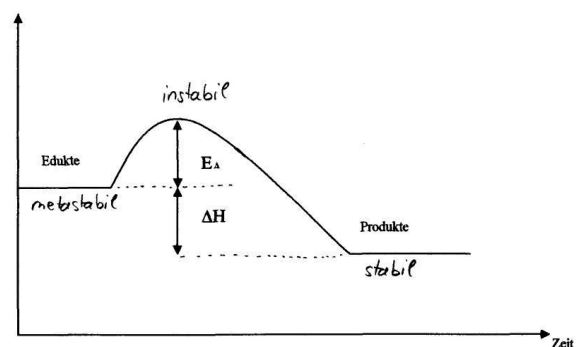


2. Die chemische Reaktion

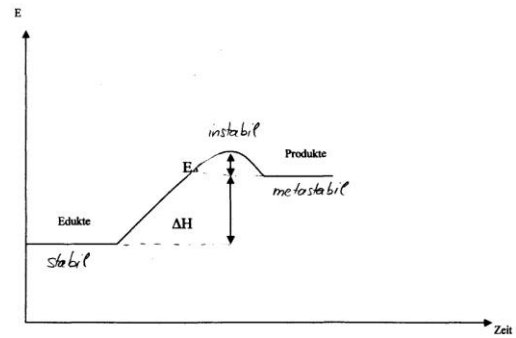
- Elementsymbole** H, Li, Na, K, Mg, Ca, C, Si, N, P, O, S, F, Cl, Br, He, Ne, Fe, Cu, Zn;
biatomar: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2
- chemische Formel** Bsp.: $4 SO_3 \Rightarrow 4 = \text{Koeffizient}$ (Anzahl der Moleküle/Atome, hier SO_3)
 $3 = \text{Index}$ (Anzahl der Atome, hier O)
Aufstellungsregeln:
 1. Element mit Wertigkeit hinschreiben
 2. kgV suchen
 3. Division des kgV durch die Wertigkeit ergibt die Indices in der chemischen Formel
- Reaktionstypen** **Synthese** (= Bildung eines Produkts aus mehreren Edukten)
Analyse (= Zerlegung eines Edukts in mehrere Produkte)
Umsetzung (= Umlagerung der Atome, so dass aus den Edukten neue Produkte entstehen)
- chemische Reaktionsgleichung** Aufstellungsregeln
 1. Wortgleichung aufstellen
 2. chemische Formeln aufstellen
 3. Koeffizienten - Ausgleichen der Gleichung
- Stoffmenge** Aussage
 Koeffizient = **Stoffmenge** des Moleküls
 Menge eines Stoffes, die genau $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen ($=N_A$) enthält, wurden als 1 mol festgelegt (Symbol: $n(X)$).
- Energieänderung einer Reaktion** **exotherm:** Abgabe von Energie; $\Delta H = - \dots$



endotherm: Aufnahme von Energie; $\Delta H = + \dots$

Erklärungen zu beiden Diagrammen:

Reaktionsenthalpie ΔH_R Enthalpieänderung der Reaktion, d.h. wie viel Energie wird während der Reaktion insgesamt aufgenommen oder abgegeben



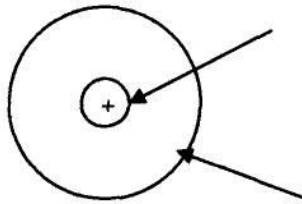
- **Aktivierungsenergie E_A** Energie, die für die Aktivierung der Edukte nötig ist.

- **stabil** nicht reaktiv

- **instabil** sehr reaktiv - reagieren sofort weiter

- **metastabil** energiereicher Stoff, dessen Reaktion gehemmt ist

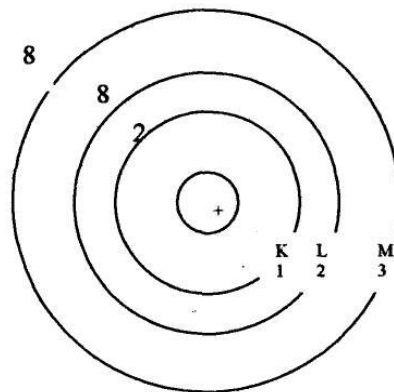
3. Atomaufbau



Atomkern mit Protonen p^+ und Neutronen n^0
=> Masse

Atomhülle/Schalen/**Orbital** mit den Elektronen
=> Eigenschaften, Reaktionen

- **Isotop** Atome eines Elements (gleiche Elektronenanzahl), die sich in ihrer *Neutronenzahl* und damit in ihrer Atommasse *unterscheiden* besitzen gleiche chem. Eigenschaften; ^{12}C , ^{14}C
- **Schalenmodell** Elektronenanzahl der voll besetzten Schalen (= Edelgaskonfiguration) von Bohr (gilt nur für die ersten zwei Perioden) Besetzung nach steigender Energie:



- **Hauptquantenzahl n** Energiestufen (K, L, M) werden als n bezeichnet; Anzahl der Elektronen, die auf die 1. und 2.Schale passen: $2n^2$

- **Valenzelektronen** Elektronen der äußersten Schale (= Hauptgruppennummer)
- **Elektronenkonfiguration** Anordnung der Elektronen auf den Schalen/Orbitalen
- **Edelgaskonfiguration** Zustand eines Elements mit **voll besetzte Valenzschale**, der jeweils dem entsprechenden Edelgas gleicht.
- **Oktettregel** Alle Elemente benötigen eine **voll besetzte Valenzschale** in ihrer Elektronenkonfiguration; bis auf die 1. Periode (Ausnahme mit Duplett) streben alle Elemente ein Oktett an, d.h. acht Elektronen.
- **Atomrumpf** Atom ohne Valenzelektronen
- **Elektronen- oder Lewis-Formel** Formeln die die bindenden und nicht bindenden Elektronenpaare angeben:
Bsp.: Li , C ; F

4. Das gekürzte PSE

12 ← Massenzahl (Atommasse; Anzahl der p^+ und n^0)

6 **C**

← Kernladungszahl=Ordnungszahl
(Protonenanzahl=Elektronenanzahl)

Name	Hauptgruppen ↓							
	Alkali- metalle	Erdalkali- metalle	Erdmetalle	Kohlenstoff- gruppe	Stickstoff- gruppe	Sauerstoff- gruppe	Halogene	Edelgase
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na			Si			Cl	Ar
4	K						Br	
5							I	

- **Alkalimetalle** bilden Kationen (Na^+ , Li^+ , K^+), sehr reaktiv
- **Erdalkalimetalle** bilden zweifach positive Kationen (Bsp.: Mg^{2+})
- **Halogene** *biatomare* Gase, sehr reaktiv; einfach geladene Anionen (F^- , Cl^- , Br^- , I^-) = Halogen + *-id*
- **Edelgase** *atomare* Gase, Elektronenduplett oder -oktett, nicht reaktiv!
- **Ionisierungsenergie** Energie, die zur *Abgabe* von Elektronen nötig ist (Symbol: ΔH_I).
- **Elektronegativität** Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen in einer kovalenten Bindung zu sich zu ziehen.
(Fluor größter Wert, Symbol: **EN**)
- **Standardbildungsenthalpie ΔH_B°** Enthalpie bei Standardbedingungen, die bei der *Bildung der Moleküle* aus Atomen frei wird; muss bei der Spaltung der Moleküle aufgewendet werden.

5. Salze und Ionenbindung

- **Salze** Salze sind Verbindungen, die aus Ionen bestehen.
- **Ionen** Geladene Teilchen;
Nachweis: Lösung und Schmelze leitet elektrischen Strom .
- **Ionengitter** Feste Struktur, die durch die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen verschiedenen geladenen Ionen entsteht.
- **Ionenbindung (IB)** Bindung zwischen Ionen, die durch elektrostatische Anziehungskräfte zwischen verschiedenen geladenen Ionen entsteht.
- **typische Eigenschaften**
 - spröde
 - leiten als Schmelze und in Lösung elektrischen Strom
 - hoher Smp. und Sdp.
 - lösen sich häufig gut in Wasser
- **Gitterenthalpie** Enthalpie, die bei der Bildung eines Ionengitters frei wird (Symbol: ΔH_{Gitt})
- **Hydratation** Die Hydratation ist die Anlagerung von Wasser-Molekülen um die Teilchen des im Wasser gelösten Stoffes.

6. Metalle und Metallbindung

- **Metalleigenschaften**
 - Glanz
 - Leitfähigkeit für die Wärme und Elektrizität
 - Verformbarkeit
 - hohe Dichte
 - Minderung der elektrischen Leitfähigkeit bei Temperaturerhöhung.
- **Metallgitter**

Regelmäßige Anordnung von positiv geladenen Atomrümpfen, die durch ein Elektronengas aus frei beweglichen Elektronen zusammengehalten werden. Es entsteht eine dichteste Kugelpackung.
- **Metallbindung**

Elektrostatische Anziehung zwischen den Atomrümpfen und dem Elektronengas.
- **Reaktionsverhalten der Metalle**
 - Metallatome sind Elektronendonatoren; bilden Kationen
 - unedle Metalle reagieren mit Säuren unter Wasserstoffentwicklung, edle Metalle dagegen nicht.
- **Elektrolyse**

Redoxvorgang, der bei Stromzufuhr abläuft. Die Kationen werden bei der Elektrolyse an der Kathode durch Aufnahme von Elektronen entladen, die Anionen an der Anode durch Abgabe von Elektronen.

7. Moleküle und Atombindung

- **Atombindung** =Elektronenpaarbindung.
Durch Überlappung von Atomorbitalen entstehen Molekülorbitale, die einem gemeinsamen Elektronenpaar entsprechen. Diese sowie die freien Elektronenpaare können mit der Lewis-Formel (s. S. 3) dargestellt werden.
- **Einfachbindung** ein bindendes Elektronenpaar (als Strich dargestellt)
- **Mehrfachbindung** mehrere bindende Elektronenpaare (als Striche dargestellt)
- **Molekülgeometrie** Ermittlung mittels des Elektronenpaar-Abstoßungsmodell, bei dem die Atombindungen und freien Elektronen möglichst weit voneinander entfernt dargestellt werden
 - linear zwei Bindungspartner, Bsp.: $O=C=O$ oder ein Bindungspartner und drei freie Elektronenpaare, Bsp.: HF
 - trigonal drei Bindungspartner, Bsp.: H_2CO
 - tetraedrisch vier Bindungspartner, Bsp.: CH_4
 - pyramidal drei Bindungspartner und ein freies Elektronenpaar, Bsp.: NH_3
 - gewinkelt zwei Bindungspartner und zwei freie Elektronenpaare, Bsp.: H_2O
- **Strukturformel** chemische Formel, in der die bindenden und nicht bindenden Elektronen unter Berücksichtigung der Molekülstruktur im zweidimensionalen Raum angegeben werden.