

## 2. DIE KLEINSTEN TEILCHEN

### ARBEITSBLATT 2.1 – DER ATOMAUFBAU

#### FRAGE

- Wie sind Atome aufgebaut
- Welche Informationen enthält das Periodensystem?

#### ANTWORTEN

<i>Bausteine der Atome</i>	<i>Protonen</i>	<i>Elektronen</i>	<i>Neutronen</i>
<i>Ladung (+, -, 0)</i>	+	-	0
<i>Masse (hoch, sehr gering)</i>	<i>hoch</i>	<i>sehr gering</i>	<i>hoch</i>
<i>Ort (Kern, Hülle)</i>	<i>Kern</i>	<i>Hülle</i>	<i>Kern</i>

1. **Ordnungszahl:** (unten am Symbol) Anzahl der Protonen, sie bestimmt die Reihenfolge der Atome im Periodensystem

**Massenzahl:** (oben am Symbol) Anzahl der Protonen und Neutronen

2. **Beispiel:**  ${}^{19}_9\text{F}$

Fluoratome haben 9 Protonen, 10 Neutronen, 9 Elektronen (wenn sie neutral sind),

Fluor hat das Symbol **F**;

#### ERGEBNIS UND ERGÄNZUNGEN

- Materie besteht aus kleinsten Teilchen: **Atome**
- Periodensystem listet alle Atomsorten(=Elemente) auf
- Die Elemente sind über ihre Protonenzahl definiert
- Die Elemente im Periodensystem sind nach der Protonenzahl geordnet

- **Isotope:** sind Vertreter eines Elements mit unterschiedlicher Neutronenzahl
- Z.B: Chlor kommt als  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  und  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$  vor. Daraus und wegen der unterschiedlichen Häufigkeiten resultiert die Massenzahl im PSE für Chlor: 35,5;
- Isotope des Wasserstoffs sind  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$  (=Deuterium),  ${}^3_1\text{H}$  (=Tritium);

## ARBEITSBLATT 2.2 – DAS PERIODENSYSTEM

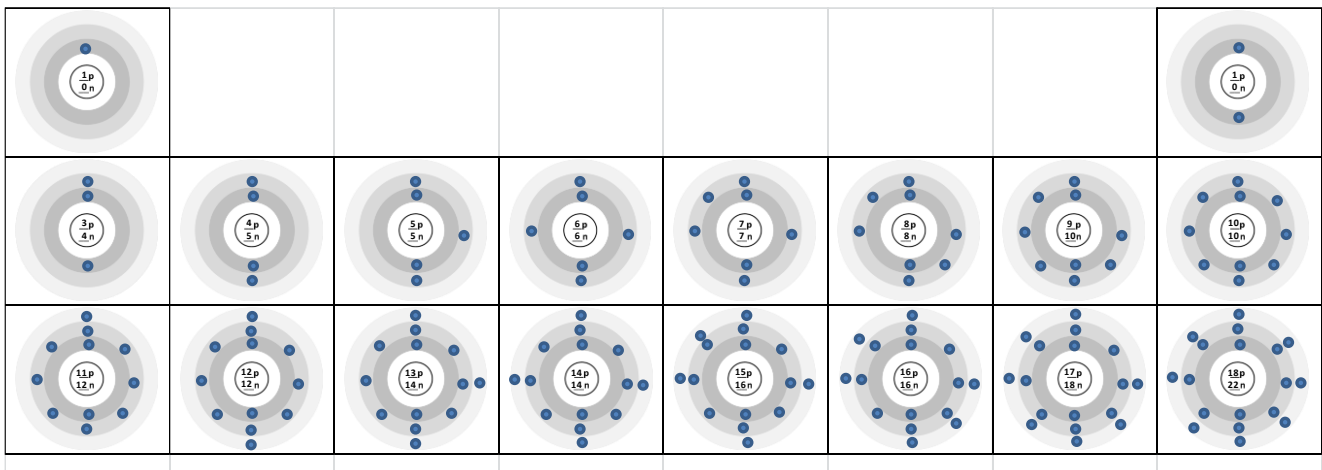
### VORÜBERLEGUNGEN

- Ein Atom hat Protonen und Neutronen im Kern und Elektronen in der Hülle.

### FRAGE

- Wie sind die Elektronen in der Atomhülle verteilt?

### ANTWORTEN



### ERGEBNIS UND ERGÄNZUNGEN

- Die erste Schale kann maximal 2 Elektronen aufnehmen
- Weitere Schalen können maximal 8 Elektronen aufnehmen
- Die Elektronen der äußersten Schalen heißen **Valenzelektronen**
- Die senkrechten Reihen heißen **Gruppen**
  - deren Nummer gibt die Anzahl der Valenzelektronen an

- Die waagrechten Reihen heißen **Perioden**:
  - deren Nummer gibt die Anzahl der besetzten Schalen an
- Gruppennamen:
  - Gruppe I: Alkalimetalle („H“, Li, Na...)
  - Gruppe II: Erdalkalimetalle (Be, Mg...)
  - Gruppe III Erdenelemente (B, Al...)
  - Gruppe VI: Chalkogene, Erzbildner (O, S...)
  - Gruppe VII: Halogene, Salzbildner (F, Cl...)
  - Gruppe VIII: Edelgase (He, Ne, Ar...)
  - (Gruppe IV und V haben keine besonderen Namen)
- Bereiche im PSE: Metall / Halbmetall / Nichtmetall

	1	2	13	14	15	16	17	18
1								
2			B					
3								
4				Ge		Se		
5								
6							At	
7								

Metalle (links unten), Halbmetalle (diagonal), Nichtmetalle (rechts oben)

## ARBEITSBLATT 2.3 - IONEN

### VORÜBERLEGUNGEN

- **Ion**en sind geladene Teilchen
- Wenn die Elemente Ionen bilden, bilden sie die gleiche Hülle wie das nächstliegende Edelgas durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen
- Die Kerne werden nicht verändert

## FRAGE

- Welches Element bildet welches Ion?

## ANTWORTEN

Ladungen der Gruppe	+1	+2	+3	+4(-4)	-3	-2	-1		
Edelgas mit gleicher Hülle	(Ausnahme)	<b>Die Ionen im PSE</b>							bilden keine Ionen
p / e <sup>-</sup> Zahl	1 / 0								
Ladung	+1								
n Zahl	0								
Symbol	<b>H<sup>+</sup></b>								
Edelgas mit gleicher Hülle	Helium	Helium	Helium	Helium	Neon	Neon	Neon	Neon	bilden keine Ionen
p / e <sup>-</sup> Zahl	3 / 2	4 / 2	5 / 2	6/2	6/10	7 / 10	8 / 10	9 / 10	
Ladung	+1	+2	+3	+4	+5	-3	-2	-1	
n Zahl	4	5	5	6	6	7	8	10	
Symbol	<b>Li<sup>+</sup></b>	<b>Be<sup>2+</sup></b>	<b>B<sup>3+</sup></b>	<b>C<sup>4+</sup></b>	<b>C<sup>4-</sup></b>	<b>N<sup>3-</sup></b>	<b>O<sup>2-</sup></b>	<b>F<sup>-</sup></b>	
Edelgas mit gleicher Hülle	Neon	Neon	Neon	Neon	Argon	Argon	Argon		bilden keine Ionen
p / e <sup>-</sup> Zahl	11 / 10	12 / 10	13 / 10	14 / 10	15 / 18	16 / 18	17 / 18		
Ladung	+1	+2	+3	+4	-3	-2	-1		
n Zahl	12	12	14	14	16	16	18		
Symbol	<b>Na<sup>+</sup></b>	<b>Mg<sup>2+</sup></b>	<b>Al<sup>3+</sup></b>	<b>Si<sup>4+</sup></b>	<b>P<sup>3-</sup></b>	<b>S<sup>2-</sup></b>	<b>Cl<sup>-</sup></b>		

## ERGEBNIS UND ERGÄNZUNGEN

- Kationen** sind positiv geladene Ionen
- Anionen** sind negativ geladenen Ionen
- Alle Ionen einer Gruppe haben die gleiche Ladung**

## ARBEITSBLATT 2.4 - IONENBILDUNG

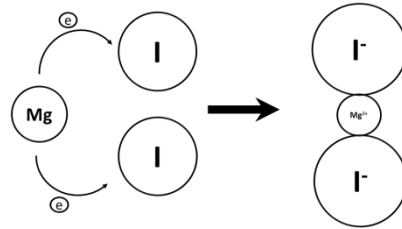
## VORÜBERLEGUNGEN

- Die Elemente können sowohl als Ion als auch als neutrales Element vorliegen

## FORSCHUNGSFRAGE

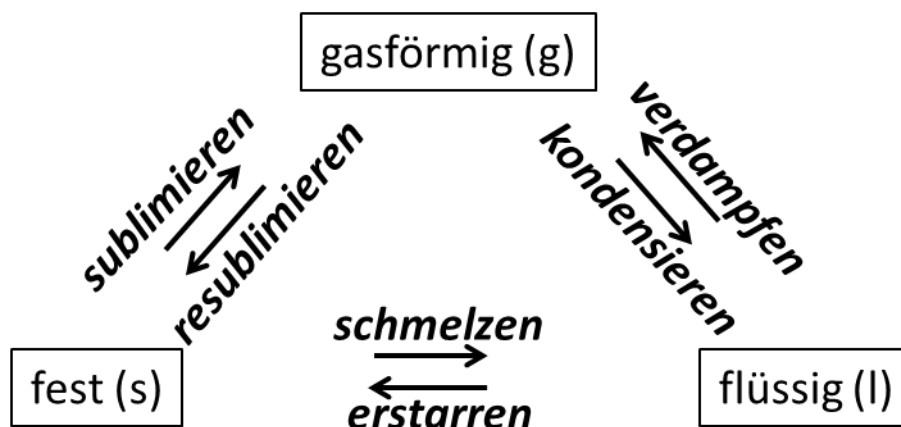
- Wie entstehen Ionen aus neutralen Elementen?

1.  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{I}^-$  ;
2. Elektronen
3. Zwei



- 4.
5. Iod nimmt Elektronen auf  $\rightarrow$  wird größer  
Magnesium gibt Elektronen ab  $\rightarrow$  wird kleiner
6. Bei der Reaktion wird Energie (Wärme) frei.  
Elementares (Neutrales) Iod „**sublimiert**“ (Iod wird vom festen Zustand zu einem Gas)

### Aggregatzustandsübergänge:



- Reaktion mit Energiefreisetzung: **exotherme** Reaktion
- Reaktion mit Energieaufnahme: **endotherme** Reaktion

- Salze sind Stoffe, die aus Anionen und Kationen bestehen.
- Eine Formel gibt die Zusammensetzung eines Stoffes an.

## FRAGE

- Wie erstellt man Salzformeln?

## ANTWORTEN

Na <sub>3</sub> N	Natriumnitrid	Na <sub>2</sub> O	Natriumoxid	Na <sub>2</sub> S	Natriumsulfid	NaCl	Natriumchlorid
Be <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	Berylliumnitrid	BeO	Berylliumoxid	BeS	Berylliumsulfid	BeCl <sub>2</sub>	Berylliumchlorid
AlN	Aluminiumnitrid	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Aluminiumoxid	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Aluminiumsulfid	AlCl <sub>3</sub>	Aluminiumchlorid

## ERGEBNIS UND ERGÄNZUNGEN

- Bei einer Salzformel sucht man die Anzahl Ionen, die als Gesamtladung Null ergeben.
- Salznamen: Metall und Nichtmetall mit „-id“
- Ausnahmen: Nitrid, Oxid, Sulfid;

## ARBEITSBLATT 2.6 – FESTE SALZE

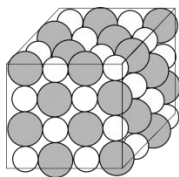
## VORÜBERLEGUNGEN

- Salze bestehen aus Ionen eines Metalls (Kation) und eines Nichtmetalls (Anionen)
- Eigenschaften der Salze → siehe Arbeitsblatt

## FORSCHUNGSFRAGE

- Wie ist ein Salzkristall aufgebaut?

## ANTWORTEN



## ERGEBNIS UND ERGÄNZUNGEN

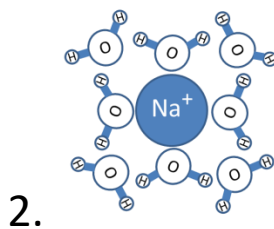
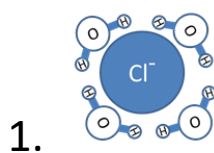
- Abwechselnd Kationen und Anionen
- Zusammenhalt ergibt sich aus der Anziehung von plus und minus.
- Diese Struktur nennt man auch **Ionengitter**.

## ARBEITSBLATT 2.7 - GELÖSTE SALZE

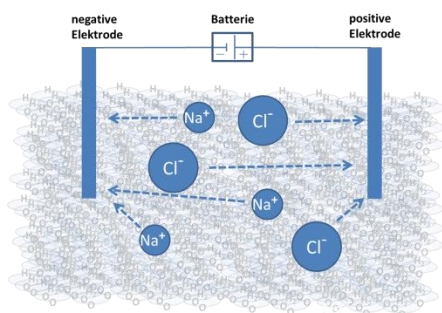
### VORÜBERLEGUNGEN

- Wasser ist ein polares Molekül
  - d.h. es hat eine leicht positiv geladene und eine leicht negativ geladene Seite
- Salze bestehen aus Ionen
  - Nach dem Auflösen von Salzen in Wasser bewegen sich die einzelnen Ionen frei im Wasser
- Ein Stoff leitet elektrischer Strom immer dann, wenn *frei bewegliche geladene Teilchen* vorhanden sind

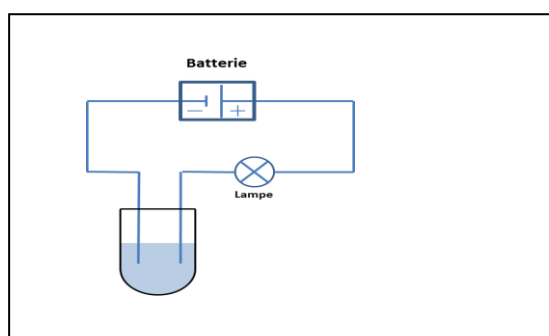
### ANTWORTEN



3. Die Anionen wandern zur positive Elektrode  
Die Kationen wandern zur negative Elektrode



4. Leitfähigkeitstest:



## ARBEITSBLATT 2.8 – DIE ATOMBINDUNG (ELEKTRONENPAARBINDUNG)

### VORÜBERLEGUNGEN

- Moleküle ergeben sich wenn sich Nichtmetalle mit Nichtmetallen verbinden
- Der Zusammenhalt erfolgt über gemeinsam gebildete Elektronenpaare

### FRAGE

- Wie ist ein Molekül aufgebaut?
- Wie werden die Formeln von Molekülen gezeichnet?

### ANTWORTEN

N <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	COCl <sub>2</sub>
$\overline{\text{N}} \equiv \overline{\text{N}}$	$\overline{\text{O}} = \text{C} = \overline{\text{O}}$	$\text{H} - \overline{\text{N}} - \text{H}$   H	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C} = \text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\overline{\text{O}} = \text{C} \begin{array}{l} \overline{\text{Cl}} \\ \overline{\text{Cl}} \end{array}$


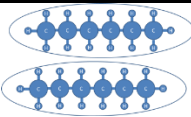
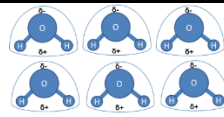
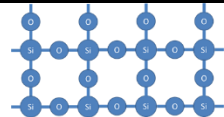
### ERGEBNIS UND ERGÄNZUNGEN

- Anzahl der Bindungsarme entspricht der Ladung der Anionen (= fehlende Elektronen auf die Edelgasschale)
- Jedes Element steuert ein Elektron zur Bindung bei

## ARBEITSBLATT 2.9 – DIE BINDUNGSARTEN - ÜBERSICHT

	Ionenbindung Metall + Nichtmetall	Elektronenpaarbindung Nichtmetall + Nichtmetall		
		unpolare Stoffe	polare Stoffe	diamantartige Stoffe
Beschreibung	Die Substanz ist ein SALZ. Kationen und Anionen sind abwechselnd in einem Gitter angeordnet	Die Substanz besteht aus Molekülen. Moleküle bestehen aus Atomen (Nichtmetalle), die über Elektronenpaarbindungen miteinander verbunden sind. Die Moleküle haben keine Ladungen.	Die Substanz besteht aus Molekülen. Moleküle bestehen aus Atomen (Nichtmetalle), die über Elektronenpaarbindungen miteinander verbunden sind. Die Moleküle haben kleine Plus- und Minus-Ladungen.	Alle Atome sind 3-dimensional über Elektronenpaarbindungen miteinander verbunden. Es gibt keine Moleküle.



feste Struktur	Ionengitter	Molekülgitter		Atomgitter
Skizze				
Anziehungskräfte	starke Anziehungskräfte zwischen den Ionen	weniger starke Anziehungskräfte zwischen den Molekülen	starke Anziehungskräfte zwischen den Molekülen (auf Grund der kleinen Ladungen)	sehr starke Anziehungskräfte zwischen den Atomen
Schmelz- und Siedepunkte	sehr hoch	niedrig	hoch	sehr hoch
in wässriger Lösung	die einzelnen Ionen sind frei beweglich (deswegen sind diese Lösungen elektrisch leitfähig!)	nicht löslich, bzw. nicht mischbar	die einzelnen Moleküle sind frei beweglich	nicht löslich
Beispiele	Kochsalz (NaCl)	Benzin, Öl	Zucker, Wasser	Diamant, Quarz, Glas

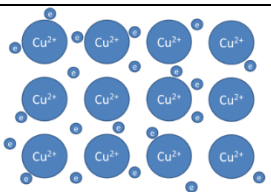
### MISCHBARKEITEN:

- polare Stoffe sind mit polaren Stoffen mischbar
- unpolare Stoffe sind mit unpolaren Stoffen mischbar
- polare und unpolare Stoffe sind nicht mischbar

### HÖHE DER SCHMELZ, SIEDEPUNKT:

- Je höher die Masse eines Teilchens (Molekül), desto höher Schmelzpunkt und Siedepunkt
- Je stärker die Anziehungskraft zwischen den Teilchen (Molekülen), desto höher sind Schmp. und Sdp.

### DIE METALLBINDUNG:

	<b>Metallbindung (Metall + Metall)</b>
Struktur (vereinfacht)	<b>Kationengitter:</b> Eine regelmäßige Anordnung von Metallkationen
	
Bindungsart	<b>„Elektronen-Gas-Modell“</b> Die äußersten Elektronen können sich wie Gasteilchen zwischen den Metallkationen frei bewegen.

Eigenschaft	verformbar, duktil
	elektrisch leitfähig (die äußersten Elektronen sind frei beweglich) <i>für eine elektrische Leitfähigkeit müssen frei bewegliche Ladungsträger vorhanden sein</i>
Beispiele	<b>Legierungen:</b> Bronze: <b>Cu</b> + Sn Messing: <b>Cu</b> + Zn Amalgame: <b>Hg</b> + andere M Rotgold: <b>Au</b> + Cu Weißgold: <b>Au</b> + Ag, Pd