Chemie-Arbeitsblatt Klasse ___ Name: ______________________ Datum: __ . __ . __

Das Orbitalmodell (III)

NIELS BOHR (1185-1962) schlug 1913 eine Theorie über den Aufbau des H-Atoms vor, die mit den bisherigen Vorstellungen der Klassischen Mechanik nicht zu vereinbaren war. Die im *AB „Orbitalmodell (I)“* aufgeworfene **Frage,** warum das Elektron des H-Atoms nicht in den Kern stürze, wie es von der Klassischen Elektrodynamik behauptet wurde, beantwortete Bohr mit dem **1. Bohr'schen Postulat:** „Das Elektron stürzt eben nicht in den Kern!“ Allein die richtige und stimmige Erklärung der Wellenlängen im Spektrum des H-Atoms gaben ihm recht. Nach Bohr bewegt sich ein Elektron der Masse $\mathbf{m_e}$ auf einer Kreisbahn mit dem Radius **r** um den Atomkern. Mit seiner Geschwindigkeit **v** ergibt sich daraus ein Drehimpuls m_e*v*r. Bohr postulierte weiter, dass es im H-Atom nur **Umlaufbahnen = Orbitale** gibt, für die der Drehimpuls ein ganzzahliges Vielfaches des durch 2π geteilten Planckschen Wirkungsquantum ist: $\mathbf{m_e * v * r = n (h / 2\pi)}$. Diese Behauptung (Postulat) konnte nur akzeptiert werden, weil mit ihr und der Unterstützung durch die Klassische Physik (Mechanik und Elektrodynamik) sein Prinzip zur Beschränkung der Energie des Elektrons auf die Werte $\mathbf{E = - k / n^2}$ mit **n** = 1, 2, 3, 4... führt, mit demselben **n** wie in der Annahme über den Drehimuls m_e*v*r = **n** (h /2π). Dabei ist **k** eine Konstante, die vom Planckschen Wirkungsquantum h, der Elektronenmasse m_e, der Ladung des Elektrons e sowie der elektrischen Feldkonstante ε_o abhängt.

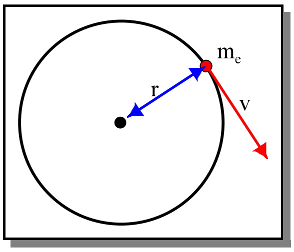

Abb. 7: Bohr-Modell des H-Atoms

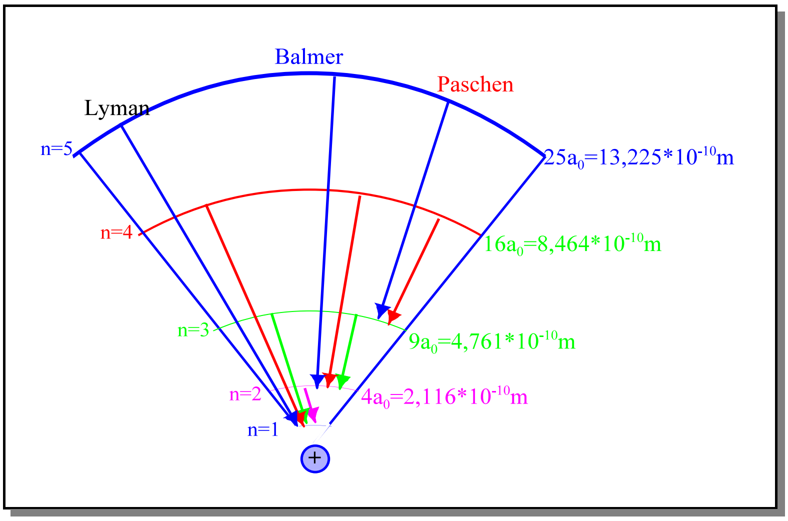

Abb. 8: Die relativen Größen der ersten fünf Bohrschen Umlaufbahnen im H-Atom.

Die Energie, die ein Elektron in einem H-Atom annehmen kann, ist also quantisiert oder auf bestimmte Werte beschränkt. Das Elektron des H-Atoms hat mit der Beziehung $r = n^2 * a_o$ (a_o = 0,0529 nm) , also einen dezidierten Radius zum Kern, es kann sich nicht auf beliebigen Bahnen um den Kern bewegen. Die ganze Zahl **n** wird deswegen als **(Haupt-)Quantenzahl** bezeichnet. Weiter postulierte Bohr, dass Absorption oder Emission von Energie immer dann erfolgt, wenn ein Elektron von einem Quantenzustand in den anderen übergeht. Die ausgestrahlte Energie vom Wechsel n_2 auf ein tieferes Energieniveau n_1 ist gleich dem Energieunterschied beider Zustände: $\Delta E = E_1 - E2 = -k(1/n_1^2 - n_2^2)$. Eine weitere Bestätigung erfuhr Bohr dadurch, dass mit seiner Theorie die Rydberg-Konstante *(AB „Orbitalmodell II)* berechnet werden konnte.

Die Bohr'sche Theorie hatte ein zentrales Manko: sie konnte nur die Spektren des H-Atoms oder vergleichbarer Atome erklären und mehr nicht. Die Übertragung auf Ionen wie He^+ oder Li^{2+} (ebenfalls 1-Elektronen-systeme) lieferte stimmige Erklärungen, bei Systemen wie den Alkalimetallen (1 Elektron in der Valenzschale, darunter eine den Kern abschirmende Schale) konnte die Theorie nicht mit den Beobachtungen in Einklang gebracht werden. ARNOLD SOMMERFELD (1868-1951) schlug vor, das Bohr'sche Kreisbahnsystem durch elliptische Bahnen zu erweitern. Diese Erweiterung reichte zur Erklärung der Spektren der 1. Hauptgruppe, bei den Elementen mit 2 oder 3 Valenzelektronen und darunter liegenden Schalen war auch diese Theorie am Ende. Die Sommerfeld'sche Erweiterung brachte die Einführung einer Nebenquantenzahl **l** mit sich, die Werte von l = 0, 1, 2, 3...n-1 einnehmen kann.

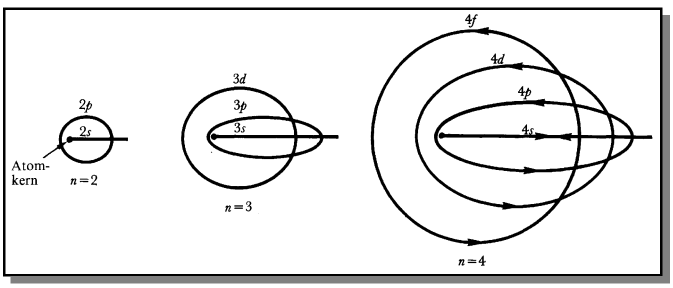

Abb. 9: Sommerfelds Ellipsenbahnen