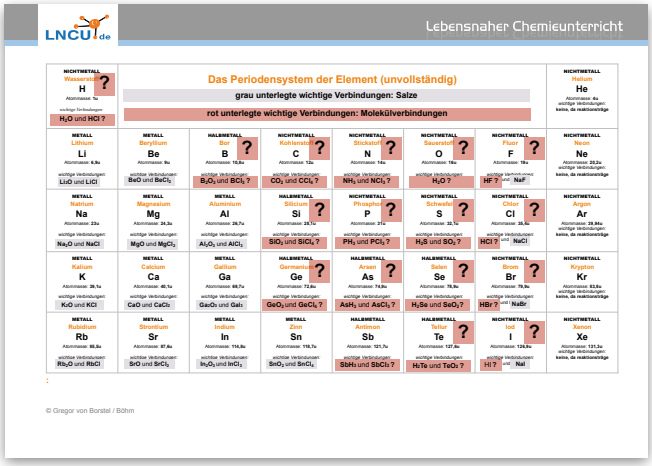
1

Impuls: Abbildung vom PSE mit grau markierten Salzen und rot markierten Molekülverbindungen



Diskussion:

a) gff. Wdh. der Zusammenhänge zur Ionenbindung u.a. Reaktionen, die zur Bildung von Salzen führen; Beispiel: Verbrennung von Magnesium
→ entscheidend: Elektronenübertragung; Bildung von Mg^{2+} und O^{2-} -Ionen

b) Gegenüberstellung zur Verbrennung von z.B. Wasserstoff - es entsteht kein Salz! Fragestellung: Was hält die Atomsorten in einem H_2O-Molekül zusammen - Ionenbindung ja offensichtlich nicht, d.h. es entstehen gar keine Ionen...was dann?

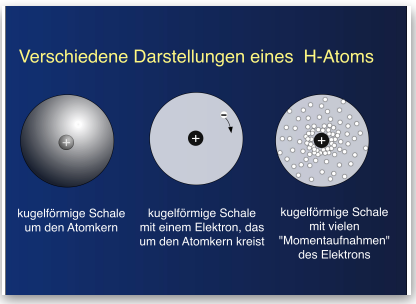
c) Erweiterung der Fragestellung: Blick ins Periodensystem:
Noch zu klären: Wie sieht's mit den ganzen anderen Verbindungen aus, die auf den einzelnen Elementkärtchen aufgeführt sind. z.B. auch CO_2 oder H_2O oder CH_4?
Auch H_2, O_2, N_2 schon kennengelernt, aber Zusammenhalt der Atome noch nicht geklärt.

→ Einführung ins Konzept der Elektronenpaarbindung am Beispiel des H_2-Moleküls (Beispiel Wasserstoff - das am einfachsten aufgebaute Molekül aus den am einfachsten aufgebauten Atomen)

2

Erarbeitung:

1. **Darstellungen eines Wasserstoffatoms** -
SuS erläutern die Abbildungen;
Quintessenz: Elektronen steht der ganze Raum einer Schale als „Bewegungsraum" zur Verfügung.



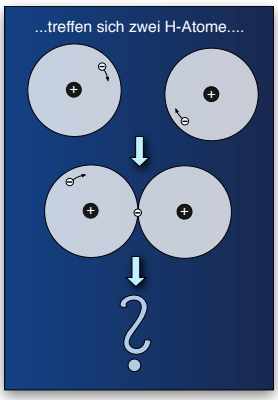
3

2. **Gedankenexperiment: …treffen sich zwei H-Atome….**

Beschreibung…Erläuterung…was passiert als nächstes?

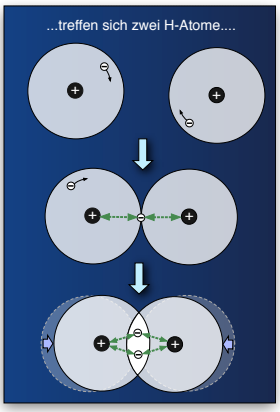
→ verschiedene Optionen durchspielen (ggf. selbst Optionen vorschlagen); Argumente für und gegen die Option (Analysieren der herrschenden Anziehungs- und Abstoßungskräfte)

- Atome trennen sich wieder
- Elektron in der Mitte wechselt von der eine in die andere Schale
- die Atome bleiben in dieser Position,
- die Atome rücken noch näher zusammen, wodurch beide Schalen überlappen



Fazit:
Überlappung der Schalen ist die wahrscheinlichste Option, Analyse der neuen Situation

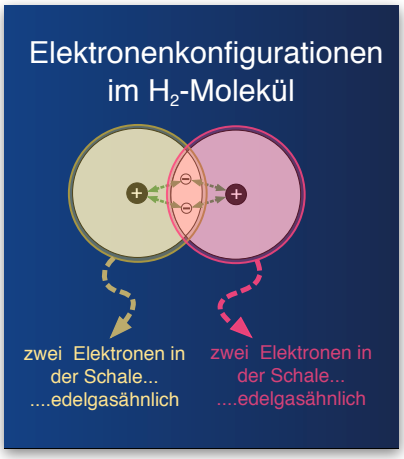
(höhere Helligkeit der Schale im Überlappungsbereich bedeutet höhere Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen in diesem Bereich)



3. **Sicherung:** Merksatz festhalten**;** sinngemäß z.B.
In Molekülen wird der Zusammenhalt der Atome durch den gemeinsamen Besitz von Elektronenpaaren bewirkt. Die Elektronen des Elektronenpaares gehören zu beiden Atomen. Diese Art der chemischen Bindung wird als Elektronenpaarbindung bezeichnet.

3. Vertiefung I: Neubetrachtung der Elektronenkonfiguration der H-Atome

Beide Atome weisen eine volle „äußere“ Schale auf, d.h. edelgasähnliche Elektronenkonfiguration (evt. nochmal Verweis auf besondere Bedeutung: Eigenschaften der Edelgase, Elektronenkonfigurationen bei der Ionenbildung)



4. Vertiefung II: Impulsfrage: Könnten die Atome immer mehr überlappen und schließlich miteinander verschmelzen?

Diskussion: Nähern sich die Kerne immer mehr werden die elektrostatischen Abstoßungskräfte zwischen ihnen auch immer größer…d.h.die Kerne bleiben in einem bestimmten Abstand voneinander.

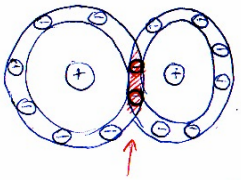
4

Info: Einführung der Lewis-Schreibweise; Sinn: Zeitersparnis, damit nicht ständig Atome mit Schalen gezeichnet werden müssen, trotzdem aber alle relevanten Informationen vorhanden sind.

H-Atom: **H●** (ein Punkt ≙ ein Elektron)
H_2-Molekül: **H-H** (ein Strich ≙ zwei Elektronen), da die Elektronen die beiden H-Atome verbinden, zeichnet man den Strich auch als Verbindung zwischen den beiden Atomen.

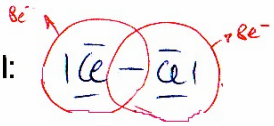
5 ***Übungsaufgaben:*** Erklären, wie die Verhältnisse in einem O_2-, einem N_2- und einem Cl_2-Molekül aussehen (sowohl die Zeichnung mit überlappenden Valenzschalen als auch die Lewis-Schreibweise; die Schalen unter den Valenzschalen miüssen nicht gezeichnet werden) **Einzelarbeit !!**

Cl_2



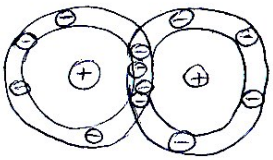
2 e⁻ gemeinsam! => jedes Chloratom hat 8 e⁻ in äußerster Schale!

Lewis-Formel:

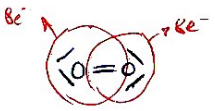


(Diskussion, warum die nicht bindenden Elektronen angelegt gezeichnet werden)

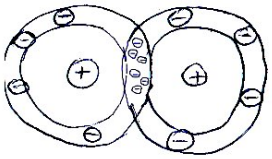
O_2



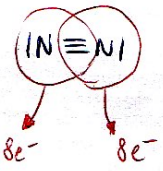
Lewis-Formel:



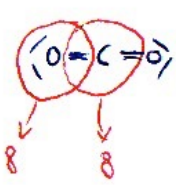
N_2

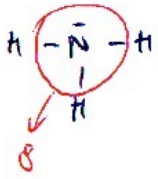


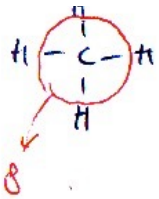
Lewis-Formel:

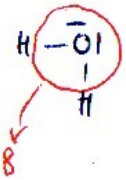


6 ***Übungsaufgaben II:*** dann H_2O, CO_2, CH_4, NH_3, + später: HF, CCl_4, H_2S, HCl ....+ dann evt. noch andere Moleküle von Verbindungen, die im PSE angegebenen waren: versch. Sauerstoff-, Wasserstoff- und Halogenverbindungen. (noch nicht thematisieren: SiO2, NO, NO2, CO, HNO3, H2SO4…) **Einzelarbeit !!**









7 ***Abstraktion:*** Alle Moleküle vergleichen…Formulieren einer Gesetzmäßigkeit

Merke: Bei Nichtmetallatomen **der zweiten Periode** ist in Molekülen die Gesamtzahl der bindenden und nicht-bindenden Elektronen in der Valenzschale in der Regel (nicht immer!) acht. (edelgasähnliche Elektronenkonfiguration) [Oktettregel]

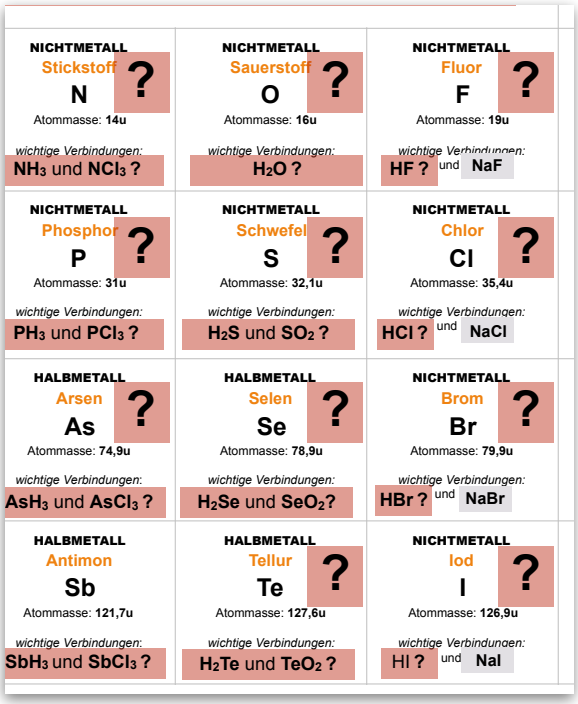
8 ***Diskussion:***

Rückgriff auf's PSE:: Vergleich der Formeln der H-Verbindungen der 5. 6. und 7. HG:

➡5. HG: NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3
➡6. HG: H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te
➡7. HG: HF, HCl, HBr, HI

Erläuterung der Ursachen:

- Anzahl der Elektronen in der Valenzschale ist bei Atomen untereinander stehenden Elementen gleich.
- also benötigen sie die gleiche Anzahl an Elektonen für eine komplett gefüllte Valenzschale.
- also gehen sie gleich viele Bindungen mit H-Atomen ein.



9 ***Vertiefung I:***

Vergleich NCl_3, PCl_3, PCl_5, warum kein NCl_5; was ist stabiler und weniger reaktionsfreudig: PCl_5 oder PCl_3..? (Lewisformeln zeichnen, dann begründen)

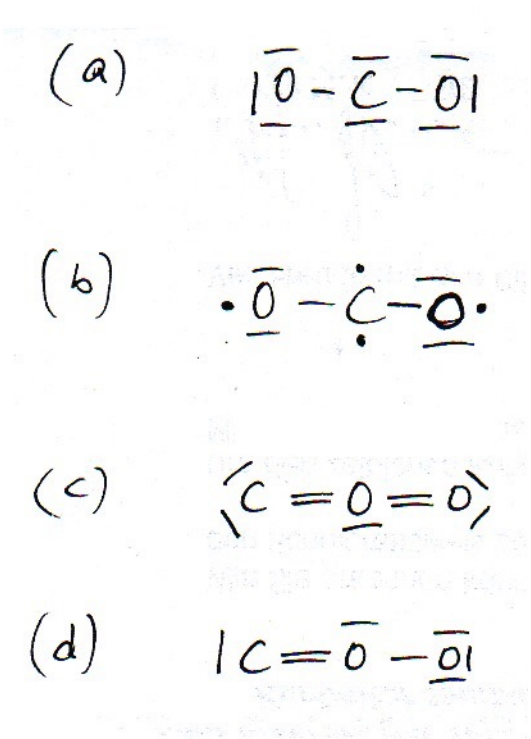
- Zeichnen der Lewis-Formeln
- NCl_5 nicht möglich, da dann 10 Elektronen in der Valenzschale des N-Atoms. N steht in der 2. Periode im PSE, d.h. zwei Schalen. Die äußere Schale kann max. 8 e- aufnehmen, daher 10 e- in dieser Schale nicht möglich.
- PCl_5 dagegen möglich, da die 3. Schale erweitert werden kann. Allerdings weniger stabil und damit reaktionsfreudiger als PCl_3.

10 ***Vertiefung II:***

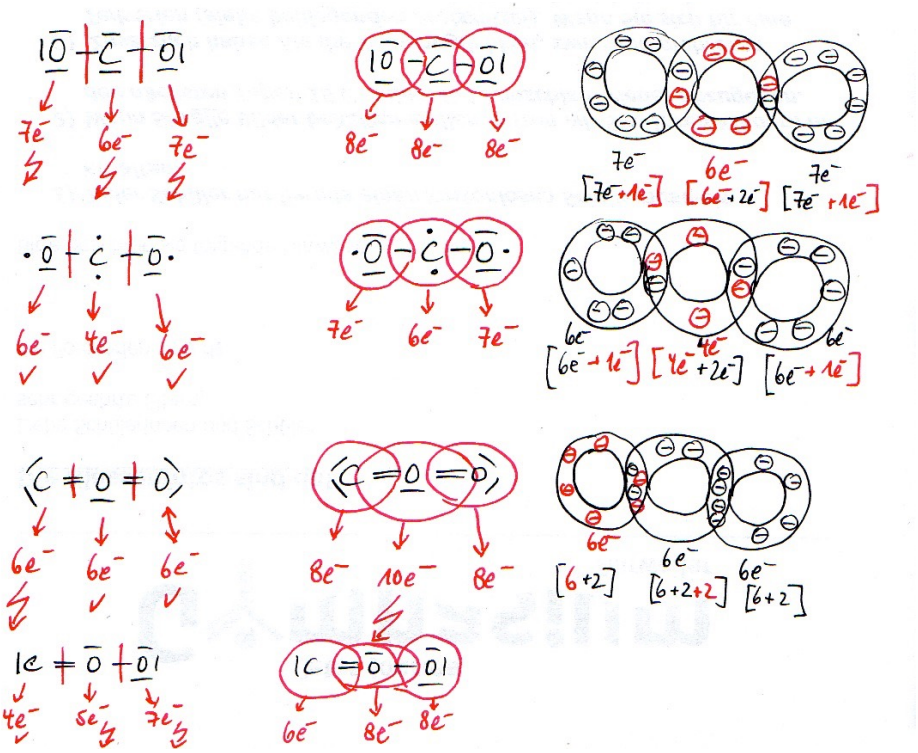
Verschiedene falsche Lewis-Formeln für CO_2 vorgeben; SuS diskutieren, was genau falsch ist.

Überprüfung der Formeln:

1. Trennen der Bindungen und überprüfen, ob die Anzahl der „mitgebrachten“ Elektronen der verschiedenen Atomsorten mit der Stellung im PSE übereinstimmt.
2. Überprüfen, ob möglichst viele Atome eine volle Valenzschale haben.

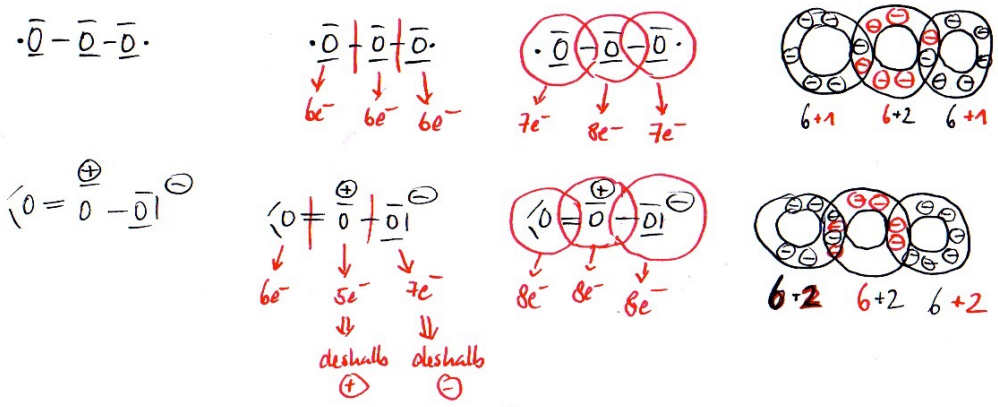


Trennen der Bindungen *Überprüfen der Valenzschale*



a) O- Atome und C-Atom mit zu vielen Elektronen, die schon „mitgebracht“ wurden.
b) alle drei Atome haben keine volle Valenzschale
c) das linke C-Atom bringt zu viele Elektronen mit, außerdem hat das mittlere O-Atom durch die Bindungen insgesamt 10 Elektronen in der Valenzschale, die aber max. 8 Elektronen enthalten kann.
d) mittleres O-Atom mit zu wenig, rechtes O-Atom mit zu viel Elektronen. Außerdem für das linke C-Atom keine volle Valenzschale.

11 **evt. *Vertiefung III:*** Lewis-Formeln von Ozon (O_3) zeichnen; Info: sehr reaktiv, Untersuchungen haben gezeigt, dass es kein ringförmiges Molekül ist.



zweite Variante die wahrscheinlichere, da bei allen drei Atomen eine edelgasähnliche Elektronenkonfiguration vorliegt.
bei der anderen Variante nur für ein O-Atom die volle Valenzschale erreicht.

12 evt. ***Vertiefung IV:*** kompliziertere Moleküle: H_2CO (Formaldehyd), H_2CO_3(Kohlensäure), CO (verschiedene Möglichekiten durchspielen, auch erläutern, warum CO reaktiver als Kohlendioxid); Info: keine O-O-Bindungen imi Kohlensäure-Molekül