

Elektronkonfiguration

19 okt. 2026, 5 min läsning

UTKAST

#fysik #atomfysik #modell

Kurs: F0005T **Förkunskaper:** Paulis uteslutningsprincip, Atomorbitaler

Orbitalerna fylls nerifrån och upp enligt Pauliprincipen, vilket ger varje grundämne en bestämd konfiguration — natrium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, aluminium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Nivåer med samma n och l men olika m_l har samma energi så länge sfärens symmetri är obruten; de kallas degenererade. Det är det yttersta skalets konfiguration som styr atomens kemi, och det är därför Mendelejevs periodiska system från år 1869 ser ut som det gör.

Formeln, symbol för symbol

$$E_n = - \underbrace{Z_{\text{eff}}^2}_{\substack{\text{kärnladdningen} \\ \text{efter skärmning}}} \cdot \underbrace{\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2}}_{\substack{\text{skalet}}}$$

En yttre elektron ser inte hela kärnladdningen Ze , eftersom de inre elektronerna ligger emellan. Energin räknas som i väte, men med den laddning som faktiskt når fram.

1. Notation och fyllnadsordning

En konfiguration anger hur många elektroner som sitter i varje underskal: siffran är n , bokstaven är l (s, p, d, f för $l = 0, 1, 2, 3$) och exponenten är antalet elektroner. Exponenterna summerar alltid till Z för en neutral atom, och inget underskal får fler än $2(2l + 1)$ enligt Paulis uteslutningsprincip.

I grundtillståndet fylls underskalen i ordning efter stigande energi:

$$1s \ 2s \ 2p \ 3s \ 3p \ 4s \ 3d \ 4p \ 5s \ 4d \ 5p \ 6s \ 4f \dots$$

Fysika: T k3 (konfigurationen för varje grundämne står i periodiska systemet)

Några exempel:

Grundämne	Z	Konfiguration
Helium	2	$1s^2$
Kol	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
Neon	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Natrium	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Argon	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

2. Skärmning och effektiv kärnladdning

I väte beror energin bara på n . I en atom med flera elektroner ser en yttre elektron inte hela kärnladdningen Ze : de inre elektronerna ligger till stor del mellan den och kärnan och skärmar av en del av laddningen. Effekten beskrivs med en effektiv kärnladdning Z_{eff} , som sätts in i energin för **ett väteliknande system** i stället för Z :

$$E_n = -\frac{Z^2}{n^2} \cdot 13,6 \text{ eV} \quad \longrightarrow \quad E_n = -\frac{Z_{\text{eff}}^2}{n^2} \cdot 13,6 \text{ eV}$$

Fysika: Fd3 (energinivåer för väteliknande system, med $E_H = 13,6 \text{ eV}$ från Te)

Löser vi ut Z_{eff} ur en uppmätt joniseringsenergi $E_{\text{jon}} = |E_n|$ får vi

$$Z_{\text{eff}} = n \sqrt{\frac{E_{\text{jon}}}{13,6 \text{ eV}}}$$

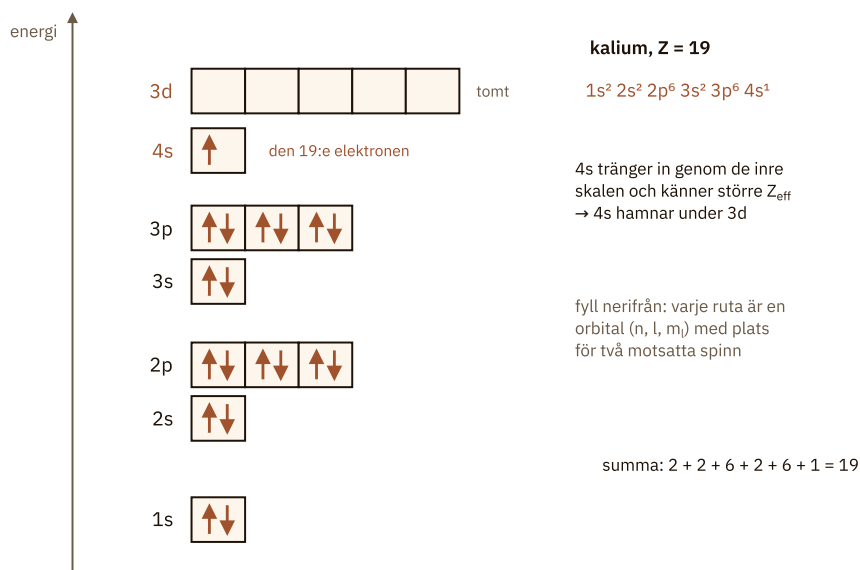
Full skärmning av alla inre elektroner skulle ge $Z_{\text{eff}} = 1$ för en ensam valenselektron, ingen skärmning alls $Z_{\text{eff}} = Z$. Verkliga värden ligger däremellan, oftast nära 1.

3. Varför 4s fylls före 3d

Skärmningen är inte lika för alla l . En s-elektron har en sannolikhetstäthet som når ända in till kärnan (se **Atomorbitaler**), så den tränger in genom de inre skalerna och känner ett större Z_{eff} . En d-elektron med samma n håller sig längre ut och är bättre skärmd. I en atom med många elektroner beror energin därför på både n och l :

$$E_{ns} < E_{np} < E_{nd} < E_{nf}$$

För kalium är skillnaden så stor att $4s$ hamnar *under* $3d$, och den 19:e elektronen går till $4s$. Först när $4s$ är full börjar övergångsmetallerna fylla $3d$.

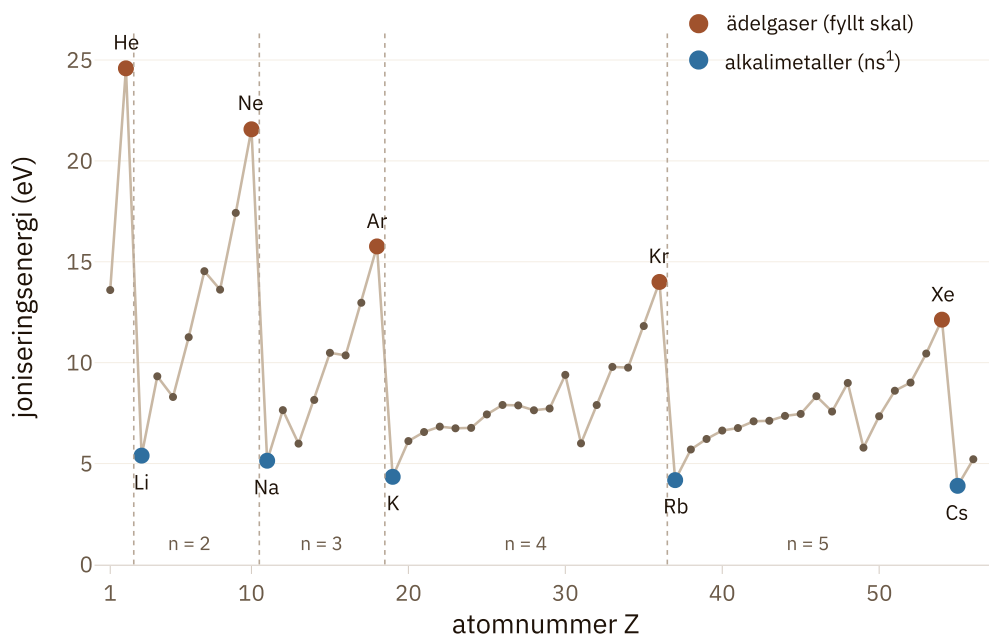


Kaliums 19 elektroner i underskalen, ordnade efter energi. Varje ruta är en orbital med plats för två motsatta spinn. Efter argonskalet hamnar den 19:e elektronen i $4s$, som ligger under $3d$ eftersom s -elektronen tränger in genom de inre skalerna.

4. Perioder och grupper

Periodiska systemets rader motsvarar skalerna, och grundämnena i samma kolumn har samma konfiguration i det yttersta skalet. Det är den som styr kemin.

- **Alkalimetaller** (ns^1): en ensam, välskärmad elektron utanför fyllda skal. Låg joniseringsenergi, lämnar gärna bort elektronen.
- **Ädelgaser** ($ns^2 np^6$): fyllt p -underskal. Hög joniseringsenergi och nästan ingen kemisk aktivitet.
- **Halogener** ($ns^2 np^5$): en plats kvar i p -underskalet. Tar gärna upp en elektron.
- **Övergångsmetaller**: fyller $3d$, $4d$, $5d$ medan det yttersta s -underskalet redan är fullt, så grannelementen blir kemiskt lika. Lantaniderna fyller $4f$ på samma sätt.



Första joniseringsenergin för $Z = 1$ till 56 (NIST). Ädelgaserna ligger på topparna och alkalimetallerna direkt efter, i dalarna: vid varje streckad linje börjar ett nytt skal. Övergångsmetallerna ($Z = 21$ – 30 och 39 – 48) ger de flacka partierna.

⚠ Vanliga fel

- **3d före 4s.** I grundtillståndet fylls 4s först. Skriv kalium som $\dots 3p^6 4s^1$, inte $\dots 3p^6 3d^1$.
- **Exponenterna summerar inte till Z.** Kontrollera alltid summan, det avslöjar de flesta felskrivningar.
- **Fel n i Z_{eff} .** Litiums valenselektron sitter i $n = 2$, natriums i $n = 3$. Med fel n blir Z_{eff} fel med en faktor n .
- **Degeneration tas för given.** I väte har 2s och 2p samma energi. I atomer med fler elektroner har de det inte, eftersom skärmningen beror på l .

5. Lösta exempel

☰ Exempel – Effektiv kärnladdning för litium

Litiums joniseringsenergi är 5,39 eV, och den elektron som lämnar atomen sitter i 2s. Bestäm Z_{eff} för den elektronen och jämför med de två ytterlighetsfallen $Z_{\text{eff}} = 1$ och $Z_{\text{eff}} = 3$.

 Lösning

Modell. Valenselektronen behandlas som en elektron i ett väteliknande system med $n = 2$ och energin $E_2 = -5,39$ eV.

Lös ut Z_{eff} .

$$Z_{\text{eff}} = n \sqrt{\frac{E_{\text{jon}}}{13,6 \text{ eV}}} = 2 \sqrt{\frac{5,39}{13,6}} = \boxed{1,26}$$

Jämförelse. Med $Z_{\text{eff}} = 1$ skulle de två $1s$ -elektronerna skärma perfekt och joniseringsenergin bli $13,6/4 = 3,40$ eV. Utan skärmning, $Z_{\text{eff}} = 3$, skulle den bli $9 \cdot 13,6/4 = 30,6$ eV. Värdet 1,26 ligger nära full skärmning: $2s$ -elektronen är mest utanför $1s$ -skalet men tränger in en bit och känner lite mer än $+e$.

Ej kontrollerat mot facit – två oberoende lösningar stämmer överens.

 Exempel – Svavel och kalium

Skriv grundtillståndets elektronkonfiguration för svavel ($Z = 16$) och kalium ($Z = 19$). Vilket underskal fylls sist i respektive atom, och varför hamnar kaliums sista elektron i $4s$ och inte i $3d$?

 Lösning

Svavel. Fyll i ordningen $1s, 2s, 2p, 3s, 3p$ tills 16 elektroner är placerade:

$$\boxed{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4} \quad 2 + 2 + 6 + 2 + 4 = 16$$

Sist fylls $3p$, som har fyra av sex platser besatta.

Kalium. Efter argonskalet (18 elektroner) återstår en:

$$\boxed{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1} \quad 18 + 1 = 19$$

Varför 4s. En s-elektron tränger in genom de inre skalerna och känner ett större Z_{eff} än en d-elektron, som hålls utanför och skärmas nästan helt. Därför ligger 4s lägre än 3d i kalium.

Ej kontrollerat mot facit — två oberoende lösningar stämmer överens.

Läsning

- 41.6 Many-Electron Atoms and the Exclusion Principle