Periodensystem einfach erklärt: Warum es so aussieht, wie es aussieht

ORDNUNG AUS QUANTENZAHLEN

Im November 1994 entstand an der Gesellschaft für Schwerionenforschung in Darmstadt ein einzelnes Atom eines Elements, das zuvor nie zweifelsfrei nachgewiesen worden war. Ein Team um Sigurd Hofmann hatte Blei mit Nickelkernen beschossen und dabei Atome mit 110 Protonen im Kern erzeugt, die nach Sekundenbruchteilen wieder zerfielen [1]. 2003 erhielt das Element seinen Namen: Darmstadtium, Symbol Ds [2].

Wie sich Darmstadtium chemisch verhält, hat bislang niemand direkt gemessen. Es lässt sich nur in einzelnen Atomen herstellen, die nach Sekunden oder Sekundenbruchteilen zerfallen. Trotzdem weiß jeder Chemiker, wo es hingehört: in Gruppe 10, unter Nickel, Palladium und Platin. Dass man einem Element seinen Platz zuweisen kann, bevor man je mit ihm gearbeitet hat, verdankt man dem Periodensystem. Und warum das Periodensystem genau so aussieht, wie es aussieht, mit Zeilen von 2, 8, 18 und 32 Elementen, erklärt die Quantenmechanik.

Mendelejews Lücken

1869 ordnete der russische Chemiker Dmitri Mendelejew die damals bekannten Elemente nach ihrem Atomgewicht und bemerkte, dass sich ihre Eigenschaften in regelmäßigen Abständen wiederholen [3]. Er war nicht der Einzige, der so etwas versuchte, aber er ging am weitesten. Wo kein bekanntes Element in sein Schema passte, ließ er Lücken und sagte, ausführlich vor allem 1871, voraus, dass dort noch unentdeckte Elemente hingehörten, samt ihrer ungefähren Eigenschaften. Mit Gallium, Scandium und Germanium wurden drei davon noch zu seinen Lebzeiten gefunden [4].

Warum es diese Ordnung gibt, konnte Mendelejew nicht sagen. Ein erster Schritt gelang 1913, als Henry Moseley an Röntgenspektren zeigte, dass die Elemente nicht nach dem Atomgewicht, sondern nach einer ganzen Zahl geordnet sind, der Ordnungszahl. Sie gibt die Zahl der Protonen im Kern an und damit auch die Zahl der Elektronen im neutralen Atom [5]. Die Chemie eines Elements bestimmen diese Elektronen, und wie sie sich anordnen, ist eine Frage der Quantenmechanik.

Vier Quantenzahlen

Ein Elektron im Atom kann nicht jede beliebige Energie haben (mehr dazu unter Was sind Quanten?). Beim Wasserstoffatom, mit nur einem Elektron, sind die erlaubten Energien besonders einfach [6],[7]:

$$E_n = -\frac{13{,}6\,\mathrm{eV}}{n^2}, \qquad n = 1, 2, 3, \ \ldots \tag{1}$$

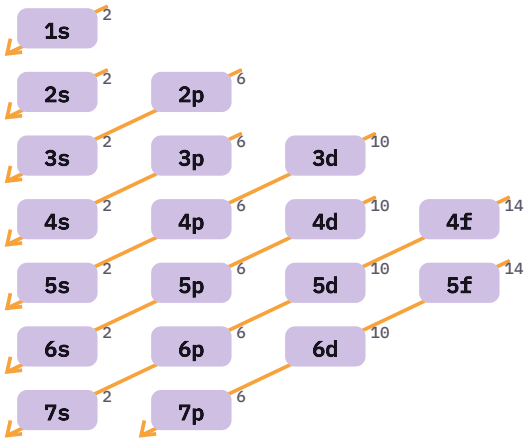
Die ganze Zahl n heißt Hauptquantenzahl. Zu jedem n gehören n^2 Zustände, die sich in der Form ihrer Aufenthaltswahrscheinlichkeit unterscheiden, die Orbitale. Die Drehimpulsquantenzahl l kann die Werte 0 bis n − 1 annehmen, aus historischen Gründen bezeichnet man sie mit den Buchstaben s, p, d und f. Die magnetische Quantenzahl m läuft von $-l$ bis $+l$, es gibt also ein s-Orbital, drei p-, fünf d- und sieben f-Orbitale. Dazu kommt als vierte die Spinquantenzahl m_s, die nur die Werte +½ und −½ annehmen kann [7].

Entscheidend ist eine Regel, die Wolfgang Pauli 1925 aufstellte: In einem Atom dürfen keine zwei Elektronen in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen [8]. Dass die vierte Quantenzahl den Spin beschreibt, erkannten George Uhlenbeck und Samuel Goudsmit noch im selben Jahr. Jedes Orbital fasst deshalb höchstens zwei Elektronen mit entgegengesetztem Spin. Warum Elektronen diesem Ausschließungsprinzip folgen, Lichtteilchen dagegen nicht, erklärt der Artikel über Fermionen und Bosonen. Für das Periodensystem genügt die Folge daraus:

$$\text{Unterschale: } 2(2l+1) \quad (\text{s: } 2, \text{p: } 6, \text{d: } 10, \text{f: } 14), \quad \text{Schale: } 2n^2 \tag{2}$$

Die Reihenfolge der Füllung

Beim Wasserstoff hängt die Energie nur von n ab. In Atomen mit mehreren Elektronen schirmen die inneren Elektronen die Kernladung teilweise ab, und Orbitale mit kleinem l, die näher an den Kern heranreichen, liegen energetisch tiefer. Die Reihenfolge, in der die Unterschalen gefüllt werden, folgt deshalb in guter Näherung einer einfachen Regel: Erst kommt die kleinere Summe $n + l$, bei gleicher Summe das kleinere n (Abb. 1) [7]. Darum wird zum Beispiel 4s vor 3d besetzt [4].



Reihenfolge der Besetzung:

1s → 2s → 2p → 3s → 3p →
4s → 3d → 4p → 5s → 4d →
5p → 6s → 4f → 5d → 6p →
7s → 5f → 6d → 7p

kleine Zahl: Platz für so viele Elektronen

Abb. 1: Reihenfolge, in der die Unterschalen in neutralen Atomen gefüllt werden (Näherungsregel nach $n + l$). Schematische eigene Darstellung nach [7].

Jetzt lässt sich das Periodensystem fast von selbst aufbauen. Wasserstoff hat ein Elektron im 1s-Orbital, Helium zwei, und damit ist die erste Schale voll. Lithium muss sein drittes Elektron ins 2s-Orbital setzen und beginnt eine neue Zeile. Nach 2s und 2p, zusammen acht Plätzen, ist mit Neon die zweite Zeile voll. Natrium beginnt die dritte, mit einem einzelnen Elektron in 3s, und das ist genau dieselbe Lage wie bei Lithium eine Etage tiefer. Deshalb verhalten sich beide ähnlich, und deshalb stehen sie untereinander.

Jede Zeile, jede Periode, endet bei einem Edelgas. Ab der zweiten Periode ist das der Punkt, an dem eine p-Unterschale voll ist, in der ersten die 1s-Unterschale bei Helium. Zählt man nach der Regel aus Abbildung 1 ab, wie viele Plätze bis dahin dazukommen, ergeben sich die Längen der Perioden, hier in einer kompakten Schreibweise:

$$L_p = 2 \cdot \left\lceil \frac{p+1}{2} \right\rceil^2 \quad \Rightarrow \quad 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32 \tag{3}$$

Das ist genau die Form des Periodensystems in Abbildung 2: zwei Elemente in der ersten Zeile, je acht in der zweiten und dritten, je 18 in der vierten und fünften und je 32 in der sechsten und siebten. Die 14 Elemente des f-Blocks pro Periode schreibt man aus Platzgründen meist darunter. Lutetium und Lawrencium stehen hier in Gruppe 3, wie es ein Projektbericht der IUPAC von 2021 empfiehlt [9]; offiziell festgelegt ist das noch nicht.

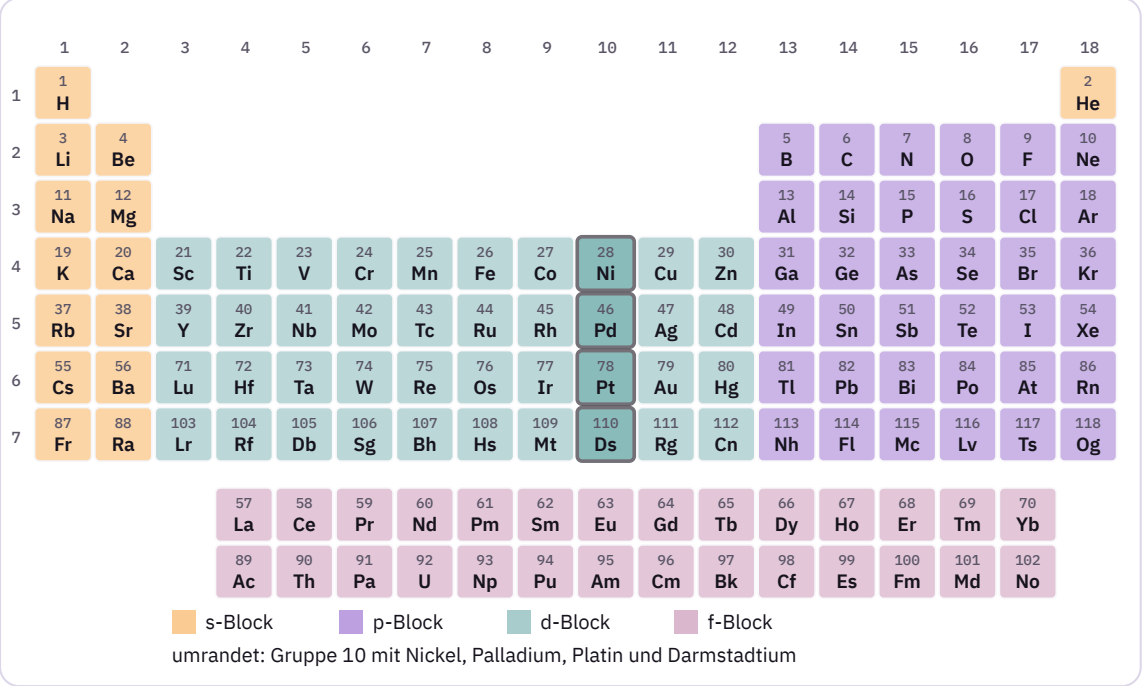


Abb. 2: Periodensystem der 118 von der IUPAC anerkannten Elemente, farbig nach Blöcken (s, p, d, f; Zuordnung nach der *n* + *l*-Regel). Eigene Darstellung; Namen und Symbole nach [2], [10].

Was die Quantenmechanik vorhersagt, und wo es schwierig wird

Elemente einer Spalte, einer Gruppe, haben in der Regel eine gleichartige Anordnung ihrer äußeren Elektronen, der Valenzelektronen, und diese bestimmen die Chemie. Die Alkalimetalle in Gruppe 1 (ohne Wasserstoff) haben ein einzelnes s-Elektron, das sie leicht abgeben, und reagieren heftig. Den Halogenen in Gruppe 17 fehlt ein Elektron zur sogenannten Edelgaskonfiguration mit voll besetzter s- und p-Unterschale, sie nehmen gern eines auf. Natrium und Chlor bilden deshalb das Salz $Na^{+}Cl^{-}$, Kochsalz. Die Edelgase ganz rechts haben diese abgeschlossenen Unterschalen schon und gehen kaum Verbindungen ein.

Ganz so glatt ist es allerdings nicht. Die Regel aus Abbildung 1 ist eine Näherung, und es gibt Ausnahmen. Bei Chrom und Kupfer etwa sitzt ein Elektron mehr in der 3d- und eines weniger in der 4s-Unterschale, als die einfache Regel erwarten ließe: Chrom hat $3d^5 4s^1$ statt $3d^4 4s^2$, Kupfer $3d^{10} 4s^1$ statt $3d^9 4s^2$ [7]. Bei schweren Elementen kommt ein weiterer Effekt hinzu. Elektronen, die nahe an die hoch geladenen Kerne herankommen, erreichen dort einen merklichen Bruchteil der Lichtgeschwindigkeit, sodass relativistische Effekte spürbar werden. Sie ziehen s-Orbitale näher an den Kern und verändern die Energien. Das erklärt zum Beispiel, warum Gold gelblich glänzt und nicht silbern wie die meisten Metalle [11], und es ist der Hauptgrund, warum Quecksilber bei Raumtemperatur flüssig ist [12].

Für die schwersten Elemente wird das zur offenen Frage. Oganesson, Element 118, wurde von einem russisch-amerikanischen Team am Vereinigten Institut für Kernforschung in Dubna, gemeinsam mit dem Lawrence Livermore National Laboratory, erzeugt [13] und 2016 benannt [10]. Es steht in der Spalte der Edelgase, ob es sich aber wirklich wie ein Edelgas verhält, lässt sich bei wenigen, kurzlebigen Atomen kaum prüfen. Mit Oganesson ist die siebte Periode vollständig. Die Suche nach Element 119 und 120, die die achte Periode eröffnen würden, läuft. 2024 erzeugte ein Team in Berkeley Livermorium mit einem Titan-50-Strahl, ein Schritt auf dem Weg zu Element 120 [14]. Wo diese Elemente ihren Platz finden, sagt die Quantenmechanik voraus. Ob die Natur zustimmt, wird sich zeigen.

Quellen

1. S. Hofmann u. a.: *Production and decay of ^{269}110.* In: Zeitschrift für Physik A 350 (1995), S. 277–280, doi:10.1007/BF01291181.
2. J. Corish, G. M. Rosenblatt: *Name and symbol of the element with atomic number 110 (IUPAC Recommendations 2003).* In: Pure and Applied Chemistry 75 (2003), S. 1613–1615, doi:10.1351/pac200375101613.
3. D. Mendelejeff: *Ueber die Beziehungen der Eigenschaften zu den Atomgewichten der Elemente.* In: Zeitschrift für Chemie 12 (1869), S. 405–406.
4. E. R. Scerri: *The Periodic Table. Its Story and Its Significance.* 2. Auflage, Oxford University Press, New York 2020.
5. H. G. J. Moseley: *The high-frequency spectra of the elements.* In: Philosophical Magazine 26 (1913), S. 1024–1034, doi:10.1080/14786441308635052; Part II: Philosophical Magazine 27 (1914), S. 703–713, doi:10.1080/14786440408635141.
6. P. J. Mohr, D. B. Newell, B. N. Taylor, E. Tiesinga: *CODATA recommended values of the fundamental physical constants: 2022.* In: Reviews of Modern Physics 97 (2025), 025002, doi:10.1103/RevModPhys.97.025002.
7. P. Atkins, J. de Paula, J. Keeler: *Atkins' Physical Chemistry.* 11. Auflage, Oxford University Press, Oxford 2018, Focus 8 (Atomic structure and spectra).
8. W. Pauli: *Über den Zusammenhang des Abschlusses der Elektronengruppen im Atom mit der Komplexstruktur der Spektren.* In: Zeitschrift für Physik 31 (1925), S. 765–783, doi:10.1007/BF02980631.
9. E. R. Scerri: *Provisional Report on Discussions on Group 3 of the Periodic Table.* In: Chemistry International 43 (2021), Heft 1, S. 31–34, doi:10.1515/ci-2021-0115.
10. L. Öhrström, J. Reedijk: *Names and symbols of the elements with atomic numbers 113, 115, 117 and 118 (IUPAC Recommendations 2016).* In: Pure and Applied Chemistry 88 (2016), S. 1225–1229, doi:10.1515/pac-2016-0501.

11. P. Pyykkö: *Relativistic effects in structural chemistry.* In: Chemical Reviews 88 (1988), S. 563–594, doi:10.1021/cr00085a006.
12. F. Calvo, E. Pahl, M. Wormit, P. Schwerdtfeger: *Evidence for Low-Temperature Melting of Mercury owing to Relativity.* In: Angewandte Chemie International Edition 52 (2013), S. 7583–7585, doi:10.1002/anie.201302742.
13. Yu. Ts. Oganessian u. a.: *Synthesis of the isotopes of elements 118 and 116 in the ^{249}Cf and ^{245}Cm + ^{48}Ca fusion reactions.* In: Physical Review C 74 (2006), 044602, doi:10.1103/PhysRevC.74.044602.
14. J. M. Gates u. a.: *Toward the Discovery of New Elements: Production of Livermorium (Z = 116) with ^{50}Ti.* In: Physical Review Letters 133 (2024), 172502, doi:10.1103/PhysRevLett.133.172502.

Zitiervorschlag

quanten.de: ***Periodensystem einfach erklärt: Warum es so aussieht, wie es aussieht.*** Stand: Oktober 2026. URL: https://quanten.de/periodensystem.php (PDF: https://quanten.de/pdf/periodensystem.pdf)

Texte und Abbildungen © 2026 quanten.de. Nutzung mit Quellenangabe und Link gern, kommerzielle Nutzung nach Absprache: info@quanten.de

Weiterlesen: Fermionen und Bosonen · Was sind Quanten? · Unschärferelation

---

Online-Fassung mit aktualisierten Quellen: https://quanten.de/periodensystem.php