

Elektronkonfiguration och ädelgasstruktur

Niklas Dahrén



Elektronkonfiguration

✓ Elektronkonfiguration:

Elektronkonfigurationen anger hur elektronerna är arrangerade i en atom, alltså hur många elektroner som finns i varje skal (ibland anger man även antalet elektroner i varje enskild orbital/underskal).

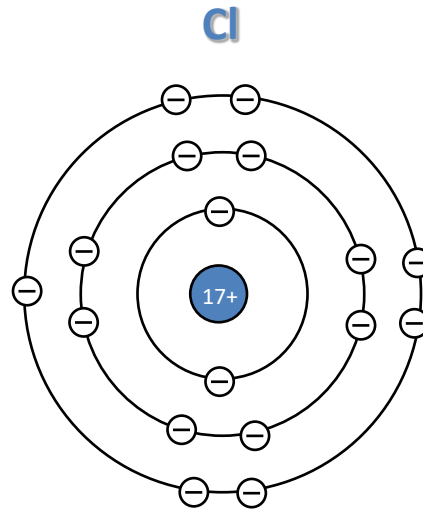
✓ Elektronkonfigurationen för klor:

K: 2

L: 8

M: 7

- ✓ **Lägre energi hos elektronerna desto närmare atomkärnan de är:** När elektronerna är så nära atomkärnan som möjligt innebär det att elektronerna och hela atomen får ett så lågt energitillstånd som möjligt. Elektronerna sitter fast hårdare, har därmed svårare att lämna atomen, och det ger en stabilare atom som inte reagerar lika lätt med andra atomer.

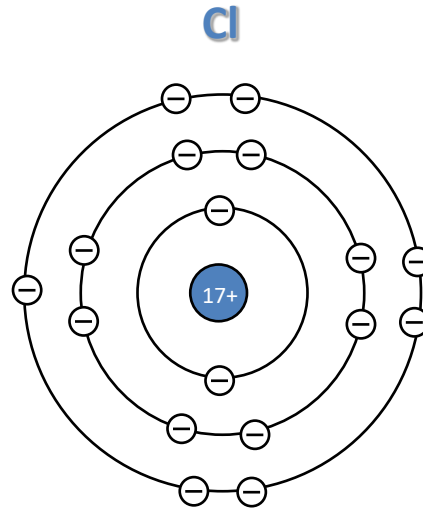


✓ Elektronerna fylls på inifrån

och ut: Elektronerna fylls på inifrån och ut eftersom elektronerna dras in mot atomkärnan av de positiva protonerna. K-skalet fylls först med elektroner, sedan fylls L-skalet etc.

Maximalt antal elektroner i varje skal

Skal:	Maximalt antal elektroner:
Skal 1: K-skalet	2
Skal 2: L-skalet	8
Skal 3: M-skalet	18
Skal 4: N-skalet	32
Skal 5: O-skalet	50
Skal 6: P-skalet	72
Skal 7: Q-skalet	98



- ✓ Antalet elektroner som maximalt kan finnas i ett skal kan beräknas med denna enkla formel (där n är skalets nummer):

$$e^- = 2 \cdot n^2$$

Elektronkonfigurationen för atomerna av några olika grundämnen

Atomnummer:	Grundämne:	Kemiskt tecken:	K-skalet:	L-skalet:	M-skalet:	N-skalet:	O-skalet:
1	Väte	H	1				
2	Helium	He	2				
3	Litium	Li	2	1			
4	Beryllium	Be	2	2			
10	Neon	Ne	2	8			
11	Natrium	Na	2	8	1		
19	Kalium	K	2	8	8	1	
20	Kalcium	Ca	2	8	8	2	
54	Xenon	Xe	2	8	18	18	8

- ✓ **Atomnumret:** Atomnumret är antalet protoner i atomkärnan (indirekt avslöjar det även antalet elektroner som befinner sig runt atomkärnan).

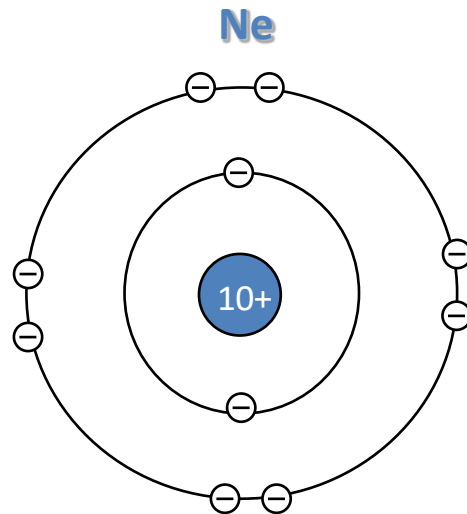
Elektronerna i de olika skalerna har olika mycket energi

- ✓ **Lägst energi:** Elektronerna i K-skalet har lägst energi (rörelse eller förmåga att sättas i rörelse) eftersom dessa sitter närmast atomkärnan. Elektronerna i K-skalet känner starkt av de positiva protonerna i atomkärnan och attraheras av dessa. Elektronerna hålls då på plats, deras rörelsefrihet begränsas, och de får därmed lägst energi. Dessa elektroner har allra svårast att lämna atomen (vid t.ex. olika kemiska reaktioner).
- ✓ **Högst energi:** Valenselektronerna har mest energi (rörelse eller förmåga att sättas i rörelse) eftersom de sitter längst bort från atomkärnan. Desto längre bort från atomkärnan man kommer desto mer energi har elektronerna eftersom protonerna i atomkärnan då inte kan attrahera elektronerna särskilt bra. Valenselektronerna är p.g.a. detta de elektroner som lättast kan lämna atomen (vid t.ex. olika kemiska reaktioner).

Skal:	Elektronernas energi:
Skal 1: K-skalet	Lägst energi
Skal 2: L-skalet	Mer energi än K-skalet
Skal 3: M-skalet	Mer energi än tidigare skal
Skal 4: N-skalet	Mer energi än tidigare skal
Skal 5: O-skalet	Mer energi än tidigare skal
Skal 6: P-skalet	Mer energi än tidigare skal
Skal 7: Q-skalet	Högst energi

Ädelgasstruktur (oktettregeln)

- ✓ **Ädelgasstruktur (oktettregeln):** Åtta valenselektroner kallas för ädelgasstruktur (eller oktettregeln) eftersom ädelgaserna har åtta valenselektroner. Undantaget är ädelgasen helium som enbart har två valenselektroner. Helium har enbart ett skal, K-skalet, och det skalet rymmer max två elektroner.
- ✓ **Ädelgaserna är väldigt stabila:** Ädelgaserna är väldigt stabila och reagerar i stort sätt aldrig med andra ämnen. Åtta valenselektroner (alt. två för vissa) verkar alltså vara ett väldigt stabilt/energifattigt tillstånd.
- ✓ **"Efterliknar" ädelgasatomerna:** I många kemiska reaktioner så antar andra atomer samma elektronkonfiguration som den närmsta ädelgasen i det periodiska systemet. De upptar, delar eller avger elektroner så att de efterliknar den närmsta ädelgasen. Oftast innebär detta att de får åtta elektroner längst ut (men t.ex. får väte två valenselektroner eftersom väte har enbart ett skal).



Neonatomen har 8 valenselektroner och därför är neon ett mycket stabilt ämne som har svårt att reagera med andra ämnen.

Ädelgasernas elektronkonfiguration

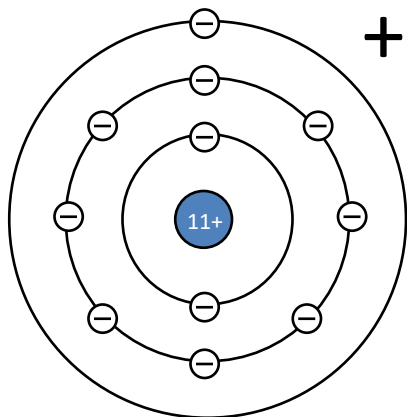
Atomnummer:	Grundämne:	Kemiskt tecken:	K-skalet:	L-skalet:	M-skalet:	N-skalet:	O-skalet:	P-skalet:
2	Helium	He	2					
10	Neon	Ne	2	8				
18	Argon	Ar	2	8	8			
36	Krypton	Kr	2	8	18	8		
54	Xenon	Xe	2	8	18	18	8	
86	Radon	Rn	2	8	18	32	18	8

Ädelgasstruktur kan uppnås på tre olika sätt

- ✓ **Avge alla valenselektroner:** En atom kan avge alla valenselektroner till en annan atom så att det yttre skalet töms på valenselektroner. Då kommer nästa skal överta rollen som det yttersta skalet. Atomen har då 8 valenselektroner i det skalet. *Exempel:* Detta sker vanligtvis hos metallatomer som t.ex. Na, Li och Mg eftersom de har få elektroner (1-2 stycken) i det yttersta skalet och samtidigt är dåliga på att hålla kvar sina egna elektroner och attrahera nya elektroner från andra ämnen (låg elektronegativitet).
- ✓ **Ta upp valenselektroner:** En atom kan uppta valenselektroner från en annan atom så att det yttre skalet fylls med totalt 8 valenselektroner. *Exempel:* Detta sker vanligtvis hos ickemetaller som Cl, F, och O eftersom de har många valenselektroner (6-7 stycken) i det yttersta skalet och samtidigt är bra på att hålla kvar sina egna elektroner och dra till sig nya elektroner från andra ämnen (hög elektronegativitet).
- ✓ **Dela på valenselektroner:** En atom kan dela på valenselektroner med en eller flera andra atomer så att alla får totalt 8 valenselektroner. Detta sker genom att de skapar s.k. kovalenta bindningar mellan varandra. *Exempel:* Detta sker vanligtvis mellan olika ickemetaller som C, H, Cl, F, och O.

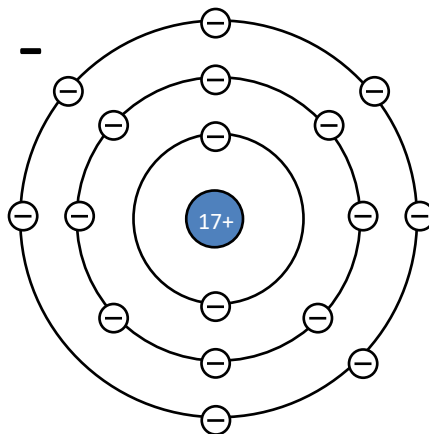
Ädelgasstruktur kan uppnås genom att atomer avger eller tar upp valenselektroner

- ✓ **Natrium har 1** valenselektron och klor har 7 valenselektroner.



Na

+ -



Cl

- ✓ **Cl är bra på att attrahera** elektroner (hög elektronegativitet). Natrium däremot har låg elektronegativitet och är dålig på att attrahera elektroner. Kloratomen "stjäl" därför natriumatomens valenselektron.

- ✓ **När elektronen förs över** från natrium till klor får båda ämnena ädelgasstruktur.

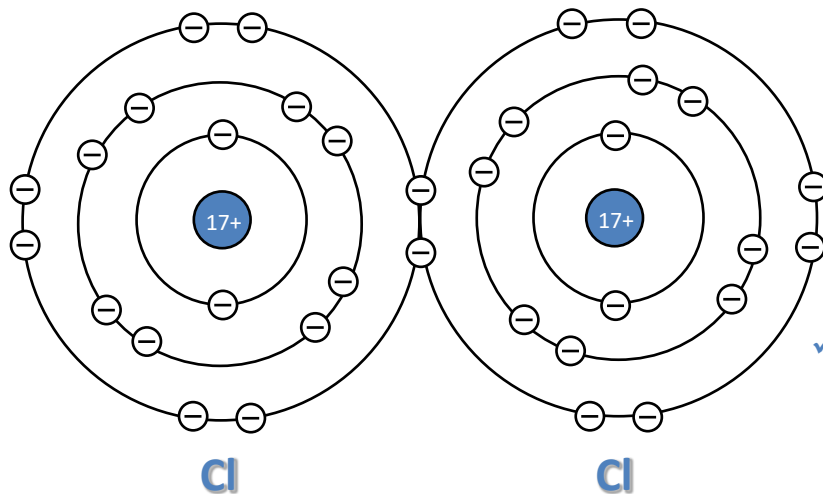
- ✓ **Natriumatomen blir då positivt** laddad (positiv jon) medan kloratomen blir negativt laddad (negativ jon). En jonbindning kan nu uppstå mellan dem.

- ✓ **Ädelgasstrukturen ger stabilare/energifattigare atomer:** Båda atomerna är mycket stabilare nu (lägre energi) och reagerar inte särskilt lätt med andra ämnen. I jonform är deras förmåga att avge eller uppta fler elektroner väldigt låg. Stabiliteten beror även på att de i jonform attraheras av varandras motsatta laddningar och skapar stabila jonbindningar. Ädelgasstruktur är på detta sätt en metod för att skapa stabilare/energifattigare atomer som inte reagerar lika lätt med andra ämnen.

Ädelgasstruktur kan uppnås genom att atomer delar på valenselektroner

- ✓ **Varje kloratom har från början 7 valenselektroner** var. Det finns alltså plats för ytterligare 1 elektron (för att fylla yttre skalet med 8 elektroner).

- ✓ **En klormolekyl, Cl_2** , uppstår när 2 kloratomer reagerar med varandra.



- ✓ **Ädelgasstrukturen ger stabilare/energifattigare atomer:** Båda atomerna är mycket stabilare nu (lägre energi) och reagerar inte lika lätt med andra ämnen. De gemensamma valenselektronerna hålls hårt fast av 2 atomkärnor och atomernas förmåga att avge eller uppta fler elektroner är väldigt låg. Ädelgasstruktur är på detta sätt en metod för att skapa stabilare/energifattigare atomer som inte reagerar lika lätt med andra ämnen.

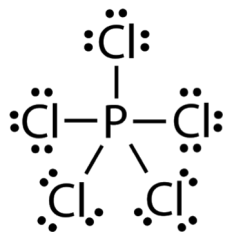
- ✓ **Om två kloratomer reagerar med varandra** så kommer de börja dela på 2 elektroner. De är båda lika bra på att dra till sig elektroner (samma elektronegativitet) så därför är det ingen som kommer "vilja" avge sin valenselektron till den andra. Istället blir bästa lösningen att dela på elektroner.
- ✓ **Genom att dela på 2 valenselektroner** uppnår båda kloratomerna ädelgasstruktur.
- ✓ **När atomer hålls ihop** med varandra genom att dela på elektroner så kallas det för en kovalent bindning (elektronparbindning).

Varför inte fler än 8 valenselektroner?

- ✓ **Atomer med enbart 1 eller 2 skal kan inte ha fler än 2 resp. 8 elektroner längst ut** eftersom det inte finns plats för flera. När dessa platser är fyllda så kan inte atomerna ta emot flera elektroner vilket gör atomerna mer stabil (mindre reaktiv).
- ✓ **Atomerna i period 3-7 har dock plats för fler än 8 valenselektroner**, men trots detta så "eftersträvar" ändå många av dessa atomer att få enbart 8 valenselektroner (framförallt upp till atomnummer 20). För att förstå detta är det viktigt att känna till att varje huvudskal (K, L, M, N etc.) består av ett antal s.k. "underskal". Underskalen kallas även för orbitaler och dessa kan bättre liknas vid "elektronmoln" än "skal".
- ✓ **Fler än 8 valenselektroner fungerar inte så bra** eftersom de extra valenselektronerna skulle hamna i underskal/orbitaler som är mer avskärmade från atomkärnan och som ligger ännu längre ut från atomkärnan. Elektroner som hamnar i dessa underskal/orbitaler attraheras därför inte av atomkärnan i särskilt hög grad. Vi får då en väldigt energirik atom med valenselektroner som sitter löst och som kommer lossna på en gång. Atomen blir väldigt reaktiv om elektronerna placeras i dessa underskal/orbitaler.
- ✓ **Genom att bara fylla det yttre skalet med 8 elektroner** (och därmed undvika de energirikaste underskalen/orbitalerna i det yttre skalet) så får vi en stabilare, energifattigare och mindre reaktiv atom.

Varför eftersträvar atomer ädelgasstruktur?

- ✓ **Ädelgasstruktur är en metod för att uppnå lägre energi:** Ädelgasstruktur är ingen egentlig drivkraft utan snarare en metod eller ett sätt för att atomer ska kunna uppnå ett stabilare/energifattigare tillstånd vilket gör att de blir mindre reaktiva.
- ✓ **Drivkraften i kemiska reaktioner är lägre energi:** Drivkraften i de flesta kemiska reaktioner är alltså inte ädelgasstruktur, utan att atomerna, och de molekyler de ev. ingår i, ska bli så stabila och energifattiga som möjligt. När de blir det så minskar deras benägenhet att reagera med andra ämnen.
- ✓ **Inte alltid ädelgasstruktur:** Alla atomer eftersträvar inte ädelgasstruktur i alla lägen, utan det finns andra metoder för atomer, och de molekyler de ingår i, att bli stabila/energifattiga (t.ex. genom att optimera antalet bindningar vilket sänker energin). I vissa fall kan även en atom "offra" sin egen ädelgasstruktur för att de andra atomerna i en molekyl ska kunna få ädelgasstruktur, om det leder till att den totala energin för hela molekylen blir lägre.



Fosforpentaklorid (PCl_5)

PCl_5 har en fosforatom med s.k. "expanderad oktett" (fler än 8 valenselektroner). Fördelen är att det medför att alla kloratomerna får ädelgasstruktur och att antalet bindningar blir optimalt. Detta leder till att de olika atomerna tillsammans, och hela molekylen som helhet, får lägre energi jämfört med om de inte skulle vara bundna till varandra på det här sättet.

Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

<http://www.youtube.com/Kemilektioner>

<http://www.youtube.com/Medicinlektioner>

