

## Jahrgangsstufe 9

### Atommodelle und Periodensystem

- Elektronen, Protonen und Neutronen sind *Elementarteilchen*.
- Atome, Ionen, Moleküle und Molekülionen sind Teilchen.
- Atome sind nach außen elektrisch neutral. Sie besitzen daher die gleiche Anzahl von Protonen im Kern und Elektronen in der Hülle (Protonenzahl = *Gesamtelektronenzahl*).
- Die maximale Elektronenbesetzung einer Schale ist  $2n^2$ .  
In der 2. Periode können maximal acht Valenzelektronen auftreten. => *Oktettregel*
- In einer Hauptgruppe nimmt der Atomradius von oben nach unten zu.  
In einer Periode nimmt der Atomradius von links nach rechts ab.
- Die Ionisierungsenergie ( $I_a$ ) wird benötigt, um ein Valenzelektron aus der Valenzschale eines Atoms zu entfernen. Sie ist gering bei großem Atomradius.
- Die *Elektronenaffinität* ( $E_a$ ) wird frei, wenn ein Valenzelektron der Valenzschale eines Atoms hinzugefügt wird. Sie ist hoch bei kleinem Atomradius.
- Die Elektronegativität (EN) ist das Bestreben eines Atoms, Bindungselektronenpaare anzuziehen.
- *Metalle* geben Elektronen ab.
- Eine Elektronenabgabe bezeichnet man als *Oxidation*, einen Stoff der Elektronen abgibt als *Reduktionsmittel*.
- *Nichtmetalle* nehmen Elektronen auf oder gehen Elektronenpaarbindungen ein.
- Eine Elektronenaufnahme bezeichnet man als *Reduktion*, einen Stoff der Elektronen aufnimmt als *Oxidationsmittel*.
- Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme laufen immer gekoppelt als *Redoxreaktion* ab. (Reaktion eines *Reduktionsmittels* mit einem *Oxidationsmittel*)
- Teilchentypen sind: Atome, Moleküle, Ionen und Molekülionen  
Sie werden danach eingeteilt, ob sie geladen sind, und ob sie aus nur einem oder aus mehreren Atomen bestehen.

### Bindungstypen und zwischenmolekulare Kräfte

- Die *Strukturformelschreibweise* gibt die Valenzelektronen (und bei Molekülen auch die Anordnung der Atome) an:
  - = ein Valenzelektron
  - | = ein Valenzelektronenpaar (= zwei Valenzelektronen)
- Ion = geladenes Teilchen („Ion“, „Molekülion“)  
Kation = positiv geladenes Teilchen

Anion = negativ geladenes Teilchen

- *Oktettregel*: maximal acht Valenzelektronen bei den Elementen der 2. Periode
- *Edelgasregel*: Alle Elemente streben die Valenzelektronenkonfiguration eines Edelgases an.
- Die Nichtmetalle Wasserstoff ( $H_2$ ), Stickstoff ( $N_2$ ), Sauerstoff ( $O_2$ ), Fluor ( $F_2$ ), Chlor ( $Cl_2$ ), Brom ( $Br_2$ ) und Iod ( $I_2$ ) liegen elementar in Form von zweiatomigen Molekülen vor.
- Die Summenformelschreibweise gibt nur die Art, die Anzahl und die Ladungen der Teilchen an.
- Bei *exothermen* Reaktionen wird Energie (v. a. in Form von Wärme) frei.  
 $\Delta E < 0$ , die Aktivierungsenergie muss hier nur kurzzeitig zugeführt werden.  
Bei *endothermen* Reaktionen wird ständig Energie zugeführt.  $\Delta E > 0$   
Beispiele sind *Elektrolysen* oder *Thermolysen*.
- Die *Verhältnissformel* (= *Summenformel* eines Salzes) gibt die Zahlenverhältnisse der Ionen zueinander an: Ionenverhältnis  $Fe^{3+} : O^{2-}$  in  $Fe_2O_3 = 2 : 3$   
Die *Molekülformel* (= *Summenformel* eines Moleküls) gibt die Zahlenverhältnisse der Atome zueinander an: Atomverhältnis C : O in  $CO_2 = 1 : 2$
- Regeln zum Aufstellen einer einfachen Reaktionsgleichung:
  1. Ausgangs- und Endstoffe folgen aus der Beobachtung
  2. Die *Indices* der Verbindungen werden mit Hilfe der Oktett- und der Edelgasregel bestimmt. Salze und Moleküle (nicht Molekülionen!) sind nach außen elektrisch neutral.
  3. Die *Koeffizienten* werden so gewählt, dass keine Atome verloren gehen
- *Elektronenpaare* ordnen sich aufgrund der gegenseitigen Abstoßung möglichst weit voneinander entfernt an. *Bindende Elektronenpaare* benötigen mehr Raum als *freie Elektronenpaare* (EPA-Modell).
- Ein permanenter Dipol (vereinfacht = *Dipolmolekül*) hat polare Atombindungen und die Teilladungsschwerpunkte sind unsymmetrisch verteilt.
- *Van-der-Waals-Kräfte* sind schwache Wechselwirkungen zwischen spontanen und induzierten Dipolen, sowie zwischen induzierten und induzierten Dipolen (vereinfacht = *unpolares Molekül*). Sie nehmen mit steigender Moleküloberfläche (Näherungsmaß ist die Molare Masse) zu, große unpolare Moleküle können daher als Feststoff vorliegen.
- *Wasserstoffbrücken* sind starke Wechselwirkungen zwischen besonderen Dipolmolekülen. Sie gehen von einem freien Elektronenpaar eines negativ polarisierten Atoms ( $\delta^-$ ) des einen Moleküls aus und greifen am positiv polarisierten Wasserstoffatom ( $\delta^+$ ) des anderen Moleküls an. Sie nehmen mit steigender Bindungspolarität

