

9.1

Welche subatomaren Teilchen kennst du?

Leite die Zahl der in einem Elementatom enthaltenen Bausteine aus dem PSE ab.

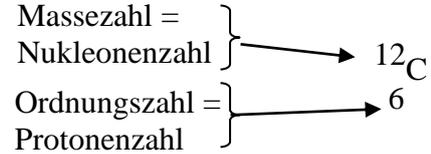
Was bedeuten die Zahlen am Elementsymbol im PSE?

Was sind Isotope und welche Bedeutung haben sie in der Praxis des Chemikers?

Ein Atom besteht aus verschiedenen Bausteinen. Positiv geladene **Protonen** und ungeladene, nahezu massegleiche **Neutronen** bilden den Kern eines Atoms. Zusammen werden sie als Nukleonen bezeichnet. Die Hülle wird von den negativ geladenen, fast masselosen **Elektronen** aufgebaut.

Atome des gleichen Elements, die sich in ihrer Neutronenzahl unterscheiden, werden als **isotope** Atome oder kurz **Isotope** bezeichnet. Ihr chemisches Verhalten ist völlig gleich.

Aus dem Anteil der Isotope eines Elements in seinem natürlichen Vorkommen wird die relative Atommasse im PSE berechnet.



Ein Element ist durch die Zahl seiner Protonen im Kern bestimmt.

9.2

Beschreibe, wie die Elektronen in einem Atom angeordnet sind.

Wie hängen die chemischen Eigenschaften eines Elements mit dessen Atomhülle zusammen?

Wie kann man die Energie eines Elektrons abschätzen?

Die Elektronen sind in der Atomhülle auf **Energieniveaus** angeordnet, die sich in *unterschiedlichem Abstand* zum Kern befinden.

Auf einem Energieniveau haben max.  $2n^2$  Elektronen Platz.

Die Elektronen auf dem höchsten besetzten Energieniveau werden als **Valenzelektronen** bezeichnet. Sie bestimmen im Wesentlichen die charakteristischen Eigenschaften eines Elements.

Bei vereinfachter Betrachtung gilt: Je weiter ein Elektron vom Kern entfernt ist, desto größer ist seine Energie.

9.3

Erläutere den Aufbau des PSE und die Edelgasregel.

Im **PSE** sind alle Elemente nach **zunehmender Protonenzahl** und ihrer **Elektronenkonfiguration** (= Bau der Atomhülle) geordnet. Aufgrund einer Periodizität in der Konfiguration entstehen waagrechte **Perioden** und senkrechte **Gruppen**. In den Gruppen sind Elemente mit ähnlichen chem. Eigenschaften zu finden.

Edelgasatome (außer Helium) besitzen 8 Valenzelektronen (**Edelgaskonfiguration**). Diese energetisch günstige Elektronenverteilung macht die Atome **stabil** und somit reaktionsträge.

Bei chemischen Reaktionen mit Elektronenübertragung werden i.d.R. so viele Elektronen von den Reaktionspartnern abgegeben (*Metalle, im PSE links unten*) bzw. aufgenommen (*Nichtmetalle, im PSE rechts oben*), dass die Atome der beteiligten Elemente die Edelgaskonfiguration erreichen (**Edelgasregel**).

9.4

Erläutere folgende Begriffe am Beispiel der vorgegebenen Reaktion.



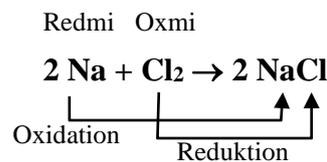
**Reduktion**

**Oxidation**

**Oxidationsmittel**

**Reduktionsmittel**

**Redoxreaktion**



Eine (Teil)reaktion, bei welcher ein Element Elektronen abgibt, bezeichnet man als **Oxidation**.

**hier:**  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$

Eine (Teil)reaktion, bei welcher ein Element Elektronen aufnimmt, bezeichnet man als **Reduktion**.

**hier:**  $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$

Stoffe, die Elektronen von einem Reaktionspartner aufnehmen, sind **Oxidationsmittel = Elektronenakzeptoren**.

Stoffe, die Elektronen an einen Reaktionspartner abgeben sind **Reduktionsmittel = Elektronendonatoren**.

Bei einer **Redoxreaktion** laufen Reduktion und Oxidation gekoppelt ab.

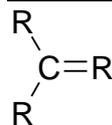
<p>9.5</p> <p><b>Was ist ein Orbital?</b></p>	<p>Die Orbitale sind die Aufenthaltsräume der Elektronen. Ihre Gestalt ist unterschiedlich.</p> <p>Bsp.:</p> <p>Kugelform </p> <p>In einem Orbital haben maximal 2 e<sup>-</sup> Platz.</p>
<p>9.6</p> <p><b>Was ist ein Molekül?</b></p> <p><b>Benenne und beschreibe den Bindungstyp, der in Molekülen vorliegt.</b></p> <p><b>Wie nennt man die Formeln von Molekülverbindungen und welche Aussagekraft haben diese Formeln?</b></p>	<p><b>Moleküle</b> sind Teilchen, die aus zwei oder mehr Nichtmetallatomen bestehen.</p> <p>Jedes Atom im Molekül steuert ein Valenzelektron zur Bindung bei. Daher spricht man von einer <b>kovalenten Bindung</b>. Die Atome werden dabei durch mindestens ein <b>bindendes Elektronenpaar</b> zusammengehalten.</p> <p>Die konkrete Zahl der jeweiligen Elementatome wird durch die <b>Molekülformel</b> (= Summenformel) wiedergegeben.</p>
<p>9.7</p> <p><b>Wie kann man den räumlichen Bau eines Moleküls ableiten?</b></p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Aufstellen der Valenzstrich-Formel</li> <li>2. Abzählen der EP (= Elektronenpaare), die das zentrale Atom umgeben; auch freie EP berücksichtigen.</li> <li>3. Die Zahl der EP bestimmt den räumlichen Bau.</li> <li>4. Freie EP beanspruchen größeren Raum als bindende EP ⇒ der Winkel zwischen den bindenden EP wird verkleinert.</li> <li>5. Mehrfachbindungen werden näherungsweise wie Einfachbindungen betrachtet.</li> <li>6. Freie Elektronenpaare werden bei der Benennung der Raumstruktur nicht berücksichtigt.</li> </ol>
<p>9.8</p> <p><b>Homologe Reihe der Alkane bis zu einer Kette von 12 C-Atomen</b></p> <p><b>Nomenklaturregeln für einfache verzweigte Alkane</b></p>	<p>Methan Ethan Propan Butan Pentan Hexan Heptan Oktan Nonan Dekan Undekan</p> <p>Nomenklatur siehe Heft.</p>

9.9

### Benennung und räumlicher Bau von Molekülen mit C-C-Mehrfachbindung

**Ungesättigte Kwst.** haben Mehrfachbindungen: Stoffe mit C-C-Doppelbindungen gehören der Stoffklasse der **Alkene** an.

Räumlicher Bau:



trigonal planar, Bindungswinkel 120°

Stoffe mit C-C-Dreifachbindungen gehören der Stoffklasse der **Alkine** an.

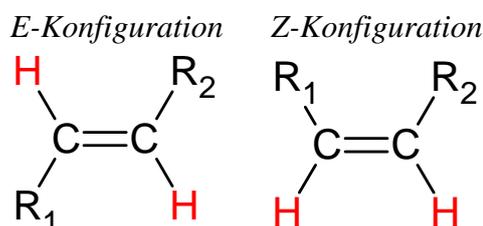
Räumlicher Bau:



9.10

### Erkläre an einem Beispiel, was man unter der E/Z-Isomere bei Alkenen versteht.

Bei Alkenen tritt die **E/Z-Isomerie** auf. Dabei wird (in einfachen Fällen) nach der Position der H-Atome unterschieden (**E**ntgegengesetzt bzw. **Z**usammen):



9.11

### Gib die Stoffklassen und die zugehörigen funktionellen Gruppen der sauerstoffhaltigen organischen Verbindungen an. Stelle das entscheidende Merkmal als Strukturformel (ohne freie EP) dar.

Funktionelle Gruppe

Stoffklasse

Hydroxygruppe



Alkohol

endständige Carbonylgruppe



Aldehyd

Carbonylgruppe im Molekül



Keton

Carboxygruppe



Carbonsäure

Nomenklatur siehe Heft.

9.12

### Definiere den Begriff Elektronegativität.

### Nennen die vier elektronegativsten Elemente.

### Erkläre das Zustandekommen von Dipol-Dipol-Wechselwirkungen.

Die **Elektronegativität** ist das Vermögen eines Atoms, das bindende Elektronenpaar innerhalb einer Atombindung an sich zu ziehen. Die elektronegativsten Elemente sind **F, O, N und Cl**.

Moleküle aus Atomen mit **unterschiedlicher Elektronegativität**, deren **Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen** sind **Dipole**. Solche Dipolmoleküle verhalten sich ähnlich wie „Stabmagneten“, d.h. sie richten sich aneinander aus und ziehen sich gegenseitig an (= Dipol-Dipol-Ww).

<p>9.13</p> <p><b>Was sind die Voraussetzungen für das Zustandekommen von Wasserstoffbrücken-Wechselwirkungen?</b></p>	<p>Voraussetzungen: Wasserstoffatom, gebunden an ein sehr stark elektro-negatives Atom X (X = F, O oder N). Das Atom X muss <b>mindestens ein freies EP</b> besitzen.</p> <p>Wasserstoffbrücken-Ww sind die stärksten zwi-schenmolekularen Kräfte.</p>
<p>9.14</p> <p><b>Erkläre wie die Löslichkeit und die (Schmelz-) und Siedetemperatur eines Stoffes abgeschätzt werden können.</b></p>	<p><b>Löslichkeit:</b> Merke: ähnliches löst sich gut in ähnlichem Polare Stoffe lösen sich gut in pol. Lösemitteln (z.B. Wasser) Unpolare Stoffe lösen sich gut in unpol. Lösem. (z.B. fette Öle)</p> <p><b>Siedetemperatur <math>\vartheta_b</math> :</b> Je stärker die zwischenmolekularen Anziehungskräfte sind, des-to mehr Energie muss den Teilchen zugefügt werden, um diese Kräfte zu durchbrechen. Wird Wärmeenergie zugeführt, so wer-den die Teilchen in immer stärkere Bewegung versetzt. Schließ-lich wird der Abstand zwischen den Teilchen so groß, dass die Anziehungskräfte überwunden werden. Der Stoff ist dann in die Gasphase übergegangen.</p> <p><b>Schmelztemperatur <math>\vartheta_m</math> :</b> Wie <math>\vartheta_b</math>, aber schwieriger abzuschätzen</p>
<p>9.15</p> <p><b>Erkläre das Zustandekommen von London-Dispersionswechselwirkungen.</b></p> <p><b>Beurteile die Stärke der L.D.Ww im Vergleich mit anderen dir bekannten zwi-schenmolekularen Wechselwirkungen.</b></p>	<p>London-Dispersions-Wechselwirkungen beruhen auf dem Auftreten spontaner Dipole. Diese entstehen durch kurzzeitige, zufällige Ladungsschwankungen in den Elektronenhüllen der Atome. Diese Ladungsschwankung überträgt sich auf andere Atome. Dadurch kommt es zu schwachen elektrostatischen Anziehungskräften, den London-Dispersions-Ww.</p> <p>Die Stärke der zwischenmolekularen Ww verhält sich:</p> <p>H-Brücken-Ww &gt; Dipol-Dipol-Ww &gt;&gt; L.D.Ww</p> <p>Ionenbindungen sind noch wesentlich stärker als H-Brücken-Ww; sie werden aber nicht zu den „zwischenmolekularen Kräften“ gezählt.</p>
<p>9.16</p> <p><b>Wie können die Siedetemperaturen der Alkane bei gleicher Molekülmasse abgeschätzt werden und warum?</b></p>	<p><b>London-Dispersionskräfte</b> wirken umso stärker, je größer die Fläche ist, über die zwei Moleküle sich nebeneinanderlegen können. Eher <b>kugelförmig gebaute (stark verzweigte)</b> Moleküle bilden daher <b>schwächere London-Dispersionskräfte</b> aus als <b>unverzweigte Moleküle</b> ähnlicher Molekülmasse. <b>Daher sinkt die Siedetemperatur mit dem Verzweigungsgrad eines Moleküls.</b></p>