Lernheft Chemie

9. Klasse NTG

Naturwissenschaftliches Gymnasium Bayern

Autorin: **Ramona Reinhart**

© Ramona Reinhart / YourpersonalTutor 2023

1. Auflage (2023)

Rechtliches / Impressum

Die Bearbeitung, Vervielfältigung oder Weitergabe von Inhalten dieses Lernheftes wird **ausdrücklich untersagt**, Verstöße werden rechtlich geahndet.

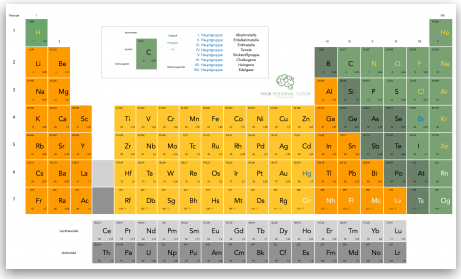
Die Nutzung der Bilder ist nur für eigene Zwecke unter Namensnennung (Ramona Reinhart) erlaubt. Die Bilder dürfen nicht verändert werden (CC BY-NC-ND 3.0).

Das Urheberrecht aller Texte, Bilder und Illustrationen obliegt

Ramona Reinhart
YourpersonalTutor / MedPrep
Triebstraße 7
DE - 82110 Germering

www.yourpersonaltutor.de

Kontakt: yourpersonaltutor.ramona@gmail.com

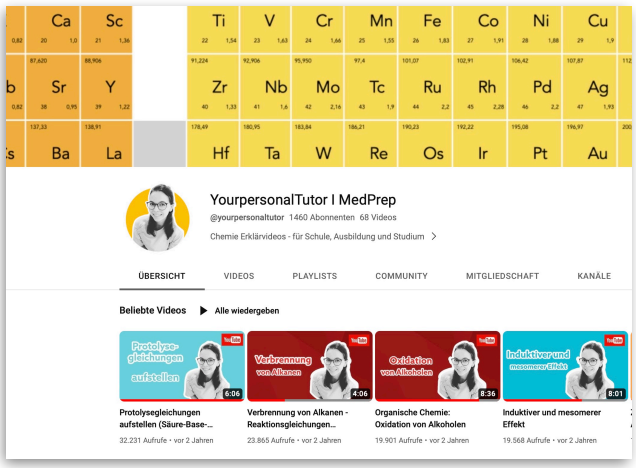


YOUR PERSONAL TUTOR
#ERFOLGSTEHTDIR

Starte durch mit deinen Lernmaterialien!

Mehr Auswahl findest du auf www.yourpersonaltutor.de

Lernhefte für weitere Klassenstufen



kostenlose YouTube-Videos
@yourpersonaltutor

Inhalt deines Lernheftes

1. Elektronenhülle **S.07**

1.1 Ionisierungsenergie S.07

1.2 Das Energiestufenmodell von Atomen und Ionen S.08

2. Elektronenübergänge **S.09**

2.1 Salzbildung als einfache Redoxreaktion S.09

2.1.1 Born-Haber-Kreisprozess S.11

2.2 Galvanische Elemente S.13

2.2.1 Redoxreihe S.14

2.2.2 Daniell-Element S.16

2.2.3 Wasserstoff-Halbzelle S.18

2.3 Elektrolyse S.18

2.3.1 Elektrolyse von Wasser S.19

2.3.2 Chlor-Alkali-Elektrolyse S.19

2.4 Elektrochemische Stromerzeugung S.20

2.4.1 Batterien S.20

2.4.2 Akkumulatoren S.20

3. Molekulare Verbindungen **S.21**

3.1 Orbitalmodell S.21

3.2 Die „H O N Cl Br I F“ - Moleküle S.21

3.3 Binäre Moleküle - Valenzstrichschreibweise S.22

3.4 Moleküle aus mehreren Elementen S.23

3.5 Räumlicher Bau von Molekülen S.24

3.5.1 Keilstrichformeln S.25

3.6 Molekülionen S.26
3.6.1 Valenzstrichschreibweise S.27
3.6.2 Mesomerie S.27

4. Chemie der Kohlenwasserstoffe S.28
4.1 Alkane, Alkene, Alkine S.29
4.1.1 Erdöl und Erdölprodukte S.33
4.1.2 Valenzstrichformel vs. Skelettformel S.34
4.1.3 Nomenklatur verzweigter Alkane, Alkene und Alkine S.34
4.1.4 Konstitutionsisomere S.36
4.1.5 E/Z-Isomere S.36
4.1.6 Polymerisation S.37
4.2 Cyclische Kohlenwasserstoffe S.38
4.3 Eigenschaften von Kohlenwasserstoffen S.39

5. Zwischenmolekulare Wechselwirkungen S.40
5.1 Bindungspolarität S.40
5.2. Molekülpolarität S.41
5.3 London-Dispersions-Wechselwirkungen S.42
5.4 Dipol-Dipol-Wechselwirkungen S.42
5.4.1 Wasserstoff-Brücken S.44

6. Sauerstoffhaltige organische Verbindungen S.45
6.1 Alkohole S.45
6.2 Aldehyde und Ketone S.47
6.3 Carbonsäuren S.48
6.4 Physikalische Eigenschaften S.48
6.4.1 Viskosität S.48
6.4.2 Siedetemperaturen S.49
6.4.3 Löslichkeit (Hydrophilie und Lipophilie) S.49

7. Löslichkeit von Salzen S.50
7.1 Löseprozess: Dipol-Ionen-Wechselwirkungen S.50
7.2 Energiebeteiligung S.51

Lernfortschrittsbogen

Kapitel 1: Elektronenhülle

abgeschlossen am _____

Kapitel 2: Elektronenübergänge

abgeschlossen am _____

Kapitel 3: Molekulare Verbindungen

abgeschlossen am _____

Kapitel 4: Chemie der Kohlenwasserstoffe

abgeschlossen am _____

Kapitel 5: Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

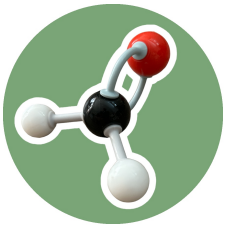
abgeschlossen am _____

Kapitel 6: Sauerstoffhaltige organische Verbindungen

abgeschlossen am _____

Kapitel 7: Löslichkeit von Salzen

abgeschlossen am _____

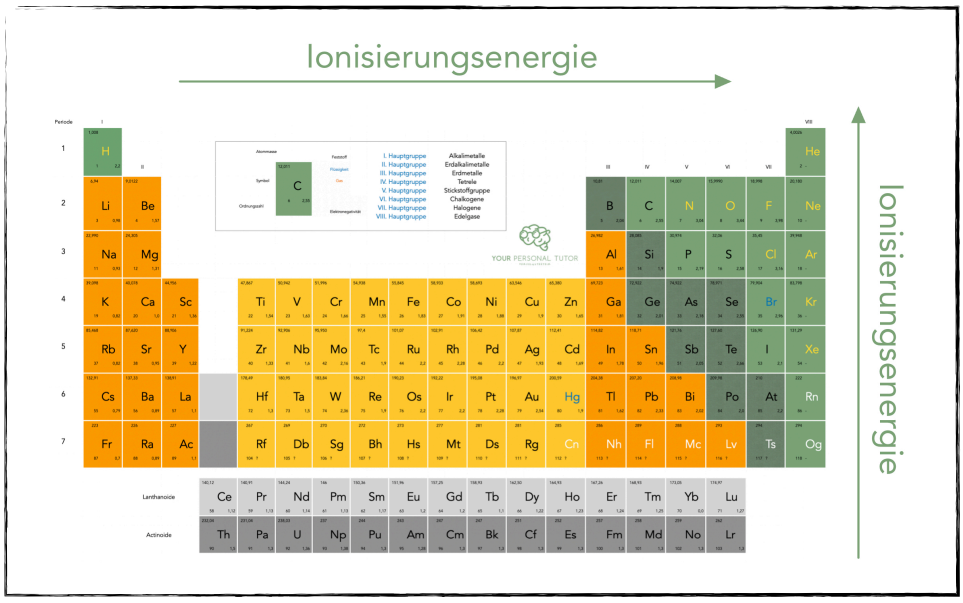


1. Elektronenhülle

Die Hülle eines Atoms ist weitestgehend leer - in ihr befinden sich (neben dem Atomkern selbstverständlich) einzig die fast masselosen **Elektronen** (Abkürzung: e^-, gesprochen: „e minus“). Allein sie sind für das **chemische Verhalten** von Teilchen verantwortlich, weshalb wir uns im Folgenden hauptsächlich mit diesen winzigen, **negativ geladenen Elementarteilchen** befassen**.**

1.1 Ionisierungsenergie

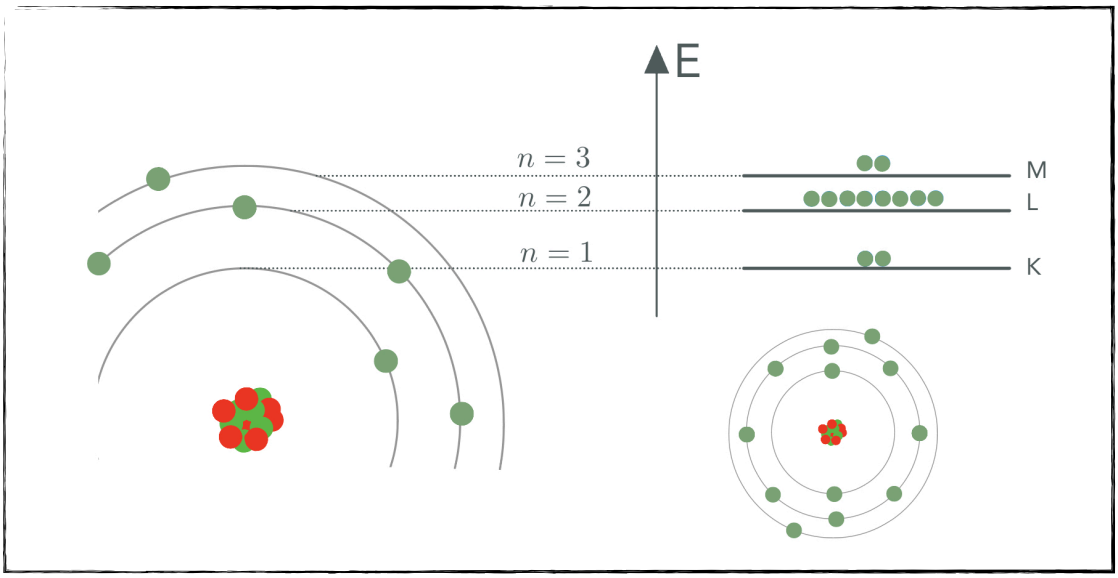
Die **Ionisierungsenergie** ist die **Energie, die benötigt wird, um ein Elektron aus der Hülle eines Atoms im Gaszustand zu entfernen**. Sie variiert je nach Element und nimmt von links nach rechts und von unten nach oben im PSE zu. Innerhalb einer **Periode** (Zeile) geben die Metalle (links) also am leichtesten Elektronen ab, Nichtmetalle (rechts, vor allem die Edelgase!) nur sehr schwer. Innerhalb einer **Hauptgruppe** (Spalte) geben kleinere Atome (oben) eher unfreiwillig Elektronen ab - der Kern zieht nämlich direkt dran!



Metalle geben also bereitwillig Außenelektronen ab, um ihren Edelgaszustand zu erreichen, **Nichtmetalle** hingegen müssen dazu Elektronen aufnehmen - von daher trennen sie sich noch viel weniger gern von ihren Valenzelektronen. Die **Elemente der unteren Perioden** haben vergleichsweise große Atomradien, weshalb der Kern von den Valenzelektronen „abgeschirmt" ist. Von schweren Elementen lässt sich also grundsätzlich einfacher ein Elektron aus der Hülle entfernen als von leichteren.

1.2 Das Energiestufenmodell von Atomen und Ionen

Die Elektronen eines Elements sind nicht wirr in der Hülle verteilt. Stellt man sich ein Atom nach dem **Bohr´schen Atommodell** vor (also mit **Energieniveaus** um den Kern), kann man die Elektronen gut darauf einsortieren. Auf das erste Niveau um den Kern passen maximal zwei Elektronen, auf das zweite maximal acht, auf das dritte sogar schon maximal 18 Elektronen!



Dies lässt sich mit der **Formel $2n^2$** berechnen: **n steht hierbei für das Niveau** (z.B. das erste, dritte oder siebte). Auf das L-Niveau (2) passen maximal $2 \cdot 2^2 = 8$ Elektronen.

Zur Erinnerung: die Perioden (1-7) können auch mit Buchstaben (K, L, M, N, O, P) angegeben werden.

Bei dem hier gezeigten Atom muss es sich um **das Element Magnesium** handeln, denn es besitzt insgesamt 12 Elektronen (und 12 Protonen!), von denen sich zwei auf dem äußerten Energieniveau (Valenzelektronen!) befinden.

2. Elektronenübergänge (Redox-Reaktionen)

Redoxreaktionen sind **Elektronenübertragungsreaktionen**. Einer der Reaktionspartner gibt Elektronen ab, ein anderer nimmt sie auf. Werden Elektronen von einem Teilchen auf ein anderes übertragen, sprechen wir von einem **Donator-Akzeptor-Prinzip** (lat. „*donare*" = schenken, lat. „accipere" = in Empfang nehmen).

In unserem Fall betrachten wir Reaktionen von Metallen und Nichtmetallen zu den entsprechenden Salzen, wobei das **Metall Elektronen abgibt** und das **Nichtmetall Elektronen aufnimmt**, um einen stabilen Edelgaszustand zu erreichen. Nachfolgend betrachten wir die Bildung von Kochsalz (Natriumchlorid, NaCl) aus den Elementen. Die Reaktionsgleichung lässt sich ganz einfach formulieren und ausgleichen:

$$2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$$

2.1 Salzbildung als einfache Redoxreaktion

Wir stellen **Redoxteilgleichungen** auf, um die **Koeffizienten zu bestimmen**. Moment - Die Reaktion von Natrium und Chlor zu Natriumchlorid ist doch bereits ausgeglichen?! Richtig, aber bei komplizierteren Reaktionen wie z.B. der Photosynthese geht das nicht mehr so einfach, sodass wir an diesen „einfachen Redoxreaktionen", den Salzbildungen, üben können. Ein weiterer Pluspunkt: wir haben am Ende **die Möglichkeit, unsere Redoxteilgleichungen auf Richtigkeit zu überprüfen**.

Wir starten also mit der „nackten", unausgeglichenen Reaktion: **$Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$**