



§ 2.2 Ionen

Je leert:

- wat ionen zijn en hoe ze ontstaan;
- het verband tussen lading van een ion en het periodiek systeem;
- wat de octetregel inhoudt.

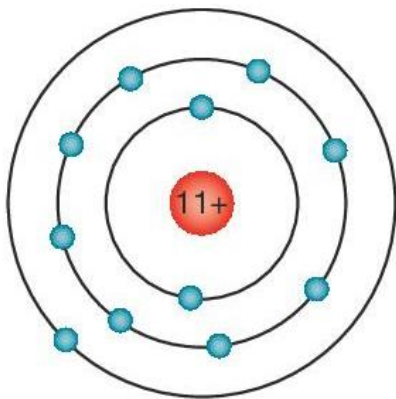


§ 2.2 Ionen

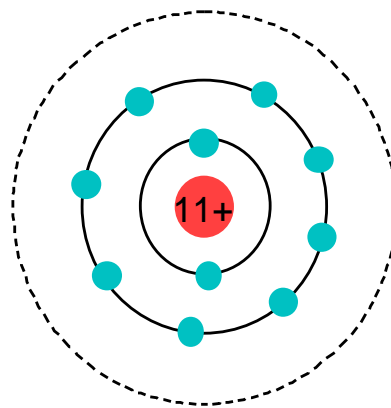
Atomen met weinig elektronen in hun buitenste schil kunnen gemakkelijk **positieve ionen** vormen door deze buitenste elektronen af te staan.

Hieronder is een Na-atoom en een Na^+ -ion getekend. Het Na^+ -ion heeft een lading van $1+$.

Als je het Na-atoom en het Na^+ -ion met elkaar vergelijkt, zie je dat de straal van het ion kleiner is dan van het Na-atoom. Verklaar dit.



Een Na-atoom met 11 elektronen (Na)



Een Na-ion met 10 elektronen (Na^+)

Een Mg-atoom kan twee elektronen afstaan; er ontstaat een ion met een lading $2+$.

Je noteert de lading rechtsboven het symbool: Mg^{2+} .

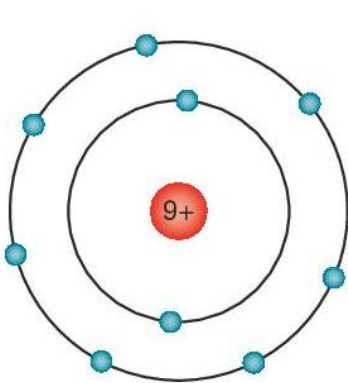
Bij een lading van $1+$ laat je de 1 weg: Na^+



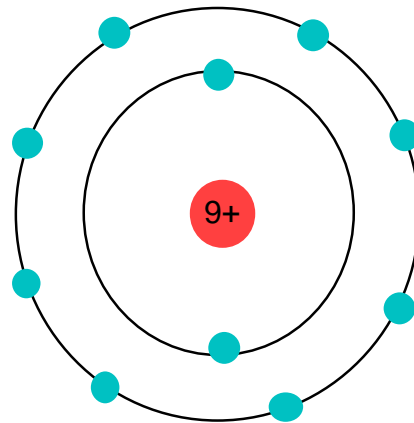
§ 2.2 Ionen

Atomen met relatief veel elektronen in hun buitenste schil kunnen gemakkelijk **negatieve ionen** vormen door opname van een of meer elektronen in hun buitenste schil.

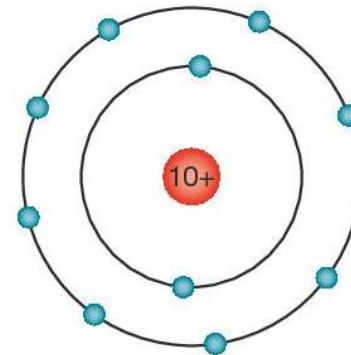
Als je het F-atoom en het F^- -ion met elkaar vergelijkt, zie je dat de straal van het ion groter is dan van het F-atoom. Verklaar dit.



Fluoratoom met 9 elektronen (F-atoom)



Fluoride-ion met 10 elektronen (F^- -ion)



Neonatoom

Zo heeft een zuurstofion een lading van 2^- ; dat geven we als volgt aan: O^{2-}



§ 2.2 Ionen

Metaalionen zijn altijd **positief** geladen en staan dus elektronen af.

Atomen van **niet-metalen** nemen vrijwel altijd elektronen op en zijn **negatief** geladen.

Elektrovalentie is de lading die een ion heeft

Valentie-elektronen zijn de elektronen in de buitenste schil van een atoomsoort en deze zijn betrokken bij het **vormen** en **verbreken** van **bindingen** tussen atomen; zij bepalen de **chemische eigenschappen**.

De **elementen** in **dezelfde groep** hebben **gemeenschappelijke eigenschappen**.

Kijk maar eens naar atoomsoorten uit **dezelfde groep** van het PS met hetzelfde aantal valentie-elektronen vormen **ionen met dezelfde lading**

Wat valt je op aan de elektronenconfiguraties van de ionen in dezelfde groep in vergelijking met de edelgassen?

De **edelgassen** reageren nauwelijks met andere elementen; ze zijn kennelijk heel **stabiel** met hun **8 elektronen** in de buitenste schil. (Uitgezonderd He, want daar is de buitenste schil vol met 2 elektronen.)



§ 2.2 Ionen

Populair gezegd, zeggen we dat de atomen “streven” naar de 8-omhulling van de edelgassen. Dit wordt de **octetregel** genoemd en de bijbehorende elektronenconfiguraties van de edelgassen noemen we de **eledelgasconfiguratie**.

Dit wetende kun je van de voor ons belangrijkste atoomsoorten de elektrovalenties uit het PS afleiden.

Een paar voorbeelden:

Een Na-atoom “wil” het elektron in zijn buitenste schil afstaan om de edelgasconfiguratie van Ne te bereiken.

Een Br-atoom “wil” een elektron in zijn buitenste schil opnemen om de edelgasconfiguratie van Ar te bereiken.

De naam van de ionen afgeleid van de halogenen, zuurstof en zwavel krijgen het achtervoegsel *-ide*: Cl^- is het chloride-ion, S^{2-} is het sulfide-ion

Ezelsbruggetje: De voor ons belangrijkste metaalionen hebben een lading van 2+, behalve die van KNaAg (lees knaag) die hebben een lading van 1+ en die van Al is 3+.

Met behulp van het PS kun je eenvoudig de elektrovalenties van de voor ons belangrijkste niet-metalen bepalen (halogenen 1-, O^{2-} en S^{2-}).



§ 2.2 Ionen

Je hebt geleerd:

- wat ionen zijn en hoe ze ontstaan;
- het verband tussen lading van een ion en het periodiek systeem;
- wat de octetregel inhoudt.