

Die Oktettregel

Hauptgruppe	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Gruppenname	Alkali- metalle	Erdalkali- metalle	Bor- Gruppe	Kohlenstoff- Gruppe	Stickstoff- Gruppe	Chalko- gene	Halo- gene	Edel- gase
Elektronenabgabe oder -aufnahme	Elektronenabgabe			abhängig vom Reaktionspartner	Elektronenaufnahme			chemisch i
Anzahl der abge- gebenen oder auf- genommenen Elektronen	1	2	3	4	3	2	1	
entstandene Ionen Me=Metall, Nme=	Me ¹⁺	Me ²⁺	Me ³⁺	C ⁴⁺ C ⁴⁻	Nme ³⁻	Nme ²⁻	Nme ¹⁻	
Verallge- meinerung	Metalle geben nur Elektronen ab				Nme nehmen so viel Elektronen auf, dass die Valenzschale bis zum Oktett gefüllt ist			
Wenn nicht wie oben, dann so.....	+7	+6	+5	-1	-5	-6	-7	
	Elektronen aufnahme			s.o.	Elektronen abgabe			
entstandene Ionen	Me ⁷⁻	Me ⁶⁻	Me ⁵⁻	s.o.	Nme ⁵⁺	Nme ⁶⁺	Nme ⁷⁺	
Konsequenz	Ladungsungleichgewichte viel größer als umgekehrt							

Arbeitsauftrag: Denke nach und begründe!

- Warum können die Metalle nicht Elektronen abgeben und die Nichtmetalle geben auch Elektronen ab?
- Spiele beide Vorgänge, den richtigen und den falschen, für jeweils eine **Elementkombination (Me und Nme)** aus allen Gruppen der 2. oder 3. oder 4. Periode durch.

Beispiel:

Na gibt ein Elektron ab, 11 Protonen bleiben im Kern, Ladungsverhältnis: 11p+/10e⁻

Cl nimmt ein Elektron auf, 17 Protonen sind im Kern, Ladungsverhältnis: 17p+/18 e⁻

Umgekehrter Vorgang:

Na nimmt 7 Elektronen auf, 11 Protonen bleiben im Kern, Ladungsverhältnis: 11p+/18e⁻

Cl gibt 7 Elektronen ab, 17 Protonen sind im Kern, Ladungsverhältnis: 17p+/10 e⁻

Fazit: Je mehr das Ladungsverhältnis von p : e⁻ = 1 : 1 abweicht, desto energetisch ungünstiger wird die Situation des Ions.