1 Mol Arsen(III)-sulfid (As_2S_3) und 6 Mol Wasser (H_2O). In den Reaktionsgleichungen wird die Zahl 1 nicht geschrieben.



■ Die **Stoffmenge (n)** bezieht sich nur auf die Teilchenzahl. Ihre SI-Basiseinheit heißt **Mol** (Einheitszeichen: **mol**). **1 Mol** eines Stoffes enthält stets **6,02214076 · 10²³** Teilchen (Atome, Ionen, Moleküle, Radikale, Elektronen, Protonen, Neutronen u.a.). Diese Zahl wird auch *Avogadro-Zahl* (N_A) genannt. [Anmerkung: Nach der *neuen Definition* der Avogadro-Konstanten im Jahre 2019 ist die Teilchenzahl in einem Mol nun exakt festgelegt. Dafür hat ein Mol ¹²C nicht mehr exakt eine Masse von 12 Gramm. Nach der *alten Definition* bestand 1 Mol eines Stoffes aus ebenso vielen Teilchen, wie Atome in 12 Gramm des ¹²C-Isotops enthalten sind! Das Mol ist somit über die Avogadro-Konstante definiert; früher war es umgekehrt!]

– Sind an einer Reaktion nur **Gase** beteiligt, kann das *Stoffmengenverhältnis* der beteiligten Teilchen auch als *Volumenverhältnis* ausgedrückt werden. Mit anderen Worten, Gase reagieren stets

im Volumenverhältnis kleiner ganzer Zahlen miteinander (*Volumengesetz von Gay-Lussac*). Dies ergibt sich aus der direkten Proportionalität von Gasvolumen (V) und Stoffmenge (n) eines Gases, die in der *idealen Gasgleichung* wie folgt miteinander verknüpft sind:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Hält man den Druck (p) und die Temperatur (T) während der Reaktion konstant, so erhöht sich das Volumen (V), wenn die Stoffmenge (n) vergrößert wird.

■ Die **Masse** (m) eines Stoffes hängt mit seiner Stoffmenge (n) wie folgt zusammen, wobei M die **molare Masse** (Molekülmasse) des betreffenden Stoffes bedeutet.

$$m = n \cdot M$$

Da die molaren Massen (M) von Stoffen im Allgemeinen verschieden sind, entspricht das Stoffmengenverhältnis der beteiligten Reaktanden im Allgemeinen *nicht* ihrem Massenverhältnis.

2 (A)

■ Die *Hydrolyse* ist eine chemische Reaktion, bei der es durch die *Reaktion mit Wasser* zur Spaltung einer oder mehrerer chemischer Bindungen und somit zur Stoffumwandlung kommt.

■ Vorgänge wie *Sublimation*, *Schmelzen* oder *Sieden* sind physikalische Prozesse, die mit der Änderung des Aggregatzustandes von Stoffen einhergehen.

■ *Kristallisation* und *Extraktion* zählen zu den physikalischen Reinigungsverfahren von Stoffen.

1.1 Atombau

1.1.1 Aufbau der Atome

3 (B)

4 (B)

5 (C)

6 (B)

7 (C)

■ *Atomkerne* enthalten **Protonen** (p^+) und **Neutronen** (n), die auch als *Nukleonen* bezeichnet werden. Daher bezeichnet man die Summe aus Protonenzahl und Neutronenzahl auch als *Nukleonen-zahl*. Mit Ausnahme des *Wasserstoffatoms* (^1H) enthalten Atomkerne mindestens ein Neutron. Der Kern des Wasserstoffatoms besteht nur aus einem Proton. Da alle Atomkerne mindestens ein Proton enthalten, sind sie stets *positiv geladen*.

■ Die Masse der Atomkerne stimmt nahezu mit der gesamten **Atommasse** überein. Die Summe aus der Zahl der Neutronen und Protonen wird daher auch **Massenzahl** genannt. Die Massenzahl steht links oben am Elementsymbol, während links unten am Elementsymbol die **Protonenzahl** aufgeführt ist. Der Kern des Heliumatoms (^4He) (**α -Strahlen**) besteht somit aus zwei Protonen und zwei Neutronen.

■ Die Protonenzahl definiert die *Elementzugehörigkeit*. Kerne des gleichen **Elements** enthalten stets die gleiche Anzahl von Protonen, können sich aber in ihrer Neutronenzahl unterscheiden. Kerne mit unterschiedlicher Neutronenzahl (Massenzahl) aber gleicher Protonenzahl bezeichnet man als **Isotope** (isotope Nuklide). Kerne mit gleicher Massenzahl (Nukleonenzahl) aber unterschiedlicher Protonenzahl (Kernladungszahl) werden **Isobare** genannt.

■ Die *Atomhülle* besteht aus **Elektronen** (e^-) und ist stets *negativ geladen*. In einem elektrisch neutralen Atom sind ebenso viele Protonen wie Elektronen vorhanden. Die Masse eines Elektrons ist etwa 1836mal kleiner als die Masse eines Protons.

8 (D)

9 (D)

10 (D)

11 (D)

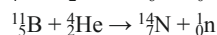
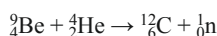
12 (A)

13 (D)

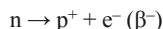
■ **Neutronen** (n) sind elektrisch neutrale (ungeladene) Elementarteilchen. Sie werden demzufolge in einem elektrischen Feld *nicht* abgelenkt oder beschleunigt. Sie sind Bausteine des Atomkerns. Mit Ausnahme des Wasserstoffatoms treten sie in allen Atomkernen auf.

Neutronen sind geringfügig schwerer als Protonen. Näherungsweise kann man aber die Masse von Protonen ($m_{p^+} = 1,007276 \text{ u}$) und Neutronen ($m_n = 1,008665 \text{ u}$) als gleich betrachten ($u = \text{relative Atommasse}$ – $1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$).

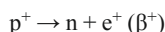
- Neutronen sind hervorragend geeignet zur Einleitung von *Kernreaktionen* und zur *Herstellung neuer* (radioaktiver) *Nuklide*, da sie bei Kernreaktionen von den Protonen *nicht* abgestoßen werden.
- *Freie Neutronen* (n) entstehen in Kernspaltungsreaktoren beim Bestrahlen leichterer Elemente (Beryllium, Bor) mit α -Strahlen (Heliumkernen) sowie bei der künstlichen Spaltung des Uranisotops ^{235}U :



- Ein **Neutron** kann sich unter Emission eines *Elektrons* (**β^- -Strahlen**) in ein Proton umwandeln.



- Umgekehrt kann aus einem Proton unter Emission eines *Positrons* (**β^+ -Strahlen**) ein Neutron entstehen.



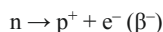
■ *Isotope Nuklide* sind Kerne des gleichen Elements; sie enthalten die gleiche Anzahl an Protonen, haben aber eine unterschiedliche Zahl an Neutronen. Isotope Nuklide enthalten gleich viele Elektronen.

■ Der **Radius** eines **Atoms** – bestehend aus Atomkern und Elektronenhülle – liegt in der Größenordnung von $A_r = 10^{-10} \text{ m}$ ($= 10^{-8} \text{ cm} = 0,1 \text{ nm}$). Der **Radius** des **Atomkerns** – bestehend aus Protonen und Neutronen – beträgt etwa 10^{-15} m .

■ Die *Molmasse des Wasserstoffatoms* setzt sich zusammen aus der Masse von 1 Mol Protonen ($m_{p^+} = 1,6727 \cdot 10^{-24} \text{ g}$) und der Masse von 1 Mol Elektronen ($m_{e^-} = 0,9117 \cdot 10^{-27} \text{ g}$). Sie ist deshalb größer als die von 1 Mol Protonen.

14 (E)

■ **Elektronen** sind negativ geladene Elementarteilchen; sie bauen die Atomhülle auf. Elektronen entstehen beim radioaktiven **β^- -Zerfall**, indem sich im Atomkern ein Neutron in ein Proton umwandelt und ein Elektron aus dem Kern emittiert wird.



- Darüber hinaus können Elektronen bei sehr hohen Temperaturen oder hohen Spannungen aus der Atomhülle von Metallen austreten.
- Die **Masse** eines **Elektrons** ($0,000549 \text{ u} = 0,9117 \cdot 10^{-27} \text{ g}$) ist etwa 1836mal kleiner als die Masse eines Protons ($1,007276 \text{ u}$). Aufgrund ihrer Ladung und ihrer Masse werden Elektronen in elektrischen und magnetischen Feldern beschleunigt (abgelenkt).

15 (C)

■ Das **Positron** (e^+), das Antiteilchen zum Elektron, besitzt die gleiche Masse wie das Elektron, trägt aber eine positive Elementarladung.

16 (C)

17 (E)

18 (C)

Die **Elementarladung** tritt als positive (e^+) und als negative (e^-) Ladung auf. Sie ergibt sich dem Betrag nach aus dem Quotienten von **Faraday-Konstante** ($F = 96485$ Coulomb) und **Avogadro-Konstante** ($N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$):

$$e = F/N_A = \mathbf{1,602176634 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s}}$$
 [1 Amperesekunde = 1 Coulomb (C)]

Folgende Teilchen enthalten

- eine negative Elementarladung: Elektron = β^- -Teilchen (e^-), einwertige Anionen (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , u.a.)
- zwei negative Elementarladungen: zweiwertige Anionen (O^{2-} , S^{2-} , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , u.a.)
- drei negative Elementarladungen: dreiwertige Anionen (PO_4^{3-} , u.a.)
- keine Elementarladung: Neutron (n), neutrale Atome (H, Li, Br, u.a.)
- eine positive Elementarladung: Proton ($p^+ = H^+$), einwertige Kationen (Na^+ , Cu^+ , Ag^+ , u.a.)
- zwei positive Elementarladungen: α -Teilchen (He^{2+}), zweiwertige Kationen (Mg^{2+} , Fe^{2+} , Cu^{2+} , u.a.)
- drei positive Elementarladungen: dreiwertige Kationen (Al^{3+} , Fe^{3+} , u.a.)

Die *kinetische Energie eines Elektrons*, das im Vakuum in einem elektrischen Feld mit der Spannung 1 V (Volt) beschleunigt wurde, beträgt 1 **eV** (*Elektronenvolt*). Diese Energie lässt sich einfach in das SI-System (in die Einheit: **Joule**) überführen, wenn man für „e“ die Elementarladung einsetzt:

$$1 \text{ eV} = e \cdot 1 \text{ V} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{V} \text{ (Joule)}$$

19 (D)

Das **Volumen** eines **Atoms** (einschließlich der Elektronenhülle) liegt in der Größenordnung von $\mathbf{10^{-29} \text{ m}^3}$.

20 (E)

21 (C)

22 (C)

Der **Atomradius** (bzw. der **Atomdurchmesser**) eines (leichteren) Atoms beträgt etwa $\mathbf{10^{-10} \text{ m}}$ ($= 10^{-8} \text{ cm} = 0,1 \text{ nm}$). Häufig werden die Zahlenwerte auch in *Pikometer* (pm) angegeben ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$). Damit ist der Durchmesser eines Atoms um den Faktor 10^5 (10.000mal) größer als der Durchmesser des Atomkerns. [*Anmerkung*: Eine absolute Größe für Atomradien kann man nicht angeben, da nach der Quantenmechanik ein Atom keine definierte Grenze besitzt. Als Atomradius eines Elements definiert man den halben Abstand zwischen den Kernen zweier Atome. Die Radien von Atomen variieren mit den Bindungsverhältnissen.]

23 (E)

24 (B)

25 (B)

Die **Masse von Atomen** ist extrem klein und bewegt sich in der Größenordnung von $\mathbf{10^{-24} \text{ g}}$ bis $\mathbf{10^{-22} \text{ g}}$ ($10^{-27} \text{ kg} - 10^{-25} \text{ kg}$).

Da bei Verwendung der Einheit „Gramm“ sich sehr kleine Zahlenwerte für die Atommassen ergeben, hat man die **relative Atommasseinheit** oder **atomare Masseinheit (u)** als Maßeinheit eingeführt. Sie ist definiert als das Vielfache des zwölften Teils der Masse des *Kohlenstoffisotops* $^{12}_6\text{C}$ im Grundzustand:

$$\begin{aligned} \mathbf{1 \text{ u}} &= 1/12 \text{ der Masse des } ^{12}_6\text{C-Nuklids} \\ &= 1 \text{ g} / \text{Avogadro-Konstante } N_A = 1 \text{ g} / 6,02214076 \cdot 10^{23} \\ &\approx \mathbf{1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \end{aligned}$$

Die relative Masse eines bestimmten Atoms oder Teilchens ergibt sich dann als das Vielfache des zwölften Teils der Masse des Kohlenstoffnuklids $^{12}_6\text{C}$ bzw. als das Vielfache der Atommasseinheit (u). Daraus folgt beispielsweise für die Massen von Elementarteilchen oder Atomen:

- *Elektron*: $m_{e^-} = 0,000549 \text{ u} \cdot 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g} = \mathbf{0,9117 \cdot 10^{-27} \text{ g}}$
- *Proton*: $m_{p^+} = 1,007276 \text{ u} \cdot 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g} = \mathbf{1,6727 \cdot 10^{-24} \text{ g}}$

- Neutron: $m_n = 1,008665 \text{ u} \cdot 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,6750 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
- Kohlenstoff: $m_C = 12,0107 \text{ u} \cdot 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,9945 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
- Uranisotop (^{235}U): $m_{\text{U}235} = 235 \text{ u} \cdot 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 3,9024 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$

26 (A)

27 (A)

28 (C)

29 (E)

30 (D)

31 (B)

32 (C)

33 (B)

Jedes **chemische Element** ist durch die *Anzahl* der *Protonen* in seinem Atomkern *eindeutig* charakterisiert. Diese Zahl wird auch **Kernladungszahl** genannt und links unten an das betreffende Elementsymbol platziert. Sie entspricht ebenso der **Ordnungszahl** des Elements im Periodensystem; in einem neutralen Atom ist die Kernladungszahl gleich der *Elektronenzahl* in der Atomhülle.

- Die Summe aus der Kernladungszahl und der Anzahl an Neutronen wird (relative) **Massenzahl** oder **Nukleonenzahl** genannt. Sie wird links oben an das betreffende Elementsymbol positioniert. Aus der Differenz zwischen Massenzahl und Kernladungszahl ergibt sich die *Anzahl an Neutronen* im Kern.
- Die **Ladung(szahl)** eines Teilchens ergibt sich aus der Differenz der positiven Ladungen der Protonen und der negativen Ladungen der Elektronen. Sie wird rechts oben an das betreffende Elementsymbol geschrieben. Negativ geladene Teilchen bezeichnet man als *Anionen*, positiv geladene als *Kationen*.
- Die **Atomzahl** gibt schließlich an, wie häufig das betreffende Element in einem Teilchen vorkommt. Die Atomzahl wird rechts unten an das Elementsymbol geschrieben.

<i>Massenzahl</i>	<i>Ladung(szahl)</i>
Elementsymbol	
<i>Kernladungszahl</i>	<i>Atomzahl</i>

Zum Beispiel besagt die Angabe $^{14}_6\text{C}$, dass dieses Element:

- ein Kohlenstoffisotop ist,
- in seinem Kern **6** Protonen und **8** Neutronen enthalten sind und sich in seiner Atomhülle **6** Elektronen befinden.

Für das Blei-Isotop $^{206}_{82}\text{Pb}$ lassen sich folgende Aussagen machen:

- Es enthält 82 Protonen (Kernladungszahl) und steht im Periodensystem an Position 82 (Ordnungszahl).
- Bei einer Massenzahl von 206 enthält das Isotop im Atomkern neben 82 Protonen noch 124 Neutronen.
- Als neutrales Bleiatom enthält das Isotop 82 Elektronen. Aber auch ein Blei-Isotop ^{204}Pb enthält in seiner Atomhülle 82 Elektronen.

Für das Fluor-Isotop $^{18}_9\text{F}$ gilt:

- Protonenzahl = Kernladungszahl = Ordnungszahl = 9
- Massenzahl = 18, somit beträgt die atomare Masse 18 u.
- Das Isotop besitzt insgesamt 9 Elektronen, aber in der äußersten Schale (= Valenzschale = L-Schale) befinden sich bei einem Atom der VII. Hauptgruppe (17. IUPAC-Gruppe) nur 7 Elektronen.

34 (A)

35 (E)

36 (B)

37 (C)

38 (C)

39 (D)

Die **Avogadro-Konstante** oder **Avogadro-Zahl** (N_A) ist definiert als Teilchenzahl (N) pro Stoffmenge (n). Sie gibt an wie viele Teilchen in einem Mol vorhanden sind. Die Avogadro-Zahl ergibt sich auch als Quotient aus der *Faraday-Konstanten* (F) und der *Elementarladung* (e). Darüber hinaus kann die Avogadro-Konstante berechnet werden, wenn man die *universelle Gaskonstante* (R) durch die *Boltzmann-Konstante* (k_B) dividiert. Der Zahlenwert der Avogadro-Konstanten beträgt:

$$N_A = N/n = F/e = R/k_B = 6,0022(14076) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

– Die Avogadro-Zahl ist *unabhängig* von der jeweiligen Substanz, der Temperatur sowie dem Druck und dem Volumen.

■ Die **Stoffmenge** (n), die aus $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Atome, Ionen, Moleküle) besteht, wird als **1 Mol** bezeichnet. Das Mol ist eine SI-Basiseinheit (Symbol: **mol**). Somit ist die Stoffmenge über die Avogadro Konstante definiert. Unterschiedliche Stoffe enthalten daher pro Mol die gleiche Anzahl von Teilchen.

■ **1 Mol** eines *idealen Gases* besteht unabhängig seiner chemischen Zusammensetzung aus $6,022 \cdot 10^{23}$ Gasparkeln [Atome (He) oder Moleküle (H_2 , Cl_2 , CO , NO_2)] und besitzt bei $0^\circ C$ und einem Druck von 1013,25 hPa ein Volumen von **22,414 Liter** [**Molvolumen** oder **molares Volumen** (V_m)]. Für reale Gase, Flüssigkeiten und Feststoffe ist dagegen das molare Volumen stoffabhängig.

■ Die Avogadro-Zahl entspricht der Zahl der Wassermoleküle (H_2O) und der Sauerstoffatome (O) in einem Mol Wasser (H_2O). Jedoch sind zwei Mol Wasserstoffatome (H) in einem Mol Wasser enthalten.

■ Die Avogadro-Zahl ist gleich der Zahl der Heliumatome (He) in einem Mol Heliumgas bzw. der Zahl der C-Atome in 12 g (1 Mol) des reinen Nuklids ^{12}C .

40 (B) 41 (D) 42 (A)

■ 18 g (= 1 Mol) Wasser enthalten $6,022 \cdot 10^{23}$ Wassermoleküle. 1 g Wasser sind 0,055 Mol. Folglich enthält 1 g Wasser etwa $6,022 \cdot 10^{23} \cdot 0,055 \approx 3,3 \cdot 10^{22}$ Wassermoleküle.

■ Eine Stoffmenge von $n = 20 \mu\text{mol} = 20 \cdot 10^{-6}$ Mol enthält $6,002 \cdot 10^{23} \cdot 20 \cdot 10^{-6} = 1,2 \cdot 10^{19}$ Teilchen.

■ Eine 0,1 molare NaCl-Lösung enthält insgesamt **$1,2 \cdot 10^{23}$ Ionen** ($0,1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Na^+ -Ionen und $0,1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Cl^- -Ionen).

43 (C)

■ Bei einem Molvolumen von 22,4 L enthalten 11,2 L *Wasserdampf* $\frac{1}{2}$ Mol H_2O -Moleküle. Entsprechend der Reaktionsgleichung [$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$] sind dafür – quantitativer Stoffumsatz vorausgesetzt – **1 g** ($\frac{1}{2}$ Mol) **Wasserstoffmoleküle** (H_2) erforderlich.

44 (D) 45 (D)

■ Eine Methylengruppe (CH_2) hat die molare Masse $M=14$. Entsprechend der Reaktionsgleichung [$CH_2 + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$] werden für das Verbrennen eines Teelichts der Masse $m = 14 = 1$ Mol insgesamt 1,5 Mol an Sauerstoff (O_2) benötigt. Dies entspricht bei einem Molvolumen von 22,4 L einem Volumen von **34 L** Sauerstoff.

■ Beim Verbrennen von 1 Mol (= 14 g) eines Teelichts bildet sich 1 Mol Kohlendioxid (CO_2). Verbrennt man 28 g (= 2 Mol) so entstehen 2 Mol CO_2 , was einem Volumen von circa **44 L** entspricht.

46 (C)

■ 1 Mol eines Gasmischs (bestehend aus Sauerstoff und Stickstoff) besitzt unter Normalbedingungen ein Volumen von 22,41 Liter. $1 \text{ m}^3 = 1000$ Liter des Gasmischs entsprechen dann etwa einer Stoffmenge von: $n = 1000: 22,41 \approx$ **44,6 mol**

- Bei einer *homogenen Katalyse* befinden sich Katalysator und Substrat in derselben Phase. Bei der *heterogenen Katalyse* liegt der Katalysator in einem anderen Aggregatzustand vor als die Reaktanden.
- Bei vielen katalysierten Reaktionen bildet der Katalysator ein *reaktives* (kurzlebiges) *Zwischenprodukt* mit einem der Ausgangsstoffe. Darüber hinaus wird bei heterogenen Katalysen eine Oberflächenwirkung diskutiert.
- Bei einigen Reaktionen entsteht der Katalysator erst während der Reaktion; solche Prozesse verlaufen *autokatalytisch*.
- Eine katalysierte Reaktion folgt meistens einem anderen *Reaktionsmechanismus* als eine nicht katalysierte Reaktion.
- Ein Katalysator geht im Allgemeinen unverändert aus der Reaktion hervor. Daher werden oft nur geringe Mengen an Katalysator benötigt.
- Bei mehrstufigen Reaktionen können Katalysatoren bestimmte Teilschritte *selektiv* beschleunigen.

2 Anorganische Chemie

2.1 Edelgase

2.1.1 Vorkommen, Gewinnung, Reaktivität und Anwendung

1158 (C)

■ Die Edelgase *Xenon* (Xe) und *Krypton* (Kr) bilden Verbindungen mit stark elektronegativen Elementen wie Fluor oder Sauerstoff.

- Edelgase besitzen die höchste *Ionisierungsenergie* aller Elemente einer Periode.
- Unabhängig vom Aggregatzustand liegen alle Edelgase *atomar* vor.
- *Radon* (Rn) ist ein natürlich vorkommendes, radioaktives Edelgas. Es ist ein Produkt des radioaktiven Zerfalls von Radium (Ra).

1159 (B)

■ *Krypton* und *Xenon* sind chemisch *nicht* inert und bilden Verbindungen mit elektronegativen Elementen wie *Fluor* oder *Sauerstoff*.

- *Alle* Edelgase besitzen jeweils das höchste *Ionisierungspotential* ihrer Periode.
- Edelgase lassen sich aufgrund von van-der-Waals-Kräften (Dispersionskräfte) verflüssigen und besitzen folgende Siedepunkte in °C: He (-268,9) < Ne (-246,08) < Ar (-185,8) < Kr (-153,2) < Xe (-108,0) < Rn (-61,8)
- *Alle* Edelgase liegen atomar vor.

1160 (B)

■ Die *Schmelzpunkte* und *Siedepunkte* der Edelgase steigen vom Helium zum Radon hin an.

- Edelgase liegen atomar vor und können technisch aus verflüssigter Luft gewonnen werden.
- Die Reaktivität der Edelgase nimmt vom Helium (He) zum Radon (Rn) hin zu.

1161 (D)

■ *Helium* hat die Elektronenkonfiguration $1s^2$, die übrigen Edelgase besitzen die Konfiguration ns^2np^6 (**Edelgaskonfiguration**), worin n die Hauptquantenzahl der Valenzschale bedeutet.

- Alle Edelgase treten als Bestandteile der Luft auf, wobei *Argon* von allen Edelgasen in der Luft die höchste Konzentration aufweist.
- *Neon*, *Argon*, *Krypton* und *Xenon* werden *technisch* durch fraktionierte Destillation von verflüssigter Luft gewonnen.
- *Argon* (Ar) ist *nicht* brennbar und ist deshalb ein oft verwendetes Schutzgas und Füllgas.

1162 (B)

■ Von den *genannten Stoffen* wird *technisch* nur das Edelgas **Xenon** durch Fraktionierung verflüssigter Luft gewonnen.

1163 (B)

■ Edelgase kommen als Bestandteile der Luft oder als Zerfallsprodukte radioaktiver Prozesse in der Natur vor.

- Edelgase sind *farblos*.
- Edelgase kommen in elementarer Form nur *atomar* vor.
- Die Edelgase *Xenon* und *Krypton* bilden *Verbindungen* mit elektronegativen Elementen wie Fluor oder Sauerstoff. Auch eine erste Verbindung des Elements *Argon* konnte mittlerweile synthetisiert werden.
- Helium (He) hat die *Elektronenkonfiguration* $1s^2$, während die übrigen Edelgase die Konfiguration ns^2np^6 besitzen.

1164 (B)

■ *Argon* (Ar) ist das in Luft am häufigsten vorhandene Edelgas, gefolgt von Neon (Ne).

- Die Edelgase *Neon*, *Argon*, *Krypton* und *Xenon* werden durch fraktionierte Destillation verflüssigter Luft gewonnen.
- *Helium* besitzt den tiefsten Schmelzpunkt und Siedepunkt aller bekannten Stoffe und zeigt bei sehr tiefen Temperaturen das Phänomen der *Suprafluidität*.
- Edelgase können in das Gitter von Eis oder einigen anderen Stoffen wie z.B. Hydrochinon eingeschlossen werden. Es sind sog. *Clathrate* (Einschlussverbindungen), bei denen das Edelgas physikalisch in den umgebenden Feststoff eingelagert ist.
- Vom *Xenon* wurden die ersten stabilen Edelgasverbindungen (Fluoride, Oxide, Oxidfluoride) hergestellt.

1165 (B)

■ Von den genannten Elementen bildet nur *Helium* (He) keine isolierbaren Verbindungen mit anderen Elementen.

1166 (C)

■ **Helium** (He) ist das dritthäufigste Edelgas in der Luft; es wird technisch aber aus bestimmten *Erdgasen* als Folgeprodukt radioaktiver Zerfallsvorgänge (α -Zerfall) gewonnen.

- Helium hat den niedrigsten *Siedepunkt* aller bekannten Stoffe und zeigt bei sehr tiefen Temperaturen das Phänomen der *Suprafluidität*.
- Vom Helium sind bisher *keine stabilen* chemischen Verbindungen isoliert worden. Helium zeigt die größte bekannte Reaktionsträgheit.

1167 (D)

1168 (B)

■ **Argon** (Ar) ist das in Luft am häufigsten vorkommende Edelgas und wird vor allem als Schutzgas verwendet, da es *nicht* brennbar ist.

- Vom Argon ist bisher nur ein *Argonfluorohydrid* (HArF) hergestellt worden, das sich bei 27 K zersetzt. Argon besitzt die höchste 1. Ionisierungsenergie seiner Periode.
- Über die Elektronegativität von Argon sind keine Angaben zu machen. Argon (-185,8 °C) besitzt einen höheren Siedepunkt als Helium (-268,9 °C).

1169 (E) 1170 (E) 1171 (E)

■ **Xenon** (Xe) bildet stabile, kovalente Verbindungen mit den elektronegativen Elementen Fluor und Sauerstoff. Xenonfluoride sind wirksame Fluorierungsmittel und *Xenontetrafluorid* (XeF_4) ist ein starkes Oxidationsmittel.

- Xenon liegt atomar vor und steht im Periodensystem der Elemente (PSE) in der 5. Periode und 8. Hauptgruppe (18. IUPAC-Gruppe). Das Element hat deshalb die Elektronenkonfiguration: $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$
- Xenon ($-108,0\text{ }^\circ\text{C}$) besitzt einen höheren *Siedepunkt* als Helium ($-268,9\text{ }^\circ\text{C}$).
- Xenon wird als Nebenprodukt bei der fraktionierten Destillation verflüssigter Luft gewonnen und ist *nicht* brennbar.

1172 (A)

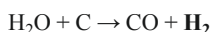
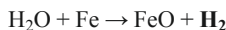
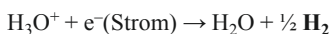
■ Von den genannten Gasen und Dämpfen sind nur *Heliumgas* und *Wasserstoffgas* leichter als Luft.

2.2 Wasserstoff

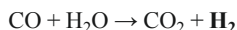
2.2.1 Gewinnung und Bildung von Wasserstoff

1173 (E) 1174 (B) 1175 (D) 1176 (A) 1177 (B) 1178 (A)
 1179 (E) 1180 (E) 1181 (D)

■ *Technisch* gewinnt man **Wasserstoff** (H_2) aus *Wasser* durch Elektrolyse (*kathodische Reduktion*) oder durch Reduktion mit einem unedlen Metall wie Eisen bzw. durch Reduktion mit Kohle bei höheren Temperaturen.

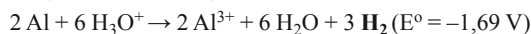
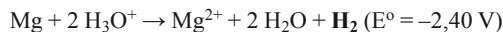


- Das im letztgenannten Verfahren gebildete Kohlenmonoxid (CO) kann mit weiterem *Wasserdampf* zu Kohlendioxid (CO_2) und Wasserstoff (H_2) oxidiert werden:



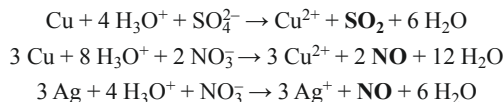
- Im *Laboratorium* gewinnt man Wasserstoff durch Behandeln einer Säure, von Wasser oder einer Lauge mit einem Metall.

■ **Metall + Säure:** Alle *unedlen Metalle* [z.B. *Magnesium* (Mg), *Aluminium* (Al), *Zink* (Zn), *Eisen* (Fe), *Zinn* (Sn)] mit einen negativen Normalpotential ($E^\circ < 0$) sollten – sofern keine Redoxhemmung vorliegt – aus einer nichtoxidierenden Säure wie Salzsäure oder Essigsäure Wasserstoff freisetzen:

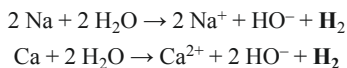


- Einige Metalle [*Nickel* (Ni), *Chrom* (Cr), *Blei* (Pb), *Aluminium* (Al)] reagieren mit Säuren infolge *Passivierung* ihrer Oberfläche nur langsam. Zum Beispiel ist *Blei* in Schwefelsäure, Flusssäure oder Salzsäure durch Ausbildung von Schutzschichten (PbSO_4 , PbF_2 , PbCl_2) unlöslich. *Eisen* (Fe) und *Chrom* (Cr) bilden mit konzentrierter Salpetersäure (HNO_3) eine oxidische Schutzschicht.

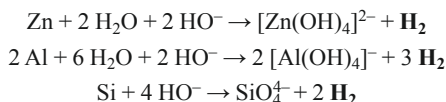
- *Edlere Metalle* [*Antimon* (Sb), *Kupfer* (Cu), *Quecksilber* (Hg), *Silber* (Ag), *Gold* (Au)] entwickeln in Säuren *keinen* Wasserstoff, sind also in nichtoxidierenden Säuren unlöslich; sie lösen sich zum Teil aber in oxidierenden Säuren wie Schwefelsäure (H₂SO₄) oder Salpetersäure (HNO₃), jedoch *nicht* unter Bildung von Wasserstoff:



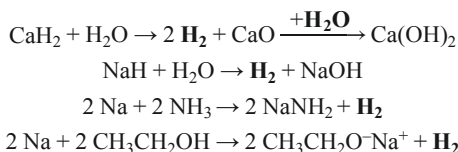
■ **Metall + Wasser:** In neutralem Wasser (pH = 7) beträgt das Normalpotential der Wasserstoffelektrode ($E^\circ = -0,06 \cdot \text{pH} = -0,42 \text{ V}$), so dass Metalle mit negativerem Normalpotential ($E^\circ < -0,42 \text{ V}$) wie Alkalielemente und Erdalkalimetalle aus Wasser Wasserstoff freisetzen:



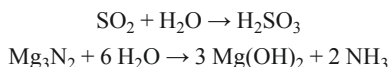
■ **Metall + Lauge:** Einige Metalle und Halbmetalle wie *Aluminium* (Al), *Zink* (Zn) oder *Silicium* (Si) lösen sich in starken Laugen unter Wasserstoffentwicklung:



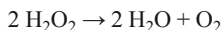
■ Wasserstoff kann auch durch *Hydrolyse salzartiger Hydride* (Me^+H^-) oder durch Zersetzung der Lösungen von *Alkalimetallen in flüssigem Ammoniak* bzw. in *Alkoholen* hergestellt werden:



■ Die Reaktion von *Schwefeldioxid* (SO₂) oder *Magnesiumnitrid* (Mg₃N₂) mit Wasser sind *Hydrolysen* und führen *nicht* zur Bildung von Wasserstoff. Als Hydrolysen bezeichnet man ganz allgemein Reaktionen (Bindungsspaltungen) mit Wasser:



- Wasserstoffperoxid zerfällt unter Fe(III)-Katalyse spontan in Wasser und Sauerstoff:



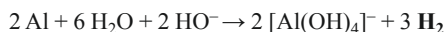
1182 (D)

■ *Silberamalgam* ist eine Legierung aus Silber und Quecksilber. Beide Metalle besitzen ein positives Normalpotential, sodass sie aus Wasser keinen Wasserstoff freisetzen.

■ *Kupfer* als edleres Metall mit positivem Normalpotential ($E^\circ = +0,35 \text{ V}$) setzt aus nichtoxidierenden Säuren wie Salzsäure *keinen* Wasserstoff frei.

■ *Eisenspäne* (Fe) lösen sich *nicht* in konzentrierter Salpetersäure, da sie sich mit einer oxidischen Schutzschicht überziehen.

■ Beim Behandeln einer Ni-Al-Legierung (*Raney-Legierung*) mit wässriger Natriumhydroxid-Lösung entsteht Wasserstoff:



■ Bei der Elektrolyse von angesäuertem Wasser entsteht Wasserstoff an der Kathode (*kathodische Reduktion*).

1183 (B)

■ Die Bildung von molekularem Wasserstoff aus zwei Wasserstoffatomen ist ein *exothermer* Vorgang. Das Wasserstoffmolekül ist um **436 kJ·mol⁻¹** energieärmer als zwei getrennte H-Atome.

■ Die Stabilität der H-H-Bindung manifestiert sich bei der H₂-Bildung in der freiwerdenden Bindungsenergie, die daraus resultiert, dass das doppelt besetzte bindende σ -MO ($\uparrow\downarrow$) im H₂-Molekül um 218 kJ·mol⁻¹ energetisch günstiger ist als das einfach besetzte AO (\uparrow) eines H-Atoms. Das Energieniveau des bindenden MO im H₂-Molekül ist niedriger als das 1s-Energieniveau im Wasserstoffatom.

■ Bei der H₂-Bildung werden aus paramagnetischen H-Atomen mit einfach besetzten AO diamagnetische Wasserstoffmoleküle (H₂) mit doppelt besetztem bindendem MO.

■ Auch für Molekülorbitale (MO) gilt das Pauli-Prinzip. Ein MO kann maximal mit zwei Elektronen antiparallelen Spins besetzt werden.

1184 (D)

1185 (C)

■ **Atomarer** (naszierender) **Wasserstoff (H[•])** ist ein starkes Reduktionsmittel. Atomarer Wasserstoff ist paramagnetisch (einzelnes Elektron).

■ Atomarer Wasserstoff kann unter Energieaufwand (bei hohen Temperaturen, bei Bestrahlung mit kurzwelligem Licht oder an der Oberfläche von fein verteiltem Platin) aus molekularem Wasserstoff (H₂) gewonnen werden.

■ Atomarer Wasserstoff reagiert mit Arsen oder Antimon zu *Arsin* (AsH₃) bzw. *Stibin* (SbH₃).

■ Die *Rekombination* von atomarem Wasserstoff zu molekularem Wasserstoff erfolgt stark *exotherm* ($\Delta H < 0$); die freiwerdende Bindungsenergie kann dabei zu erneutem Zerfall des H₂-Moleküls führen.

2.2.2 Wasserstoffisotope

1186 (E)

■ Wasserstoff (H₂) und Deuterium (D₂) unterscheiden sich in:

- ihren *relativen Molekülmassen* und in ihren *physikalischen Eigenschaften* (wie z.B. Schmelzpunkt und Siedepunkt). Deuterium schmilzt und siedet bei tieferen Temperaturen als Wasserstoff.
- der *Bindungsenergie* der σ -Einfachbindung: H₂ – 436,0 kJ·mol⁻¹; D₂ – 443,3 kJ·mol⁻¹
- ihren jeweiligen *Reaktionsgeschwindigkeiten* z.B. bei Reaktionen mit Sauerstoff (Knallgasreaktion) oder mit Chlor (Chlorknallgasreaktion). Im Allgemeinen ist die Reaktionsgeschwindigkeit von Deuterium geringer als die von Wasserstoff (*kinetischer Isotopeneffekt*).

1187 (D)

■ Zur homolytischen Spaltung des Wasserstoffmoleküls (H₂) in zwei Wasserstoffatome wird eine Dissoziationsenergie von 436 kJ·mol⁻¹ benötigt. Die gebildeten Wasserstoffatome besitzen nur ein einzelnes Elektron und sind daher paramagnetisch.

■ *Deuterium* (D) ist ein nicht radioaktives Wasserstoffisotop. Hingegen ist das H-Isotop Tritium (T) radioaktiv (β -Strahler).

■ *Deuteriumoxid* [„Schweres Wasser“] (D₂O) wird in Schwerwasserreaktoren als Kühlmittel verwendet.

1188 (C)

- Der Atomkern des ${}^1\text{H}$ besteht nur aus einem Proton. Er enthält kein Neutron.
- Die unterschiedlichen physikalischen und chemischen Eigenschaften der Wasserstoffisotope können mit deren großen prozentualen Massenunterschieden erklärt werden.
- Die Reaktionsgeschwindigkeiten deuterierter Verbindungen sind meistens geringer als die entsprechender Wasserstoffverbindungen.
- Deuterium-markierte und Tritium-markierte Wasserstoffverbindungen finden breite Anwendung bei der Aufklärung chemischer Reaktionsmechanismen.

1189 (C)

- Vom Wasserstoff existieren die drei Isotope: Wasserstoff (${}^1\text{H}$) – Deuterium (${}^2\text{H} \equiv \text{D}$) und Tritium (${}^3\text{H} \equiv \text{T}$).
- Als neutrale Isotope besitzen sie alle die gleiche Protonenzahl (1) und die gleiche Elektronenzahl (1). Sie unterscheiden sich jedoch in ihren Massenzahlen und somit in ihren Neutronenzahlen. Die Neutronenzahl der Isotope ergibt sich als Differenz von Massenzahl und Protonenzahl (= Ordnungszahl).

1190 (D)

1191 (A)

- **Deuterium** (D_2) lässt sich durch *Elektrolyse von Wasser* gewinnen, weil dabei Wasser (H_2O) an der Kathode schneller zu H_2 reduziert als Deuteriumoxid (D_2O) zu D_2 . D_2O reichert sich im Rückstand an und kann anschließend zu Deuterium reduziert werden.
- Deuterium ist reaktionsträger als Wasserstoff, weil die *X-D-Bindungen* ($X =$ irgendein Element) in der Regel *stabiler* sind als die analogen X-H-Bindungen.
- Deuterium (D_2) kann wie Deuteriumoxid (D_2O) zur Herstellung *deuterierter Verbindungen* dienen.
- Das Deuteriumatom (D) besitzt die gleiche Elektronenkonfiguration ($1s^1$) wie das Wasserstoffatom (H).

1192 (E)

- Deuterium ist ein nicht-radioaktives Wasserstoffisotop.
- Der Schmelzpunkt von Deuterium (D_2) [Schmp.: $-254,4\text{ °C}$] ist niedriger als der von Wasserstoff (H_2) [Schmp.: $-259,3\text{ °C}$].
- Im Allgemeinen ist die Reaktionsgeschwindigkeit von Deuterium z.B. bei der Umsetzung mit Chlor (Chlorknallgasreaktion) geringer als die von Wasserstoff (*kinetischer Isotopeneffekt*).

1193 (B)

- **Tritium** (${}^3\text{H} \equiv \text{T}$) ist radioaktiv und wandelt sich unter β^- -Strahlung in Helium um:
 ${}^3\text{H} \rightarrow {}^3\text{He} + e^- (\beta^-)$

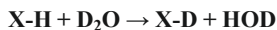
1194 (C)

1195 (E)

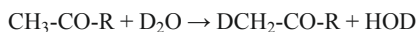
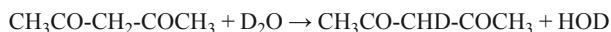
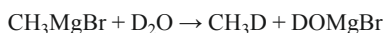
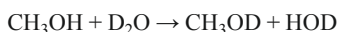
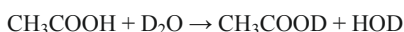
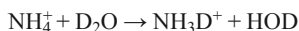
- „**Schweres Wasser**“ (*Deuteriumoxid*) hat die Summenformel D_2O . Es ist nicht radioaktiv. Es wird in NMR-Experimenten (*Isotopenaustauschreaktionen*) zur Erkennung austauschbarer Protonen eingesetzt. Ferner dient es als Kühlmittel in Schwerwasserreaktoren.
- Deuteriumoxid ist eine deutlich schwächere Säure als Wasser. Das *Ionenprodukt* von D_2O ($0,195 \cdot 10^{-14}$) ist bei Raumtemperatur etwa fünfmal kleiner als das von H_2O ($1,01 \cdot 10^{-14}$).
- Schweres Wasser kann durch Elektrolyse von Wasser angereichert werden.
- Der *Siedepunkt* von D_2O [Sdp.: $101,4\text{ °C}$] liegt geringfügig höher als der von H_2O [Sdp.: 100 °C].
- Auch ist die *Dichte* von D_2O [$1,1053\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$] größer als die von H_2O [$0,9999\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$].

1196 (C) 1197 (B)

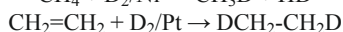
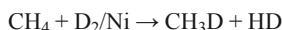
Die erhöhte Stabilität von Bindungen des Deuteriums an andere Elemente (X) im Vergleich zur X-H-Bindung nutzt man in **Isotopenaustauschreaktionen** mit Verbindungen, die einen *beweglichen Wasserstoff* enthalten.



- So lässt sich z.B. ein acides H-Atom im Ammoniak, Aminen, Ammoniumsalzen, Alkoholen, Carbonsäuren oder in der α -Position von Carbonylverbindungen relativ leicht gegen Deuterium austauschen; dies gelingt jedoch *nicht* mit unpolaren Stoffen wie Alkanen. Einige der Austauschreaktionen lassen sich durch folgende Formelgleichungen beschreiben:



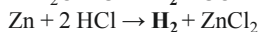
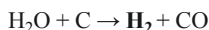
- Dagegen sind die H-Atome in Alkylgruppen kinetisch inert und werden nicht mit D_2O gegen D-Atome ausgetauscht. Dies gelingt erst, wenn man die betreffende Verbindung mit D_2 in Gegenwart eines Übergangsmetallkatalysators umsetzt:



2.2.3 Eigenschaften und Reaktionen von Wasserstoff

1198 (E) 1199 (D)

- Wasserstoff ist das im Weltall (kosmisch) häufigste Element.
- Wasserstoff kann *technisch* durch Reduktion von Wasser mit Kohle oder aus einer Säure durch Reduktion mit einem unedlen Metall wie Zink gewonnen werden:



- Als Folge der relativ großen *Bindungsenthalpie* ($-436 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) ist *molekularer Wasserstoff* (H-H) ziemlich *reaktionsträge*; aus dem gleichen Grund ist das Wasserstoffmolekül auch nur eine extrem schwache Brönsted-Säure (Protonendonator).
- Die *Reaktionsgeschwindigkeit* von Deuterium (${}^2\text{H}$) anderen Elementen oder Verbindungen gegenüber ist deutlich geringer als die von Wasserstoff (${}^1\text{H}$). Deuterium ist somit reaktionsträger als Wasserstoff.
- Wasserstoff (Oxidationszahl 0) vermag sowohl als *Reduktionsmittel* wie auch als *Oxidationsmittel* zu wirken und tritt demzufolge in den weiteren Oxidationszahlen -1 (-I) und $+1$ (+I) auf.

1200 (C)

- Wasserstoff kann als Anion (H^-) und als Kation (H^+) auftreten.
- Der Atomkern des Wasserstoffisotops ${}^1\text{H}$ besteht nur aus einem Proton.
- *Natriumhydrid* (NaH) und *Calciumhydrid* (CaH_2) sind *salzartige* Verbindungen, die das Hydrid-Ion (H^-) enthalten.
- Neben ${}^1\text{H}$ existieren noch die Isotope ${}^2\text{H}$ (Deuterium) und ${}^3\text{H}$ (Tritium).

1201 (C)

- Im **Orthowasserstoff** (o-H₂) besitzen die beiden Protonen (Nukleonen) einen *parallelen Kernspin* (↑↑).
- Im **Parawasserstoff** (p-H₂) besitzen die beiden Protonen (Nukleonen) einen *antiparallelen Kernspin* (↑↓).

1202 (E)

1203 (B)

- **Knallgas** ist ein Gemisch aus Sauerstoff (O₂) und Wasserstoff (H₂), das bei Raumtemperatur *metastabil* (kinetisch inert) ist. Daher kann – ohne Katalysator – das Knallgasgemisch aufgrund der extrem langsamen Reaktionsgeschwindigkeit problemlos bei Zimmertemperatur aufbewahrt werden.
- Als *Knallgasreaktion* bezeichnet man die Bildung von Wasser aus den Elementen Wasserstoff (H₂) und Sauerstoff (O₂). Die Reaktion besitzt eine sehr hohe Aktivierungsenergie, was die geringe Reaktionsgeschwindigkeit erklärt, und verläuft unter Beteiligung von Radikalen (atomarer Wasserstoff H•). Die Knallgasreaktion kann durch energiereiche UV-Strahlung ausgelöst werden.
- **Palladium** (Pd) zeichnet sich durch seine Fähigkeit aus, große Mengen an Wasserstoff einzulagern. Das Metall absorbiert etwa das Tausendfache seines eigenen Volumens an H₂, was wegen der hohen Atommasse von Pd für das Einlagerungshydrid eine Zusammensetzung von **PdH_{0,8}** ergibt.
- Beim Erhitzen mit Wasserstoff geht Lithium in *Lithiumhydrid* (Li⁺H⁻) über.
- *Wassergas* ist ein Gemisch aus Kohlenmonoxid (CO) und Wasserstoff (H₂).

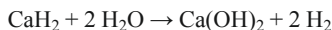
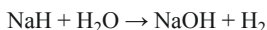
2.2.4 Wasserstoffverbindungen

1204 (E)

- In *kovalenten Elementwasserstoffverbindungen X-H*
- kann der Wasserstoff positiv polarisiert (δ⁺) sein und dann als Oxidationsmittel wirken, oder der Wasserstoff kann negativ polarisiert (δ⁻) sein und dann als Reduktionsmittel wirken.
- können wie in den Borwasserstoffen Elektronenmangelstrukturen vorliegen.

1205 (E)

- Wasserstoff bildet mit den Elementen der 1. und 2. Hauptgruppe *salzartige Hydride*, die mit Wasser wieder zu Wasserstoff (H₂) reagieren:



- Mit den Elementen der 3. bis 7. Hauptgruppe bildet Wasserstoff *kovalente Hydride* [Ammoniak (NH₃), Chlorwasserstoff (HCl) u.a.].
- *Komplexe Hydride* wie *Lithiumaluminiumhydrid* (LiAlH₄) oder *Natriumborhydrid* (NaBH₄) sind starke *Reduktionsmittel*, die in der organischen Chemie zur Reduktion von Aldehyden, Ketonen oder von Carbonsäureestern zu Alkoholen eingesetzt werden.
- *Natriumborhydrid* (NaBH₄) löst sich als salzartiger Stoff in Wasser und solche wässrigen Lösungen sind relativ stabil; demgegenüber hydrolysiert *Lithiumaluminiumhydrid* (LiAlH₄) sehr rasch und z.T. explosionsartig mit Wasser:



1206 (C)

Die *Stabilität* (Beständigkeit) der Hydride der 5. Hauptgruppe (15. IUPAC-Gruppe) nimmt von oben nach unten ab: $\text{NH}_3 > \text{PH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{SbH}_3 > \text{BiH}_3$

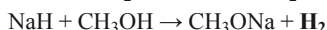
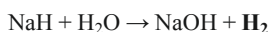
1207 (E)

Bei den Wasserstoffverbindungen der 2. Periode treten unterschiedliche Bindungstypen auf: *Lithiumhydrid* (Li^+H^-) ist salzartig aufgebaut, im polymeren *Berylliumhydrid* (BeH_2) und im *Diboran* (B_2H_6) liegen Zweielektronen-Dreizentrenbindungen vor. *Methan* (CH_4), *Ammoniak* (NH_3), *Wasser* (H_2O) und *Fluorwasserstoff* (HF) sind kovalent gebaute Hydride.

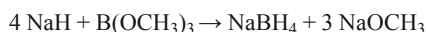
1208 (C)

Natriumhydrid (Na^+H^-) ist ein salzartiges Hydrid, das in einem Ionengitter kristallisiert, das stark dem NaCl-Gitter ähnelt.

- Es wird technisch bei 250-300 °C durch Überleiten von Wasserstoffgas über eine Natriumschmelze hergestellt. Wasser und Sauerstoff müssen ausgeschlossen werden.
- Das Hydrid-Ion (H^-) [$\text{p}K_{\text{b}} = -24,60$] ist eine stärkere Base als das Hydroxid-Ion (HO^-) [$\text{p}K_{\text{b}} = -1,74$]. Daher reagiert Natriumhydrid heftig mit Wasser unter Bildung von Natriumhydroxid und molekularem Wasserstoff und deprotoniert Alkohole zu Alkoholaten und Wasserstoff.



- *Natriumborhydrid* [Natriumtetrahydridoborat, Natriumboratan] (NaBH_4) wird aus Natriumhydrid (NaH) und Borsäuretrimethylester (Trimethylborat) [$\text{B}(\text{OCH}_3)_3$] hergestellt.



1209 (C)

1210 (A)

1211 (C)

In *Calciumhydrid* (CaH_2), *Diboran* (B_2H_6), *Monosilan* (SiH_4) sowie den komplexen Hydriden *Natriumboratan* (NaBH_4) und *Lithiumalanat* (LiAlH_4) ist der Wasserstoff elektronegativer als sein Bindungspartner und besitzt Hydrid-Charakter (Oxidationszahl: -1).

1212 (A)

Calciumhydrid (CaH_2) ist ein *salzartiges* Hydrid; somit ist in dieser Verbindung der ionische Charakter am stärksten ausgeprägt.

1213 (D)

1214 (D)

In den salzartigen Alkalihydriden [*Lithiumhydrid* (LiH), *Natriumhydrid* (NaH)], im *Diboran* (B_2H_6), *Monosilan* (SiH_4) und im komplexen Hydrid *Lithiumalanat* (LiAlH_4) ist der Wasserstoff elektronegativer als sein Bindungspartner.

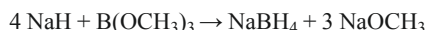
1215 (A)

Die Wasserstoffverbindungen von Elementen der 4. Hauptgruppe (14. IUPAC-Gruppe) lassen sich in folgende Reihe nach steigendem *Siedepunkten* ordnen: $\text{CH}_4 (-161,5 \text{ °C}) < \text{SiH}_4 (-111,7 \text{ °C}) < \text{GeH}_4 (-88,5 \text{ °C}) < \text{SnH}_4 (-52 \text{ °C})$

1216 (B)

■ Komplexe Hydride wie *Natriumtetrahydridoborat* [Natriumborhydrid] (NaBH_4) eignen sich zur Reduktion von Ketonen ($\text{R}_2\text{C}=\text{O}$) zu sekundären Alkoholen ($\text{R}_2\text{CH}-\text{OH}$).

- Das Boranat-Anion (BH_4^-) ist tetraedrisch gebaut. Das Ion ist mit 10 Elektronen isoelektronisch zu Methan (CH_4).
- Im Gegensatz zu Lithiumalanat (LiAlH_4) zersetzt sich Natriumtetraboranat (NaBH_4) nur langsam in Wasser oder Alkoholen wie z.B. Methanol und kann deshalb für Reduktionsreaktionen in wässriger Lösung eingesetzt werden.
- Natriumborhydrid (NaBH_4) kann durch Umsetzung von Natriumhydrid (NaH) mit Trimethylborat (Borsäuretrimethylester) [$\text{B}(\text{OCH}_3)_3$] dargestellt werden.



1217 (C) 1218 (B)

■ *Alkaliborane* wie *Natriumborhydrid* (NaBH_4) und *Alkalialanate* wie *Lithiumaluminiumhydrid* (LiAlH_4) bezeichnet man auch als *komplexe Hydride*. Sie werden in der organischen Chemie als Reduktionsmittel eingesetzt.

■ Während *Lithiumaluminiumhydrid* (LiAlH_4) durch Wasser in heftiger Reaktion zersetzt wird, ist *Natriumborhydrid* (NaBH_4) für Reduktionen in wässrigem Medium geeignet.



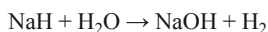
■ Lithiumaluminiumhydrid (Lithiumalanat) wird technisch aus Aluminiumchlorid (AlCl_3) und Lithiumhydrid (LiH) hergestellt. Lithiumalanat ist in Diethylether löslich.



■ Bei der *Schmelzelektrolyse* salzartiger Hydride (LiH , NaH , CaH_2) entsteht Wasserstoff (H_2) an der Anode [*anodische Oxidation* des Hydrid-Ions (H^-)].

■ Das Hydrid-Ion (H^-) ist *isoster* (isoelektronisch) zum Li^+ -Ion; beide Ionen besitzen die Elektronenkonfiguration $1s^2$.

■ Bei der Reaktion von *Natriumhydrid* (Na^+H^-) mit Wasser entsteht durch die Bildung von Natriumhydroxid eine *alkalische* Lösung.



1219 (C)

■ *Natriumboranat* (NaBH_4) ist in Wasser recht stabil und kann für die Reduktion von Substraten in *wässriger Lösung* herangezogen werden. Dagegen reagieren *Methylithium* (CH_3Li), *Lithiumalanat* (LiAlH_4) und *Calciumcarbid* (CaC_2) spontan mit Wasser unter Bildung von *gasförmigen* Produkten (*Methan* [CH_4], *Wasserstoff* [H_2] bzw. *Ethin* (Acetylen) [$\text{HC}\equiv\text{CH}$]):

