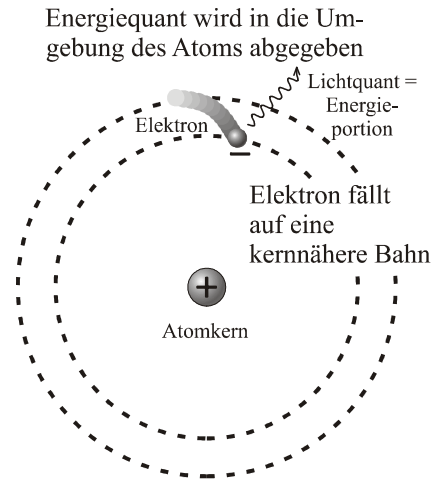


(7) IONEN: ENTSTEHUNG, ENERGIE, GRÖÖE.

Siehe Abb. rechts:

Das Verschlucken eines Energiequants heißt also **ABSORPTION**. Wie wird diese Energie wieder abgegeben? Das Elektron ist auf einer Bahn *höherer* Energie (= weiter weg vom Kern) nicht stabil, wenn Platz in einer *tiefere*n Bahn frei ist.

Daher kommt es (meist sehr rasch) zu einer **EMISSION**: Das Elektron fällt auf die kernnähere Bahn zurück – die Energiedifferenz wird als Quant an die Umgebung abgegeben. Dieses Quant ist natürlich genauso groß, wie das ursprünglich verschluckte: Abb. unten rechts:



ABSORPTION ist also das Verschlucken von Licht (beispielsweise durch einen schwarzen Sweater), **EMISSION** die Abgabe von Licht (Beispiel: Glühbirne). Wegen der Energieerhaltung (Physik) sind beide Portionen (Quanten) gleich groß. Das Vorzeichen der Energieportion wird wieder aus der Sicht der Atome festgesetzt.

Die Ionisierungsenergie:

Ist die Energieportion groß genug, so kann sie dazu führen, dass das Elektron den Kern für immer verlässt:

Die zur Bildung eines Kations aus einem Atom nötige Energieportion nennt man (erste) **IONISIERUNGSENERGIE**.

Ionisierungsenergien haben **IMMER** positives Vorzeichen, d.h. dass man immer Energie hineinstecken muss, um einem Atom ein e⁻ wegzunehmen: logisch, denn man muss eine Minus-Ladung (e⁻) von einer positiven trennen. Ein Beispiel:

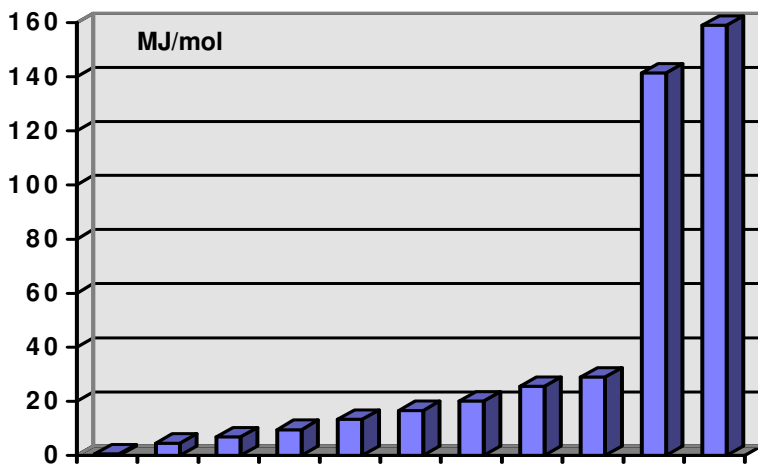


Ionisierungsenergien sind (pro mol) relativ viel größer als Reaktionsenthalpien, daher die größere Einheit Megajoule (Mega bedeutet Million). Natürlich lässt sich auch dem Na⁺ noch ein Elektron entreißen: dazu braucht man schon 4,6 MJ/mol – es ist das die „Zweite Ionisierungsenergie“:



☞ Wie weit kann das noch gehen?

Nachfolgend eine Auflistung der verschiedenen Ionisierungsenergien für Natrium, grafisch und in Zahlen:



Ionisierungsenergien von Na:

1.	0,502 [MJ/mol]
2.	4,569 [MJ/mol]
3.	6,919 [MJ/mol]
4.	9,550 [MJ/mol]
5.	13,356 [MJ/mol]
6.	16,616 [MJ/mol]
7.	20,121 [MJ/mol]
8.	25,497 [MJ/mol]
9.	28,941 [MJ/mol]
10.	141,373 [MJ/mol]
11.	159,086 [MJ/mol]

Ob Tabelle, ob Diagramm – Der Tatbestand ist der selbe: Es existieren zwei „Sprungstellen“ in der Datenreihe, bei denen sich die Zahlenwerte stark ändern.

☞

☞ Wo sind diese Sprungstellen? Nun vergleiche mit dem Schalenaufbau des Natriumatoms! Ergebnis:

Die 1. E_{Ion} leichter Elemente:

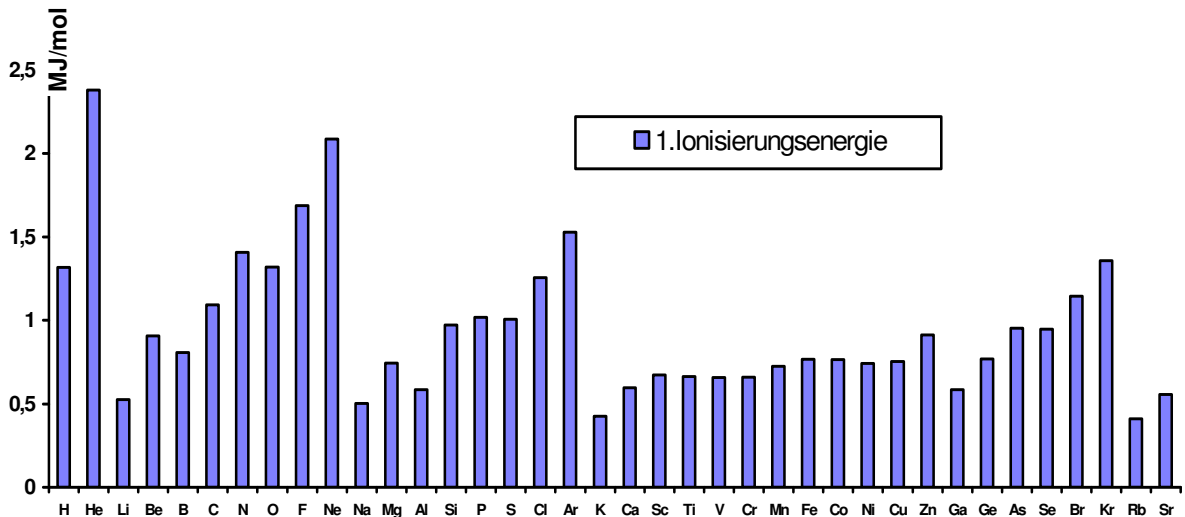
Wenn man *verschiedene* Elemente vergleichen will, so ist es sinnvoll, *ihre ersten Ionisierungsenergien* miteinander zu vergleichen: Das erste Elektron, das bei einer Bindung zu einem anderen Atom betroffen ist, ist natürlich das „äußers-te“, am schwächsten gebundene! Siehe dazu das Diagramm auf der nächsten Seite!

☞ Was fällt Dir auf? Ergänze: Die allerhöchsten 1. Ionisierungsenergien finden wir bei ...

☞ Relativ hohe 1. Ionisierungsenergien haben generell ...

☞ Die allerniedrigsten 1. Ionisierungsenergien finden wir ...

(7) IONEN: ENTSTEHUNG, ENERGIE, GRÖÖE.



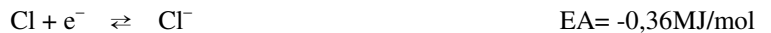
Ziemlich niedrige 1. Ionisierungsenergien haben ...

Außerdem sehen wir ein Muster, das uns hoffentlich ans PSE erinnert! Generell machen die Metalle deswegen **Kationen**, weil ihr „äußeres“ e^- leichter zu entfernen ist, als das eines Nichtmetalls!

Elektronen-Affinität:

Die **ELEKTRONENAFFINITÄT** ist der Energiebetrag, der mit der Bildung von **Anionen** verknüpft ist.

Zum Unterschied von den (immer positiven) Werten der Ionisierungsenergien ist die Elektronenaffinität bei manchen Nichtmetallen negativ:



Die (typischen) Nichtmetalle „bedanken sich also mit einem Energiegeschenk“ für ein zusätzliches Elektron, mit dem sie sich in ein Anion verwandeln. (Denksport: Ist die zweite EA für Sauerstoff positiv oder negativ? Stell Dir den Vorgang mit Teilchen, Ladungen vor!)

Die Elektronegativität

Die **ELEKTRO-NEGATIVITÄT** (kurz EN) ist für die Chemie ein vielverwendetes Konzept geworden, auch wenn sie eigentlich keine Atomeigenschaft sein **kann**: im isolierten Atom macht sie keinen Sinn. Lies die nachfolgende Definition!

ELEKTRONEGATIVITÄT ist ein Maß dafür, wie stark ein Atom in einer Bindung Elektronen zu sich hin zieht (sowohl die eigenen, wie auch die des Bindungspartners!)

So zieht ein O-Atom im Wasser die Bindungselektronen stärker zu sich, als es die 2 H-Atome vermögen: man sagt: Sauerstoff ist elektronegativer als Wasserstoff. Rechts siehst Du einen Ausschnitt aus einer Elektronegativitätstabelle, ein Arbeitsexemplar hast Du bereits bekommen, es befindet sich auf der Rückseite Deines Periodensystems.

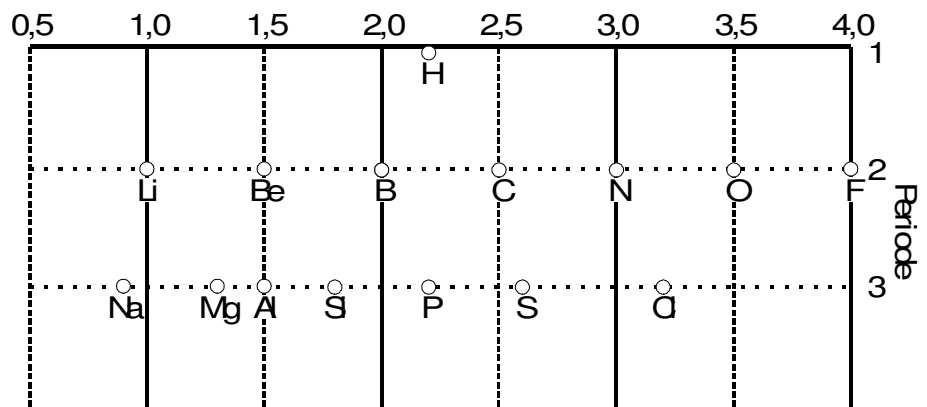
Robert Mulliken hat die EN aus einer Kombination der Zahlenwerte für E_{Ion} und EA berechnet,

Linus Pauling aus Werten für Bindungs-(=Dissoziations-) Energien.


Die *geringsten* EN-Werte (sie liegen zwischen 0,8 und 1,0) finden wir bei den Alkalimetallen der 1.Gruppe des PSE: Li, Na, K, Rb, Cs – diese Atome „passen nicht gut auf ihre e^- auf“, sie verlieren sie leicht und werden dann zu Kationen. Der *höchste* EN-Wert beträgt 4,0: das Fluoratom ist der „gewalttätigste“ Elektronenräuber von allen Elementen. Kein Element kann eine höhere EN haben als Fluor. Auf Fluor folgen auf den weiteren Plätzen: Sauerstoff, Chlor und (ex aequo) Stickstoff und Brom.

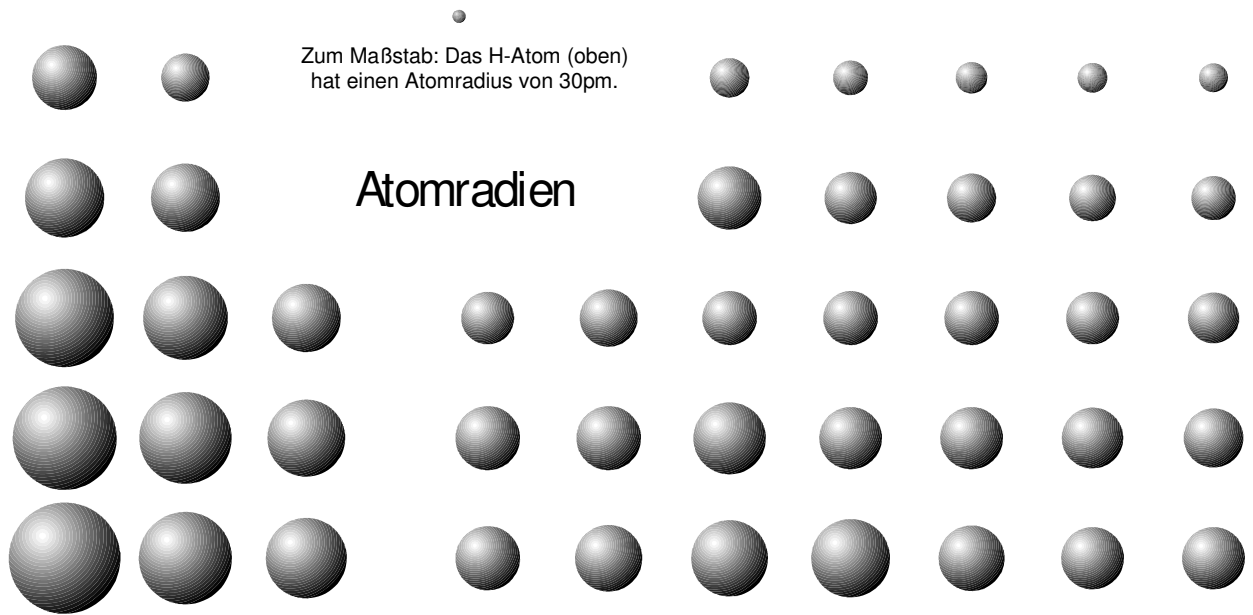
Wir benötigen die EN unter anderem (1) zur Feststellung, welche Ladung ein Ion haben wird, (2) zur Bestimmung des Vorzeichens der Oxidationszahl, (3) zur Entscheidung, welche Art Bindung zwischen zwei Atomen herrscht und (4) für die Reihenfolge der Elemente in einer Summenformel (z. B. H_2O und nicht OH_2).

Ausschnitt aus der Elektronegativitätstabelle:



(7) IONEN: ENTSTEHUNG, ENERGIE, GRÖÖE.


 Verbinde in deiner EN-Tabelle (Rückseite des PSE) die Elemente je einer Gruppe in einer Farbe.




Die Größe der Atome und Ionen:

Atomradien:


Betrachte die Abbildung (oben). Atome sind sehr verschieden in ihrer Größe, man vergleiche ein Wasserstoffatom mit einem Cäsiumatom! Atome sind nicht nur deswegen verschieden groß, weil sie verschieden schwer sind! Manche von ihnen scheinen dichter zu sein, manche sind lockerer aufgebaut.

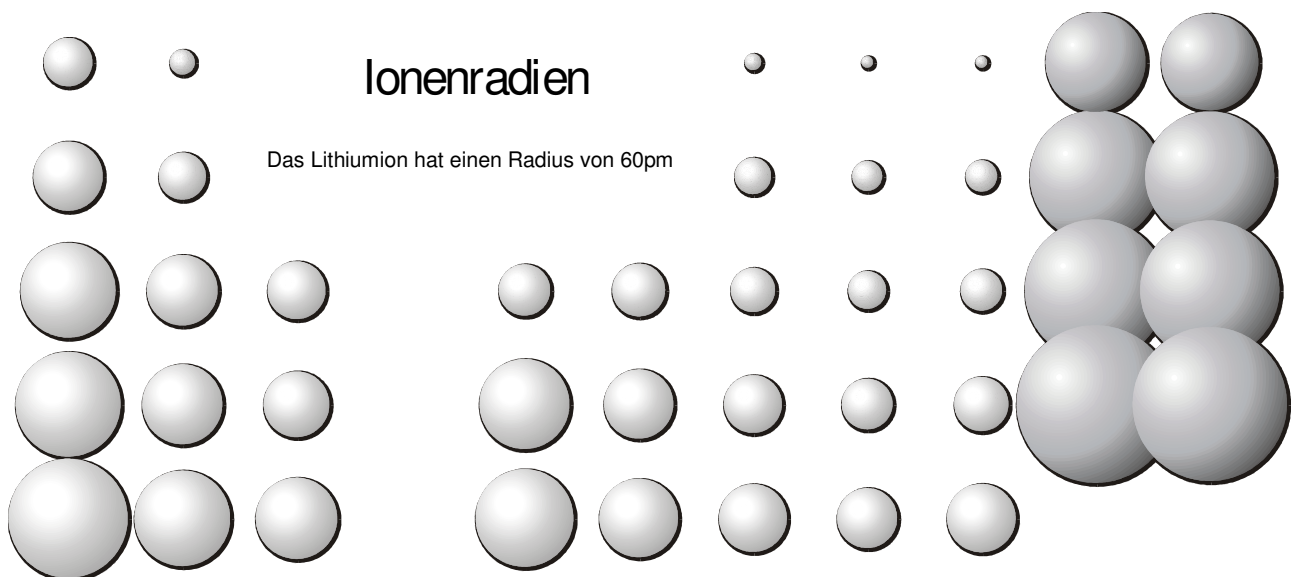
 Schreib zu den Atomen das chemische Zeichen dazu (die Gruppen 4 bis 10 des PSE fehlen = Lücke)! Eine ganze Gruppe des PSE fehlt ebenfalls – welche?


 Streiche das falsche Wort: Atome werden von oben nach unten in einer Gruppe immer kleiner/größer. Von links nach rechts in einer Periode werden sie kleiner/größer.

Erklärung: Innerhalb einer Periode kommen in einer Elektronenschale e^- dazu, aber auch Protonen im Kern und damit Kernladung! Diese zieht zunehmend die Elektronen in den Schalen nach innen \Rightarrow Kontraktion.

Ionenradien:

 Schreib zu den Ionen (unten) das chemische Zeichen mit der Ladung dazu!



 Streiche das falsche Wort: Es fällt beim Vergleich mit den Atomen auf, daß Kationen generell größer/kleiner als die betreffenden ungeladenen Atome sind und Anionen größer/kleiner. Erklärung: Kationen ist ja eine ganze Schale abhanden gekommen, Anionen haben ihre äußerste Schale komplettiert: nun muss der Kern auf mehr e^- „aufpassen“.

(8) Elektronegativität und Bindung – die polare Atombindung. Dipol-Dipol- und Dipol-Ionen-Beziehungen.

*Was stellt man sich unter einer POLAREN ATOMBINDUNG vor
und was ist ein POLARES MOLEKÜL?*

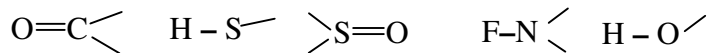
Zwei unterschiedliche Partner mit unterschiedlicher EN ziehen klarerweise die Bindungselektronen nicht gleich stark zu sich – der **ELEKTRONEGATIVERE PARTNER** (Abb. rechts: das „männliche“ Chloratom) zieht stärker, hat daher eine negative Teilladung: Symbol δ^- – bedeutet negative Teilladung (**TEILLADUNG** = Bruchteil einer Elektronen- oder Protonenladung). Das Chloratom hat also etwas mehr Minusladung als Plusladung. δ^+ bedeutet dann positive Teilladung (hier beim „weiblichen“ gezeichneten Wasserstoffatom). δ („delta“) ist das kleine griechische d. **Ein Beispiel: HCl.**



Gern als Beispiel verwendet wird (auch in der Karikatur) das Molekül Chlorwasserstoff (dieses Gas riecht man über einer offenen Flasche Salzsäure). In der Physik zeichnet man für die ungleichmäßige Ladungsverteilung oft eine Ellipse (links), in der Chemie am liebsten Partialladungen über der Formel (rechts):

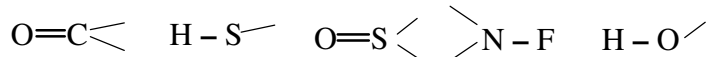
Finde mit Hilfe Deiner EN-Tabelle heraus, welches Atom die positive und welches die negative Partialladung zugeordnet bekommt und zeichne sie bei den folgenden Atompaaren als δ^+ und δ^- ein:

☞ Finde mit Hilfe Deiner EN-Tabelle heraus, welches Atom die positive und welches die negative Partialladung zugeordnet bekommt und zeichne sie bei den folgenden Atompaaren als δ^+ und δ^- ein:



Physikalisch ist die Stärke des Effekts von der Größe der Ladung und von ihrem Abstand abhängig: das Produkt dieser beiden Größen nennt man Dipolmoment (abgekürzt p; ja ich weiß: p wird auch für den Druck verwendet). Die Einheit des Dipolmoments ergibt sich daraus mit [Ladung·Abstand]: 1Coulomb·1Meter. (1 Coulomb = 1 A·s). Das Dipolmoment wird meist durch einen Vektorpfeil mit der Spitze zur negativen Ladung dargestellt.

☞ Zeichne Vektorpfeile ein:



Zweiatomige Moleküle:

Es ist wohl klar, dass es bei zweiatomigen Molekülen nur diese Möglichkeiten geben kann:

- ☞ Die Bindung ist unpolar (das Dipolmoment $p=0$) – dann ist das ganze Molekül unpolar, wie bei H_2 , O_2 , N_2 , ...
- ☞ Oder die Bindung ist polar – dann ist das ganze Molekül polar, beispielsweise HCl, NO, ...

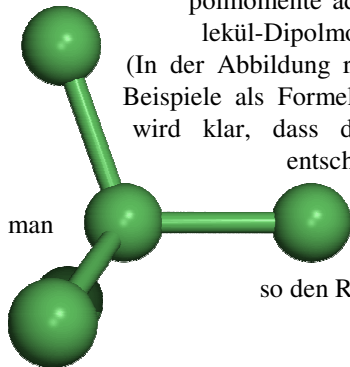
Mehratomige Moleküle:

Ein wenig komplizierter ist die Lage bei größeren Molekülen aus mehreren Atomen: hier gibt es drei Möglichkeiten:

- (1) Alle Bindungen im Molekül sind (praktisch) unpolar: Daher ist das Molekül unpolar. Trifft bei Elementmolekülen (P_4 , S_8 , ...) immer zu, und bei Verbindungen, die nur C und H enthalten (Kohlenwasserstoffverbindungen).
- (2) Es gibt wohl polare Bindungen im Molekül, aber deren Dipolmomente addieren sich zu Null – das Molekül ist daher unpolar: hochsymmetrische Moleküle.
- (3) Es gibt polare Bindungen im Molekül und deren Bindungsdipolmomente addieren sich zu einem endlichen Molekül-Dipolmoment – polares Molekül.

(In der Abbildung rechts siehst Du zu jedem Fall zwei Beispiele als Formeln). Links ein Modell von CCl_4 . Es wird klar, dass die Geometrie des Moleküls ganz

man



entscheidend seine Eigenschaften prägt. Wie kann man sich nun etwas moderner die Polarität einer Bindung, eines Moleküls vorstellen? Dabei hilft eine Modellvorstellung, bei der sich Elektronen nicht auf einer bestimmten (Kreis-)Bahn vorstellt, sondern in komplizierter, ständig wechselnder Bewegung um den Kern. Die Elektronen erfüllen so den Raum um den (oder die – im Molekül) Atomkern(e).

