

Lösung Aufgabe 1:

Ionen	CaO, Cu ₂ O, NaCl	Metall-Nichtmetall-Verbindungen
Moleküle	NO ₂ , CF ₄ , HCl, SF ₆	Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen

Lösung Aufgabe 2:

Ionenverbindungen	Moleküle
Metall-Nichtmetall-Verbindung	Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindung
Ausbildung eines Ionengitters aus sehr vielen Ionen (Anionen und Kationen)	Ausbildung von Molekülen aus einer begrenzten Anzahl von Atomen
Zusammenhalt der Ionen durch elektrische Anziehungskräfte	Zusammenhalt der Atome durch ein gemeinsames Elektronenpaar (Elektronenpaarbindung)
Bildung eines Kristalls, spröde, hohe Schmelz- und Siedetemperaturen	Flüchtige Stoffe mit niedrigen Schmelz- und Siedetemperaturen

Lösung Aufgabe 3

Kr – Krypton	C – Kohlenstoff	Ca – Calcium	Cs – Cäsium
4 Schalen	2 Schalen	4 Schalen	6 Schalen
Al – Aluminium	I – Iod	S – Schwefel	N – Stickstoff
3 Schalen	5 Schalen	3 Schalen	2 Schalen

Lösung Aufgabe 4

Pauli-Prinzip: Jede Kugelwolke enthält maximal 2 Elektronen.

Hund'sche Regel: Die Kugelwolken innerhalb einer Schale werden zunächst einfach besetzt, bevor sie mit dem zweiten Elektron aufgefüllt werden.

Lösung Aufgabe 5

H ₂ – Wasserstoff linear	O ₂ – Sauerstoff Linear	H ₂ O – Wasser Gewinkelt	CHCl ₃ tetraedrisch
$\text{H} - \text{H}$	$\text{O} = \text{O}$	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{Cl} - \text{C} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$
C ₂ H ₂ Linear	CO ₂ – Kohlenstoff- dioxid, linear	NH ₃ – Ammoniak pyramidal	
$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C} = \text{C} \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$	$\begin{array}{c} \text{N} \\ \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	

b. **Elektronenpaarbindung:** zwei einfach besetzte Kugelwolken von zwei unterschiedlichen Atomen bilden eine doppelt besetzte, bindende Elektronenwolke. Die beiden Elektronen der bindenden Elektronenwolke werden nun jedem Atom zugeschrieben. Daher erhalten die Atome Edelgaskonfiguration (8 Außenelektronen)

Nichtbindendes Elektronenpaar: die bereits doppelt besetzten Kugelwolken von Atomen. Sie sind nicht an einer Elektronenpaarbindung beteiligt.

Lösung Aufgabe 6:

Molekül: ein ungeladenes Teilchen, das aus mindestens 2 Atomen besteht, die durch Elektronenpaarbindungen zusammengehalten werden.

Lösung Aufgabe 7:

a. Die **Elektronegativität** ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atomkerns, ein Bindungselektronenpaar an sich zu ziehen.

b. $\text{Rb} < \text{Li} < \text{Al} < \text{Br} < \text{O} < \text{F}$

Die EN steigt innerhalb einer Periode von links nach rechts und innerhalb einer Gruppe von unten nach oben. Links unten befinden sich die Elemente mit sehr geringer EN und rechts oben mit sehr hoher EN. Fluor hat die höchste EN. Die Edelgase besitzen keine EN.

Lösung Aufgabe 8

- a. keine Lösungsvorlage
- b. Unpolare Moleküle: H_2 , O_2 , C_2H_2 , CO_2
Dipole: H_2O , CHCl_3 , C_2H_2 , NH_3

In den Dipolmolekülen sind die Teilladungen unsymmetrisch verteilt. Sie besitzen deshalb positive und negative Pole. Unpolare Moleküle besitzen entweder keine polaren Bindungen (wie H_2 oder O_2) oder die polaren Bindungen sind symmetrisch verteilt und der Ladungsschwerpunkt fällt deshalb zusammen.

Lösung Aufgabe 9

Wasserstoffbrücken sind besonders starke Anziehungskräfte zwischen Dipolen. Sie bilden sich immer zwischen Molekülen aus, bei denen Wasserstoff mit einem stark elektronegativen Atom (O, N, F) durch eine Elektronenpaarbindung verbunden ist (z.B. H_2O , HF)

Lösung Aufgabe 10

Wasser	Wasserstoff
Hoher Schmelzpunkt (0°C) und Siedepunkt (100°C)	Sehr geringer Schmelz- ($-259,14^\circ\text{C}$) und Siedepunkt (-252°C), bei Raumtemperatur gasförmig
Oberflächenspannung: Wasser bildet an der Grenze zu Luft eine „Haut“	Keine Oberflächenspannung
Dichteanomalie: die Dichte von Eis (festes Wasser) ist geringer als die Dichte von Wasser; die höchste Dichte hat Wasser bei 4°C .	Fester Wasserstoff hat eine höhere Dichte als flüssiger Wasserstoff

Lösung Aufgabe 11

Wasser ist ein *Dipol*, Wasserstoff ist ein *unpolares Molekül*. Zwischen den Wassermolekülen herrschen deshalb sehr starke Anziehungskräfte, die *Wasserstoffbrücken*. Zwischen Wasserstoffmolekülen herrschen dagegen fast *keine* Anziehungskräfte.

Die Wasserstoffbrücken sind für die besonderen Eigenschaften von Wasser verantwortlich:

Hohe Schmelz- und Siedepunkte: Die Wasserstoffbrücken sorgen dafür, dass viel *Energie* aufgewendet werden muss, um die Wassermoleküle voneinander zu trennen und in den flüssigen und den gasförmigen Zustand zu bringen. Da zwischen den Wasserstoffmolekülen fast keine Anziehungskräfte herrschen, sind sie leicht auseinander zu bringen.

Oberflächenspannung: In flüssigem Wasser wirken die Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen nach allen Seiten. An der *Grenzfläche* zu Luft wirkt die Kraft jedoch stärker nach innen, weshalb die Oberfläche wie eine *gespannte Haut* erscheint oder sich runde Tropfen ausbilden. Dieses Phänomen gibt es nicht bei Wasserstoff.

Dichteanomalie: Im festen Zustand sind die Wassermoleküle regelmäßig in einem Eiskristallgitter angeordnet. Da die Wasserstoffbrücken die Moleküle auf festen Plätzen halten, ergibt sich ein *weitmaschiges Gitter* mit vielen *Hohlräumen* zwischen den Wassermolekülen. Eis hat daher eine *geringe Dichte*. Bricht das Gitter durch Erwärmen zusammen, so lagern sich die Wassermoleküle stärker aneinander und die Hohlräume nehmen ab. Die Dichte nimmt zu. Bei 4°C hat Wasser seine höchste Dichte, danach dehnt es sich wieder aus, da die *Teilchenbewegung* stärker wird.

Lösung Aufgabe 12

Die Wassermoleküle werden von den Ionen an der Oberfläche des *Ionengitters* angezogen und lagern sich dort an. Dabei werden die *Gitterkräfte* gelockert und die Wassermoleküle können letztlich die Ionen ganz umhüllen und vom Ionengitter lösen. In der Lösung sind die einzelnen Ionen nun von Wassermolekülen umgeben, sie sind „*hydratisiert*“ oder von einer „*Hydrathülle*“ umgeben. Dabei richten sie sich so aus, dass die positiv polarisierte Seite sich an die Anionen anlagert und die negativ polarisierte Seite lagert sich an die Kationen an. Bei der Bildung der Hydrathülle wird Energie frei (*Hydratisierungsenergie*).

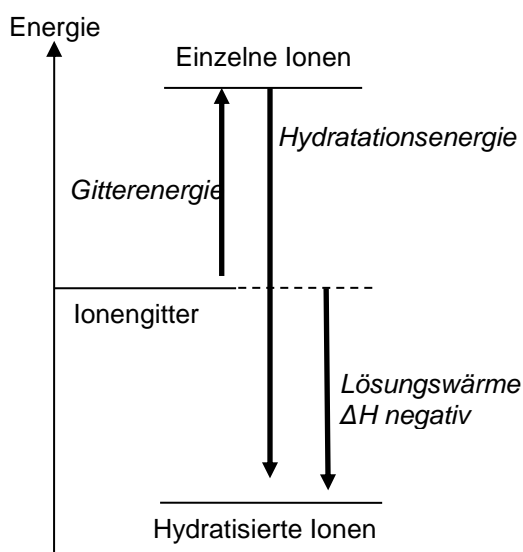
Lösung Aufgabe 13

Beim Lösen von Salz X steigt die Temperatur der Lösung an, der Lösungsvorgang ist exotherm. Beim Lösen von Salz Y sinkt die Temperatur der Lösung ab, der Lösungsvorgang ist endotherm.

Beim exothermen Lösungsvorgang von Salz X ist die Gitterenergie, die aufgewendet werden muss, um das Ionengitter zu zerstören, geringer als die Hydratationsenergie, die frei wird, wenn sich die Hydrathülle bildet. Die überschüssige Energie wird als Wärme an das Wasser abgegeben und die Temperatur steigt.

Beim endothermen Lösungsvorgang von Salz Y hingegen ist die aufzuwendende Gitterenergie größer als die frei werdende Hydratationsenergie. Die benötigte Energie wird dem Wasser entzogen, die Lösung kühlt sich ab.

exothermer Lösungsvorgang



endothermer Lösungsvorgang

