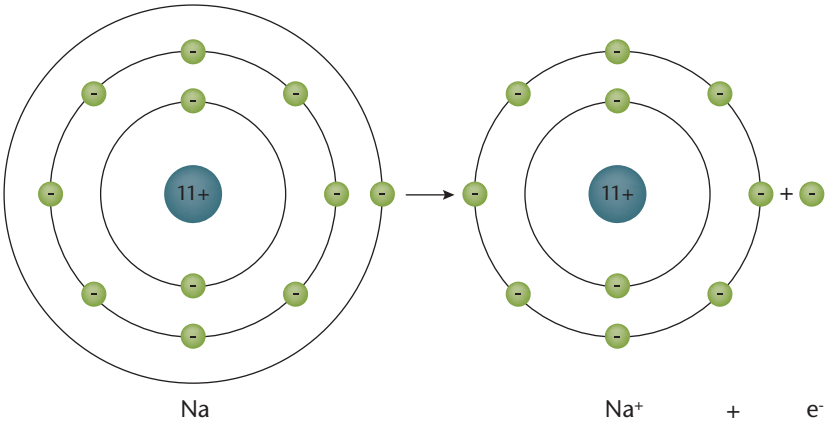


Figur 35. Natrium har elektronstrukturen 2,8,1 mens natriumionen har elektronstrukturen 2,8.

Simple ioner

Ædelgasserne har alle undtaget helium otte elektroner i den yderste skal. Denne elektronstruktur giver særligt stabile atomer som ikke indgår i kemiske reaktioner. Det har ført til formulering af *ædelgasreglen*: Atomer opnår en stabil elektronstruktur når de har otte elektroner i den yderste skal.

Når et enkelt atom afgiver eller optager elektroner for at opfylde ædelgasreglen, dannes *simple ioner*. Atomerne i gruppe 1 har som allerede nævnt én elektron i den yderste skal. Atomerne vil derfor afgive denne elektron for at få en elektronstruktur der ligner ædelgasserne, og dermed opfylde ædelgasreglen. Natriumatomet har elektronstrukturen 2,8,1. Når natrium afgiver elektronen i tredje skal, får det samme elektronstruktur som ædelgassen neon 2,8. Afgivelse af en elektron betyder at natrium så indeholder en proton mere end antallet af elektroner. Da protoner er positive, og elektroner er negative, fås en ladning på plus 1, hvilket skrives som Na^+ som vist i figur 35. På tilsvarende måde har chloratomet som står i 17. gruppe, syv elektroner i den yderste skal. Chlor har elektronstrukturen 2,8,7 og skal således optage en elektron for at få samme elektronstruktur som ædelgassen argon (2,8,8). Når chlor optager en elektron, indeholder den herved en elektron mere end antallet af protoner, og ladningen bliver herved minus 1, hvilket skrives som Cl^-. Na^+ og Cl^- er eksempler på simple ioner. Metallerne danner generelt positive ioner, mens ikke-metallerne danner negative ioner.

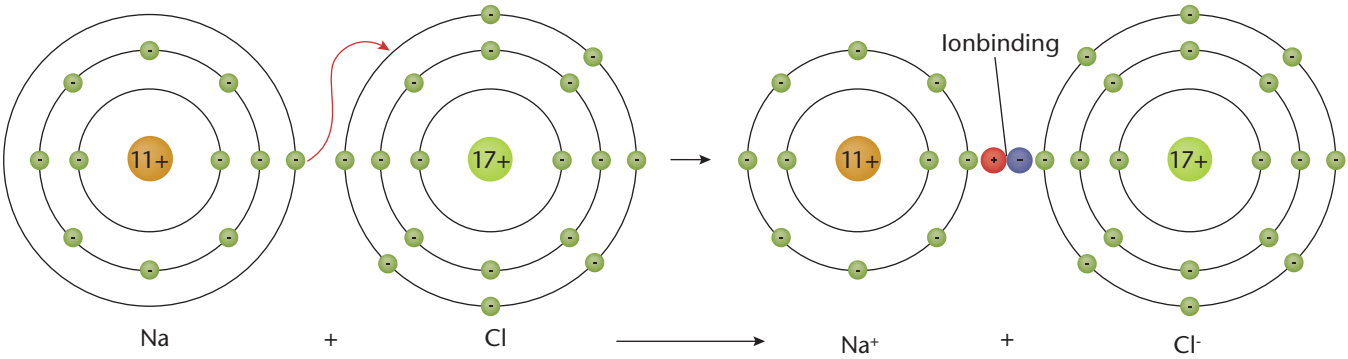
Sammensatte ioner

Ud over simple ioner som kun består af et enkelt atom, findes der ioner som består af flere forskellige atomer. Sådanne ioner kaldes *sammensatte ioner*. En sammensat ion består af to til flere ikke-metaller som har en samlet ladning. Nogle eksempler er vist i figur 36.

Mange sammensatte ioner der indeholder oxygen, har endelsen -at. Hvis den sammensatte ion findes med et oxygenatom mindre, har denne form endelsen -it.

Figur 36. Eksempler på sammensatte ioner og deres navne.

Formel for sammensat ion	Navn
OH^-	Hydroxid
PO_4^{3-}	Phosphat
CO_3^{2-}	Carbonat
SO_4^{2-}	Sulfat
SO_3^{2-}	Sulfit
NO_3^-	Nitrat
NO_2^-	Nitrit

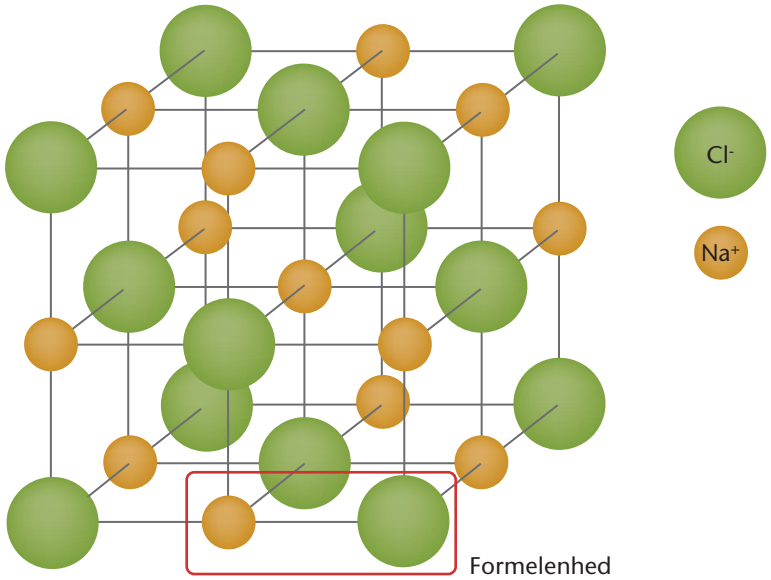


Figur 37. Natrium afgiver elektronen i den yderste skal til chlor hvorved begge opfylder ædelgasreglen.
Natriumionen bliver positivt ladet, og chlorid bliver negativt ladet.
De to ioner tiltrækkes af forskellen i ladning.

Ionforbindelser

Elektroner kan ikke eksistere frit. Det betyder at et atom kun kan afgive en elektron, hvis der er et andet atom der kan optage elektronen. En *ionforbindelse* består derfor altid af både metaller og ikke-metaller. Fx kan natriumatomet afgive sin elektron til chloratomet, som vist i figur 37. De to ioner vil sammen danne ionforbindelsen natriumchlorid, NaCl. Ionforbindelsen holdes sammen af de elektriske tiltrækningskræfter der findes mellem den positive natriumion og den negativt ladede chlorid. Denne tiltrækning kaldes en *ionbinding*.

Ionforbindelser kaldes også for salte og findes som saltkrystaller. Et krystal er opbygget af et *iongitter* hvor hver positiv ion er omgivet af et bestemt antal negative ioner og omvendt. I iongitteret for natriumchlorid er hver Na^+-ion omgivet af seks Cl^--ioner og hver Cl^--ion er omgivet af seks Na^+-ioner. Iongitteret består i princippet af et uendeligt antal Na^+-ioner og Cl^--ioner. Hvis man kun ønsker at omtale en enkelt Na^+- og Cl^--ion, bruges betegnelsen *formelenhed*, se figur 38. En formelenhed er den mængde stof der svarer til stoffets formel, NaCl.



Figur 38. Krystalstruktur af natriumchlorid. En enkelt NaCl betegnes én formelenhed.

En ionforbindelse er altid neutral udadtil. I formelenheden for natriumchlorid indgår der én Na^+ og én Cl^- da natriumatomet afgiver den ene elektron, som chloratomet optager. I formelenheden for magnesiumchlorid indgår der én Mg^{2+} og to Cl^- da magnesiumatomet afgiver to elektroner, da det står i gruppe 2. Der skal således to chloratomer til at optage de to elektroner, og ionforbindelsen bliver således $MgCl_2$.

Navngivning af ioner og ionforbindelser

Ved navngivning af de simple ioner navngives positive metalioner ved at tilføje endelsen -ion til metallets navn. Dvs. Na^+ kaldes natriumion. Negative ioner navngives ved at tilføje endelsen -id til ikke-metallets navn. Ved negative ioner undlades endelsen -ion. Dvs. at Cl^- kaldes chlorid og ikke chloridion. I nogle enkelte tilfælde laves en sammentrækning af ikke-metallets navn og endelsen -id. Fx navngives O^{2-} oxid og ikke oxygenid. Eksempler på navngivning af positive og negative ioner ses i figur 39.

I formlen for en ionforbindelse skrives den positive metalion altid før det negative ikke-metal. På samme måde angives navnet først på den positive ion og derefter navnet på den negative ion. Ionforbindelsen $CaCl_2$ får derfor navnet calciumchlorid. At ionforbindelsen indeholder to chloridioner fremgår ikke af navnet. Det er ikke nødvendigt at skrive da $CaCl_2$ er den eneste mulige måde at skrive formlen så ionforbindelsen bliver neutral.

Ved navngivning af en ionforbindelse der indeholder en sammensat ion, angives også navnet på den positive ion efterfulgt af navnet på den negative ion. Fx navngives $MgSO_4$ som magnesiumsulfat. Hvis der

	Kemisk formel	Navn
Positive ioner	Ca^{2+}	Calciumion
	K^+	Kaliumion
	Na^+	Natriumion
	Mg^{2+}	Magnesiumion
Negative ioner	Cl^-	Chlorid
	I^-	Iodid
Negative ioner hvor navnet sammentrækkes	O^{2-}	Oxid
	S^{2-}	Sulfid
	P^{3-}	Phosphid
	N^{3-}	Nitrid

Figur 39. Eksempler på simple ioner og deres navne.

er mere end én sammensat ion i en formelenhed, angives en parentes omkring den sammensatte ion. Fx er formlen for calciumphosphat $Ca_3(PO_4)_2$ da ionforbindelsen består af metalionen Ca^{2+} og den sammensatte ion PO_4^{3-}.

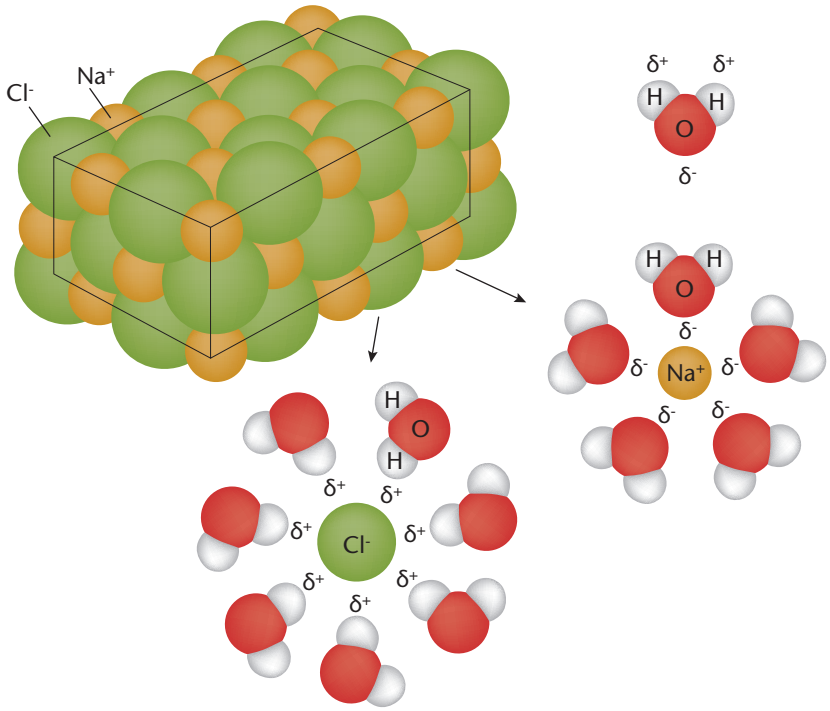
Nogle metaller kan danne ioner med forskellig ladning. Det gælder fx jern, kobber og tin, som vist i figur 40. Ved navngivning af ionforbindelser som indeholder metaller, der kan danne ioner med forskellig ladning, angives ladningen i parentes efter metallets navn. Fx navngives $FeCl_2$ som jern(2+)chlorid, mens $FeCl_3$ navngives som jern(3+)chlorid.

Kemisk formel	Navn
Fe^{2+}	Jern(2+)ion
Fe^{3+}	Jern(3+)ion
Cu^{+}	Kobber(1+)ion
Cu^{2+}	Kobber(2+)ion
Sn^{2+}	Tin(2+)ion
Sn^{4+}	Tin(4+)ion

Figur 40. Eksempler på ioner der kan have forskellige ladningstal.

Ioner i cellerne

Mange ionforbindelser er opløselige i vand og findes derfor i cellens cytosol og i vævsvæsken omkring cellerne. Fx findes natriumchlorid i celler i en koncentration på 0,9 %. Når ionforbindelsen opløses, skyldes det at vand omgiver hver ion hvorved den elektriske tiltrækningskraft mellem den positive og negative ion falder, se figur 41.



Figur 41. Opløsning af natriumchloridkrystal.

Den fysiske tilstand som et stof har ved en bestemt temperatur, angives med *tilstandsformer* efter formlen i et reaktionsskema. Tilstandsformernes betegnelse er vist i figur 42.

Ud over de tre nævnte tilstandsformer bruges betegnelsen *aq (aqua)* for at beskrive at et stof er opløst i vand.

Figur 42. Betegnelser for tilstandsformer.

Tilstandsform	Betegnelse
Fast	s (solid)
Væske	l (liquid)
Gas	g (gas)