

(Y) VOORWOORD

Dit is de samenvatting chemie ter voorbereiding van de toets van atomen en moleculen, let op: deze samenvatting is bedoeld voor de richtingen met 2u chemie (wetenschapsrichtingen)

(X) INHOUDSTAFEL

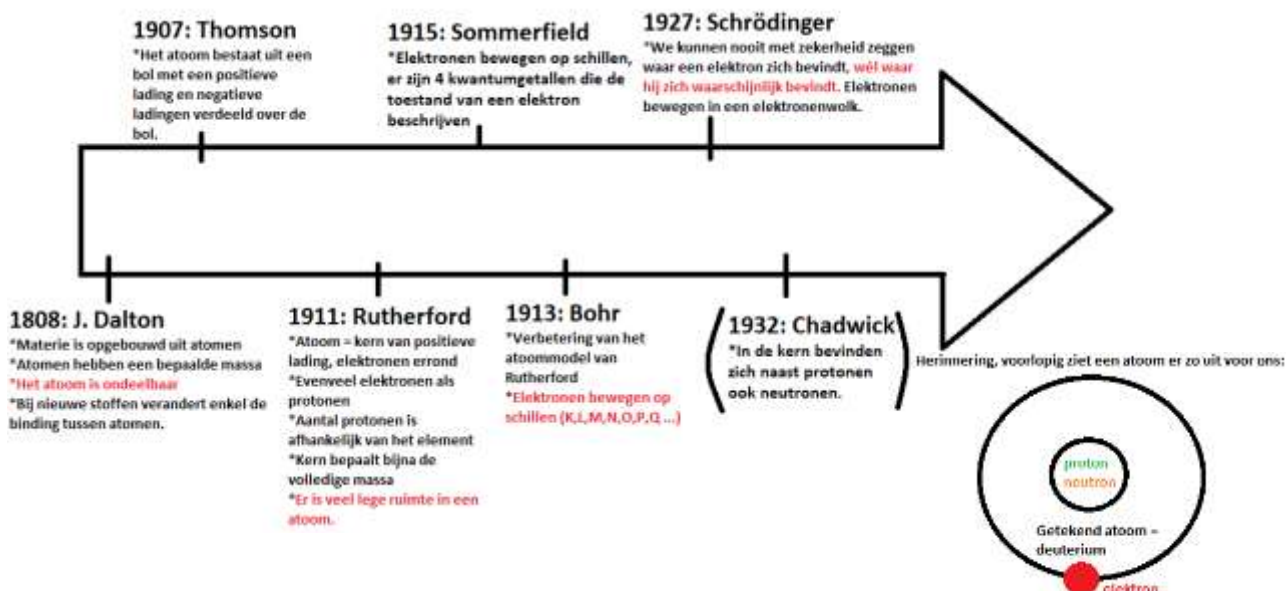
(1) ATOOMBOUW

(2) STRUCTUUR VAN MOLECULEN

(1) ATOOMBOUW

(1A) DE EVOLUTIE VAN HET ATOOMMODEL

*Wetenschappers hebben vroeger de bouw van het atoom onderzocht, onderstaande tijdlijn vat hun bevindingen samen: **(tijdlijn behalve Chadwick dient gekend te zijn!)**



*In het 3de jaar zijn we gestopt bij het atoommodel van Bohr, echter is dit géén 100% juiste representatie van het atoom. Daarom breiden we het dit jaar uit tot Sommerfield/Schrödinger.

(1B) VAN BOHR TOT SOMMERFIELD TOT SCHRÖDINGER

(1BI) SNELLE HERHALING VAN BOHRS ATOOMMODEL

*Elektronen bewegen op schillen rond de kern.

→ Elke elektron heeft een bepaalde hoeveelheid energie, gaat hij naar een lagere schil geeft hij energie af ⇔ gaat hij naar een hogere schil neemt hij energie op (hij wordt aangeslagen, dit proces dat een elektron naar een hogere schil gaat = excitatie)

→ De potentiële energie van een elektron rekenen we uit door: $E(p) = F \cdot r$, hierbij is r de straal van het atoom. **Hoe verder een elektron van de kern is, hoe meer energie hij bevat.**

*Er zijn 7 schillen: K = ($n = 1$), L = 2, M = 3, N = 4, O = 5, P = 6, Q = 7

→ De nummer van een schil is het **hoofdkwantumgetal n** .

→ De maximale hoeveelheid elektronen op één schil berekenen we met de formule: $2n^2$ (n = hoofdkwantumgetal), rekening houdende met dat één schil maximum 32 e^- mag bevatten.

→ Voorbeeld: M-schil: $n = 3 \rightarrow 2n^2 = 2 \cdot 3^2 = 2 \cdot 9 = 18$, de M-schil mag max. 18 elektronen hebben.

*Elektronen op de buitenste schil noemen we **valentie-elektronen**, deze elektronen zijn het belangrijkste bij de **vorming van nieuwe moleculen**.

*Bohr heeft enkel experimenten op waterstof uitgevoerd toen hij het atoom onderzocht, echter de hogere atomen complexer dan dat. Met nieuw apparatuur kon Sommerfeld verder onderzoek verrichten.

(1BII) SOMMERFELDS ATOOMMODEL

*Het energieniveau van een elektron wordt beschreven door **4 kwantumgetallen**:

→ **Hoofdkwantumgetal (n)**: hoofdschil van het atoom --> n gaat van 1 tot 7.

→ **Nevenkwantumgetal (l_i)**: aantal subschillen van de hoofdschil (ja, de hoofdschillen bestaan uit subschillen)

--> l_i gaat van 0 tot en met n-1 tot en met n = 4, na het vierde subniveau komt er géén bij.

--> n = 1 → één subniveau: l_i = 0 (s!) → s-subschil

--> n = 2 → twee subniveaus: l_i = 1 (p!) → s-subschil, p-subschil

--> n = 3 → drie subniveaus: l_i = 2 (d!) → s-subschil, p-subschil, d-subschil

--> n = 4 → vier subniveaus: l_i = 3 (f!) → s-subschil, p-subschil, d-subschil, f-subschil

--> elke subschil mag maar een maximum aantal elektronen:

s-subschil = maximum 2, p-subschil = max 6, d-subschil = max 10, f-subschil = max 14!

→ **Magnetisch kwantumgetal (m_i)**: deelt de subschillen op in magnetische deelniveaus.

--> m_i gaat van -l_i tot l_i.

--> het p-subschil heeft dus drie magnetische deelniveaus (-1, 0, 1): p_x, p_y, p_z.

--> elk magnetisch deelniveau bevat maximum 2 elektronen.

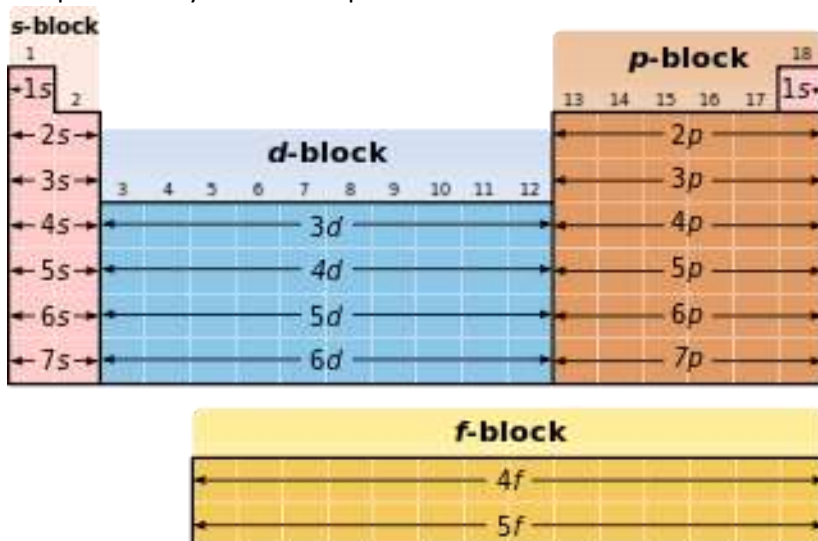
→ **Spinkwantumgetal (m)**: geeft de richting van een elektron in het magnetisch deelniveau weer.

--> Twee waarden mogelijk: +1/2 (↑) of -1/2 (↓).

*Terwijl Bohr enkel het hoofdkwantumgetal ontdekte heeft Sommerfeld de andere kwantumgetallen kunnen ontdekken. Daarom is dit atoommodel ook een uitbreiding op Bohr.

(1BII_a) SUBSCHILLEN (nevenkwantumgetal!) IN VERBAND MET HET PERIODIEK SYSTEEM

*Het periodiek systeem valt op te delen in 4 blokken:

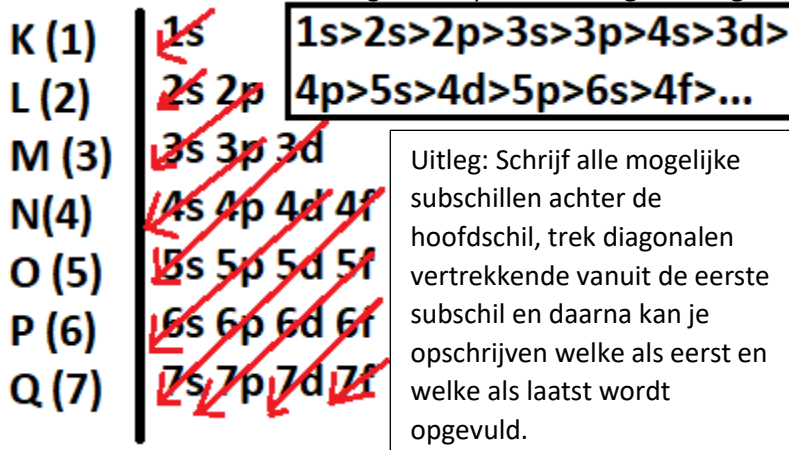


In de s-blok zullen de valentie-elektronen altijd 's' zijn, in de d-blok 'd', in de p-blok 'p' ... van links naar rechts in elke blok verhoogt de hoeveelheid elektronen op de subschil, Na zal dus eindigen op 3s¹ terwijl Ca (naast Na) zal eindigen op 3s².

(1BII_b) ELEKTRONENCONFIGURATIES OPSTELLEN MET SUBSCHILLEN

*Vroeger stelden we elektronenconfiguraties op met de gewone schillen, nu leren we deze opstellen met subschillen aangezien we ons atoommodel hebben uitgebreid.

*We stellen de elektronenconfiguratie op met de **diagonaalregel** op, wtf is dit?



→ Voorbeeld: Ca (12 elektronen) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (verband met PSE: eindigt op s^2 !)

Fr (87 elektronen) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1$

→ **Let altijd op het periodiek systeem, Fr zit ervoor in de s-blok in periode 7, als je laatste schil niet $7s^1$ is heb je het 100% zeker fout!**

→ **Opmerking:** Je zal het misschien verwarrend vinden dat we van 4 naar 3 springen, maar dankzij de subshillen is de volgorde van energieniveaus anders. Sommige subshillen hebben een hoger energieniveau desondanks ze op een lagere hoofdschil behoren.

*De elektronenconfiguratie van Fr was een grote bevalling, omdat wetenschappers lui zijn hebben we een **kortere notatie** uitgevonden: **[vorige edelgas] + [elektronenconfiguratie]**

→ Voorbeeld: Ca = $[_{10}\text{Ne}] 3s^2$ (die $[_{10}\text{Ne}]$ vervangt de $1s^2 2s^2 2p^6$)

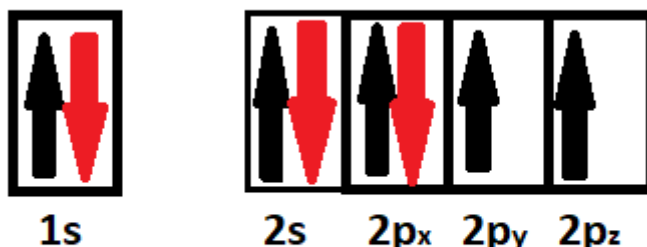
Fr = $[_{86}\text{Rn}] 7s^1$ (dat is al véél minder dan daarjuist)

(1BII_c) VERBODSREGEL VAN PAULI EN REGEL VAN HUND

*Verbodsregel van Pauli: **binnen eenzelfde atoom verschilt elk elektron van een ander door minstens één van de vier kwantumgetallen. Twee elektronen in eenzelfde magnetische niveau bezitten dus altijd een tegengestelde spin.**

*Regel van Hund: **Als we de magnetische deelniveaus opvullen (herinnering: elke subshil valt te onderverdelen in magnetische deelniveaus), dan zal elk elektron eerst apart een deelniveau opvullen. Als er meer elektronen dan deelniveaus zijn zullen er twee elektronen moeten in één deelniveau.** → verduidelijking van de regel van Hund: afbeelding + uitleg hieronder.

O heeft 8 elektronen



Eerst tekenen we de eerste 5 verdeeld over alle magnetische deelniveaus.

Daarna teken we pas de overige elektronen in de magnetische deelniveaus!

Let op: maak deze fatale fout nooit!

2 pijltjes omhoog (of 2 beneden) in éénzelfde magnetisch deelniveau te zetten! Dit gaat niet omdat tegengestelde ladingen elkaar afstoten (fysica), **echter door de tegengestelde spin wordt er een magnetisch veld gemaakt en worden ze toch aangetrokken.** Indien (hypothetisch) de elektronen éénzelfde spin zouden hebben, is er géén magnetisch veld en zullen ze dus volledig afgestoten worden. Daarom kan je **NOOIT** 2 pijltjes omhoog of beneden hebben in hetzelfde magnetisch deelniveau!

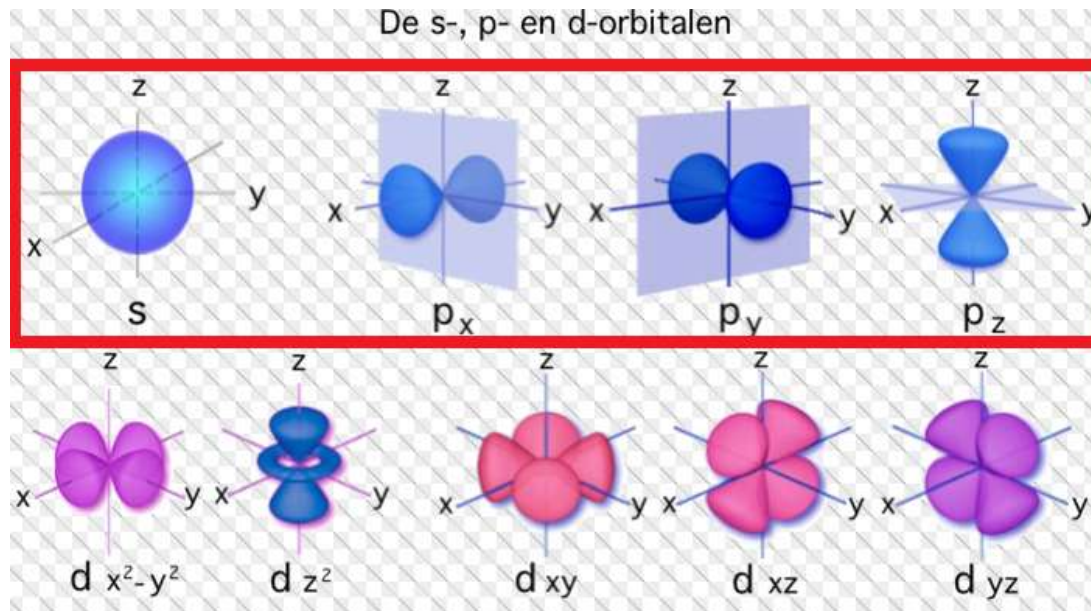


(1BIII) SCHRÖDINGER DOET NOG EEN LAATSTE UITBREIDING (ATOOMORBITALEN)

*Volgens Schrödinger weten we **nooit 100% zeker** weten waar het elektron zich bevindt, we gaan uit van een **waarschijnlijkheid**.

*Schrödinger ontdekte wiskundig de **atoomorbitalen**, dit zijn gebieden waarin de waarschijnlijkheid om een elektron aan te treffen het grootst is (echter zijn we niet 100% zeker).

*Ruimtelijke voorstelling s- en p- en d-orbitalen (enkel voorstelling van s- en p- kennen!):



→ Hoe onthouden? s = een bol

p_x = zandloperachtig op x-as $\Leftrightarrow p_y$ = zandloper (") op y-as $\Leftrightarrow p_z$ = " op z-as

*De laatste elektron van zuurstof (O) bevindt zich in het p_z -orbitaal (magnetisch deelniveau), dus als je dit moet tekenen, teken je die zandloper. Je houdt ook in je achterhoofd dat we daar het **meeste kans hebben om de elektron te vinden**.

(2) STRUCTUUR VAN MOLECULEN