

Stoffeigenschaften

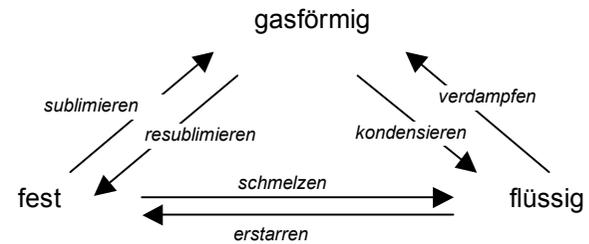
2

- Dichte
- Siedetemperatur
- Schmelztemperatur
- Härte
- elektrische Leitfähigkeit
- Wärmeleitfähigkeit
- Farbe, Geruch, Geschmack
- Brennbarkeit
- Löslichkeit
- Kristallform

2

Aggregatzustände und ihre Übergänge

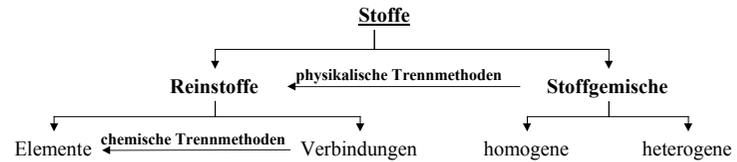
4



4

6

Übersicht über die Stoffe



6

8

Reinstoffe

Reinstoffe können mit physikalischen Trennmethoden nicht weiter zerlegt werden. Sie haben bei einem bestimmten Druck und einer bestimmten Temperatur konstante Kenneigenschaften (siehe Karteikarte 2), da sie nur aus einer Art von Bestandteilen aufgebaut sind.

Beispiele: Sauerstoff, Eisen,
Traubenzucker, destilliertes Wasser

8

<p style="text-align: right;">10</p> <p style="text-align: center;">Stoffgemische</p>	<p style="text-align: right;">10</p> <p>Stoffgemische bestehen aus mehreren Bestandteilen und haben deshalb keine konstanten, sondern variable Eigenschaften.</p> <p>Homogene Stoffgemische: es ist nur eine Phase erkennbar z.B.: Legierung, Lösung, Gasgemisch</p> <p>Heterogene Stoffgemische: Schon mit bloßem Auge können mindestens zwei Phasen unterscheiden z.B.: Feststoffgemisch, Emulsion, Suspension</p>
<p style="text-align: right;">12</p> <p style="text-align: center;">Trennverfahren</p>	<p style="text-align: right;">12</p> <p>Bsp.:</p> <p>Filtration: Trennung einer Suspension mit einem Filter. Darin bleibt der Rückstand, die durchlaufende Flüssigkeit ist das Filtrat (Bsp.: Filterkaffee). Trennung auf Grund unterschiedlicher Teilchengröße.</p> <p>Destillation: Trennung von Flüssigkeitsgemischen mit unterschiedlicher Siedetemperatur oder Trennung von Feststofflösungen. Verdampfen d. Lösungsmittels und Kondensieren im Kühler. Trennung auf Grund unterschiedlicher Siedepunkte.</p>

Aufbau des Periodensystems

14

Perioden (waagrecht):

- Elemente einer Periode besitzen
- gleiche Anzahl der Energiestufen
 - unterschiedliches Reaktionsverhalten

Hauptgruppen (senkrecht):

- Elemente einer Hauptgruppe besitzen
- gleiche Anzahl an Valenzelektronen
 - ähnliches Reaktionsverhalten

I. HG: Alkalimetalle

II. HG: Erdalkalimetalle

VII. HG: Halogene

VIII. HG: Edelgase

14

Synthese

16

Chemische Grundreaktion, bei der aus zwei Elementen (Edukte) eine Verbindung (Produkt) entsteht:



Beispiel: Zink + Schwefel \rightarrow Zinksulfid

16

18

Analyse

18

Chemische Grundreaktion, bei der eine Verbindung in Elemente zerlegt wird:



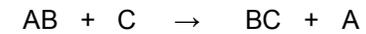
Beispiel: Zinksulfid \rightarrow Zink + Schwefel

20

Umsetzung

20

Kombination von Analyse und Synthese.



Beispiel: Zinksulfid + Kupfer \rightarrow Kupfersulfid + Zink

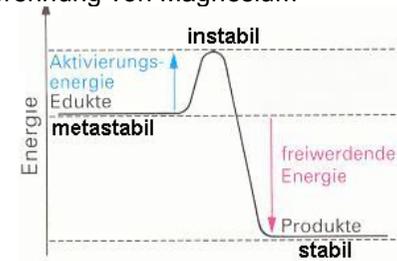
22

Exotherme Reaktion

Reaktionen, bei denen die Edukte energiereicher als die Produkte sind, d.h. bei diesen Reaktionen wird **Energie freigesetzt**.

Beispiel: Verbrennung von Magnesium

$$\Delta E_i < 0$$



22

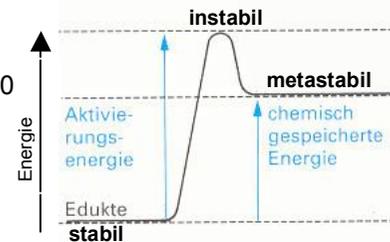
24

Endotherme Reaktion

Reaktionen, bei denen die Produkte energiereicher als die Edukte sind, d.h. bei diesen Reaktionen muss **ständig Energie zugeführt** werden.

Beispiel: Analyse von Silberoxid

$$\Delta E_i > 0$$



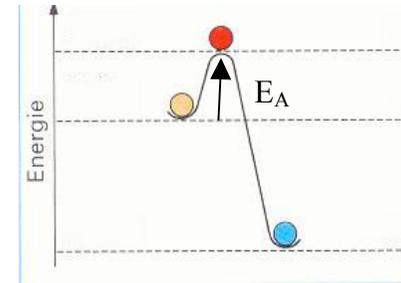
24

26

Aktivierungsenergie

26

E_A , Energiebetrag, der einem Stoff oder einem Stoffgemisch zugeführt werden muss, um reagieren zu können.



28

Katalysator

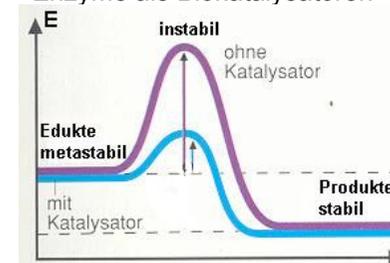
28

Stoff, der

- die Aktivierungsenergie herabsetzt
- und damit die Reaktion beschleunigt
- sich aber bei der Reaktion selbst nicht verbraucht.

Beispiele:

Braunstein MnO_2 , Platin,
Enzyme als Biokatalysatoren



30

Gesetz von der Massenerhaltung

30

Masse Ausgangsstoffe = Masse Endprodukte
(Edukte) (Produkte)

Dies gilt nur in **geschlossenen** Systemen

32

Daltonsches Atommodell

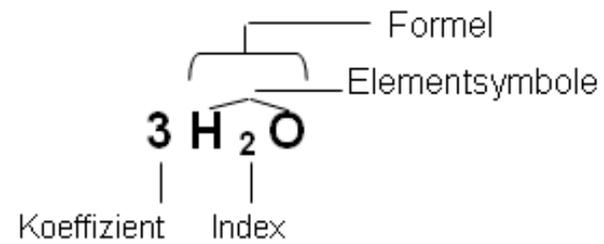
32

- Die kleinsten, nicht mehr teilbaren Teilchen sind Atome.
- Es gibt verschiedene Atomsorten, die sich in ihrer Größe und Masse unterscheiden.
- Bei chemischen Reaktionen werden Atome umgruppiert.

34

Aussagen einer chemischen Formel

34



(3 Wassermoleküle aus je 2 Wasserstoffatomen und 1 Sauerstoffatom)

36

Aufstellen einer Reaktionsgleichung

36

Bsp. Synthese von Kupfer(II)-oxid

- Übersetzung in chemische Formeln
 $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$
 (ab jetzt Formeln nicht mehr verändern!)
- Koeffizienten einfügen: Anzahl der Atome ausgleichen
 $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$
- Angabe der Aggregatzustände
 $2\text{Cu}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CuO}_{(s)}$

38

Atombau

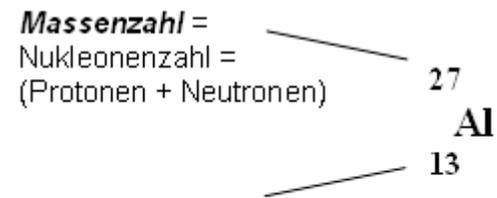
38

Atom			
	Atomkern		Atomhülle
	Protonen	Neutronen	Elektronen
<i>Symbol</i>	p^+	n	e^-
<i>Ladung</i>	+1	0	-1
<i>Masse</i>	1u	1u	0,0005u

40

Elementsymbole im PSE

40



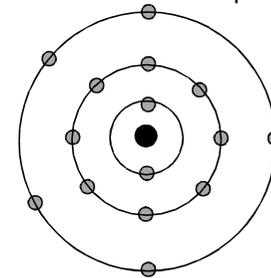
Ordnungszahl = Kernladungszahl =
 Protonenzahl = Elektronenzahl
 (Neutronenzahl = Massenzahl – Protonenzahl)

Bohrsches Atommodell

42

Die Atomhülle ist in Energiestufen gegliedert, dabei werden die Abstände zwischen ihnen immer größer.
Je weiter das Elektron vom Kern entfernt ist, desto höher ist sein Energiegehalt.
z.B. Bohr'sches Atommodell von Phosphor

42



Ionisierungsenergie

44

Energiebetrag, der benötigt wird, um ein oder mehrere Elektronen vom Atomkern abzulösen.
Es entsteht dabei ein Kation.

44

Tendenz innerhalb einer Hauptgruppe:

Valenzelektronen lassen sich aufgrund der zunehmenden Entfernung vom Kern immer leichter abspalten.

Tendenz innerhalb einer Periode:

Valenzelektronen lassen sich aufgrund der größer werdenden Kernladung schwerer abspalten.

46

Elektronenaffinität

46

Energiebetrag, der bei der Aufnahme eines Elektrons durch ein Atom freigesetzt oder benötigt wird. Es entsteht dabei ein Anion.

Tendenz innerhalb einer Hauptgruppe:

Elektronenaffinität sinkt, da die Anziehungskraft vom Kern auf die Elektronen abnimmt.

Tendenz innerhalb einer Periode:

Elektronenaffinität steigt, da auch die Anziehungskraft vom Kern auf die Elektronen steigt.

48

Ionenradien

48

Kationen sind immer **kleiner** als die Atome, aus denen sie sich bilden, da sie meist eine besetzte Energiestufe weniger besitzen.

Anionen sind dagegen **größer** als die zugehörigen Atome. Ihre Atomhüllen enthalten bei gleicher Kernladung mehr Elektronen in der gleichen Energiestufe als neutrale Atome. Aufgrund gegenseitiger Abstoßung beanspruchen die Elektronen im Anion mehr Raum als im Atom.

50

Wertigkeit

50

Unter der Wertigkeit eines Atoms versteht man die Anzahl der Wasserstoff-Atome, die dieses Atom in einer Verbindung bindet oder ersetzt. Wasserstoff-Atome sind einwertig.

Bei Hauptgruppen-Elementen:

HG 1-4: Wertigkeit entspricht der HG-Nummer

HG 5-8: Wertigkeit entspricht 8-HG-Nummer

Beispiele:

in NH_3 ist die Wertigkeit von N: III

in CaO ist die Wertigkeit von Ca: II

52

Eigenschaften von Salzen

52

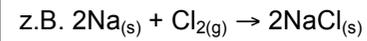
- Kristalline Feststoffe mit typ. Kristallform
- Sprödigkeit
- hohe Schmelz- und Siedepunkte
- unterschiedlich gute Löslichkeit in Wasser
- Salzlösungen und Salzschnmelzen leiten elektrischen Strom

54

Bildung von Salzen aus den Elementen

54

Salze entstehen bei der Reaktion eines Metalls mit einem Nichtmetall.



56

Ionenbindung

56

Bindungstyp bei Salzen

Der Zusammenhalt wird durch die elektrostatischen Anziehungskräfte der entgegengesetzt geladenen Ionen (Anionen und Kationen) bewirkt.

Die Ionen ordnen sich in einem Ionengitter an.

<p style="text-align: right;">58</p> <p style="text-align: center;">Elektronenpaarbindung</p>	<p style="text-align: right;">58</p> <p>Bindungstyp bei Molekülen</p> <p>Der Zusammenhalt der Atome wird durch gemeinsame Elektronenpaare bewirkt, die von beiden Kernen angezogen werden.</p> <p>Jedes Atom erreicht dabei i.d.R. die Edelgaskonfiguration (→ „Oktettregel“)</p>
<p style="text-align: right;">60</p> <p style="text-align: center;">Oktettregel</p>	<p style="text-align: right;">60</p> <p>Durch die Ausbildung von Bindungen erreichen alle beteiligten Atome oder Ionen die Elektronenkonfiguration des nächststehenden Edelgases. Damit besitzen sie auf der äußersten Schale zwei bzw. acht Valenzelektronen.</p>

Eigenschaften von Metallen

62

- Metallglanz
- Bei Raumtemperatur Feststoffe (außer Hg)
- Verformbarkeit
- gute Wärmeleitfähigkeit
- gute elektrische Leitfähigkeit

62

Metallbindung

64

Ein Metallgitter besteht aus positiv geladenen Atomrümpfen (=Metallkationen).
Diese werden durch die frei beweglichen (=delokalisierten) Valenzelektronen (=Elektronengas) zusammengehalten.

64

66

Oxidation / Stille Oxidation

66

Reaktion mit Sauerstoff

Es entstehen dabei Oxide

Stille Oxidation:

Oxidation, die ohne Licht- und Flammerscheinung langsam abläuft (Zellatmung, Rosten von Eisen)

68

Voraussetzungen für die Verbrennung

68

- brennbarer Stoff
- Zündtemperatur muss erreicht werden
- Zufuhr von Sauerstoff

70

Brandbekämpfung

- Entzug des brennbaren Stoffes
- Abkühlung unter Zündtemperatur (z.B. mit Wasser, aber **nicht** bei Ölbrand!)
- Entzug von Sauerstoff (Löschdecke, CO₂-Löscher, Sand)

70

72

Nachweisreaktionen von Gasen

Sauerstoff:
Glimmspanprobe

Wasserstoff:
Knallgasprobe

Kohlenstoffdioxid:
trübt Kalkwasser

72

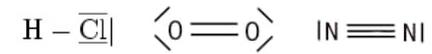
74

Valenzstrichformeln (Lewis-Formeln)

74

Hier werden bindende und nicht bindende Elektronenpaare durch Striche gekennzeichnet. Wenn die Edelgasregel erfüllt ist, besitzt jedes Atom acht Elektronen (Ausnahme Wasserstoff: zwei Elektronen)
Einzelne Elektronen werden durch Punkte symbolisiert.

z.B.



76

76