



1. Isotope:

Isotope sind Atome des gleichen Elements und daher mit gleicher Ordnungszahl (=gleiche Anzahl an Protonen im Kern), aber mit unterschiedlicher Neutronenanzahl.

Isotope verschiedener Elemente haben ähnliche Eigenschaften und unterscheiden sich oftmals aufgrund der zusätzlichen Neutronen nur in ihrer Masse.

Einige Isotope sind jedoch radioaktiv und werden daher z.B. zum Markieren von Chemikalien genutzt, um beispielsweise Reaktionsmechanismen und Stoffwechselreaktionen aufzuklären.

Bekanntes Isotop:

- Kohlenstoff (C) liegt hauptsächlich in den stabilen Isotopen ^{12}C und ^{13}C vor. Ein bekanntes Isotop ist das radioaktive ^{14}C , das zur Altersbestimmung von organischen Materialien benutzt wird (*Radiokarbonmethode*)

ISOTOPE	INHALT: p ⁺ /n/e ⁻	BEZEICHNUNG
$^{12}_6\text{C}$	6/6/6	C-12
$^{13}_6\text{C}$	6/7/6	C-13
$^{14}_6\text{C}$	6/8/6	C-14

2. Ionenbildung:

Die Elemente im Periodensystem sind nach ihrer Anzahl der Protonen im Kern sowie der Anzahl der Außenelektronen angeordnet.

Die Elemente der 1.Hauptgruppe (Lithium, Natrium, Kalium... = Alkalimetalle) besitzen alle ein Elektron auf der äußeren Schale.

Da alle Elemente bestreben eine voll besetzte äußere Schale zu haben, geben diese Elemente bevorzugt ein Elektron ab.

Die Elemente der 2.Hauptgruppe (Magnesium, Calcium ... = Erdalkalimetalle) besitzen 2 Außenelektronen und geben demnach 2 Elektronen ab.

Somit entstehen aus diesen Elementen positiv geladenen Atome (=Ionen bzw. genauer „Kationen“).

Aus den Elementen der 1.Hauptgruppe entstehen **einwertige Ionen** (Li^+ , Na^+ , K^+ ...) und aus den Elementen der 2.Hauptgruppe **zweiwertige Ionen** (Mg^{2+} , Ca^{2+} ...).

Die Elemente der 7. Hauptgruppe („Halogene“) besitzen 7 Außenelektronen und nehmen bevorzugt ein Elektron auf. daher entstehen aus diesen Elementen negativ geladene Ionen (=Anionen). Aus Fluor, Chlor, Brom und Iod wird so beispielsweise Fluorid F^- , Bromid Br^- u.s.w.

Die Elemente der 6. Hauptgruppe – insbesondere Sauerstoff und Schwefel – können 2 Elektronen aufnehmen und es entstehen so das Oxid-Ion (O^{2-}) bzw. das Sulfid-Ion (S^{2-}).

Kationen und Anionen ziehen sich aufgrund ihrer Ladung an und bilden eine Ionenbindung aus, z.B. Natriumchlorid ($NaCl$) oder Magnesiumbromid ($MgCl_2$). Diese Ionenbindungen werden auch Salze genannt.

Damit die Atome in der Ionenbindung Edelgaskonfiguration erreichen, gibt es für Metall- und Nichtmetallatome unterschiedliche Strategien:



Metallatome geben immer all ihre Valenzelektronen ab! (Ladungszahl = Gruppennummer)

Nichtmetallatome nehmen immer so viele Elektronen auf, dass sie auf acht Valenzelektronen kommen. (Ladungszahl = Gruppennummer minus acht)

Gruppe	Zuordnung	Elemente	Ladung	Beispiele
1	Metalle	Li, Na	Einfach positiv	Li^+ , Na^+
2	Metalle	Be, Mg	Zweifach positiv	Be^{2+} , Mg^{2+}
3	Metalle	B, Al	Dreifach positiv	B^{3+} , Al^{3+}
4	Metalle	Sn, Pb	Vierfach positiv	Sn^{4+} , Pb^{4+}
4	Nichtmetalle	C	Vierfach negativ	C^{4-}
5	Nichtmetalle	N, P	Dreifach negativ	N^{3-} , P^{3-}
6	Nichtmetalle	O, S	Zweifach negativ	O^{2-} , S^{2-}
7	Nichtmetalle	F, Cl	Einfach negativ	F^- , Cl^-

Nomenklatur (Namensgebung) von Salzen

An den deutschen Namen des Metallatoms hängt man den lateinischen Namen (meist gekürzt) des Nichtmetallatoms und die Endung -id an.

Symbol	Bezeichnung	Symbol	Bezeichnung
F^-	Fluorid	S^{2-}	Sulfid
Cl^-	Chlorid	N^{3-}	Nitrid
Br^-	Bromid	O^{2-}	Oxid
I^-	Iodid	C^{4-}	Carbid
P^{3-}	Phosphid	OH^-	Hydroxid