

Chemieschulaufgabe

1. Bindungslehre

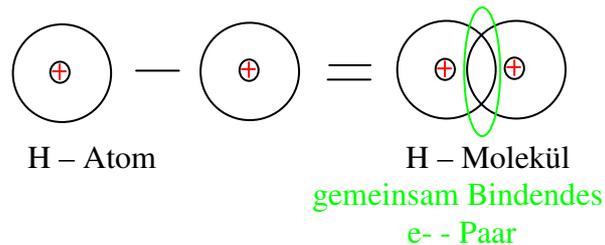
Die Atombindung

Elementmoleküle

(Kovalente Bindung : Kovalenz)

Verhältnisse beim Wasserstoff

(1) Borsches Atommodell als Grundlage



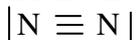
Die beiden Elektronenschalen der H-Atome überlappen sich. Die beiden Valenzelektronen „gehören“ beiden, sie bilden ein gem. Elektronenpaar. Diese ist für die Bindung zwischen den Atomen verantwortlich

(=Elektronenpaarbindung)

Bilden Atome in Molekülen zwei gem. bindende e- -Paare aus, so liegt eine zweifach- oder Doppelbindung vor.

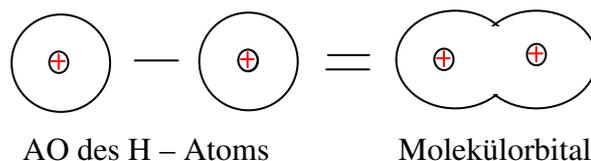


Dreifachbindung, wenn 3 gem. bindende e- -Paare.



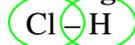
(2) Neuere Darstellung

Elektronen werden bestimmten Bereichen der Atomhülle zugeordnet. Diese räume, in denen sich Elektronen mit maximaler Wahrscheinlichkeit aufhalten, heißen Orbitale. Die Bereiche der Elektronen von Atomen sind Atomorbitale.



Die Atomorbitale zweier H-Atome durchdringen sich. Es entsteht ein gem. Orbital, das Molekülorbital. In diesem sind die Elektronen mit max. Wahrscheinlichkeit anzutreffen.

Verbindungsmoleküle



8 Ar 2 He

Chlorwasserstoffmolekül

Obige Darstellungsformen, der Molekülverbindungen heißen Strukturformel. Bei ihnen wird die Anzahl der ausgebildeten Atombindungen deutlich; die räumliche Struktur der Moleküle wird in die Ebene projiziert und damit ungenau wiedergegeben

Räumlicher Bau von Molekülen

CH₄: tetraedisch 109°

NH₃: pyramedial 106°

H₂O: gewinkelt 104°

HCl: linear 180°

Abnahme des Bindungswinkel großer Platzbedarf der freien nicht bindenden e- - Paare.

Die polare Atombindung

Bsp. HF – Molekül

Im HF – Molekül sind zwei verschiedenartige Atome durch eine Elektronenpaarbindung verknüpft.

Die Kernladung des F-Atoms (+9) übt eine stärkere Anziehung auf das bindungselektronenpaar aus, als die des H-Atoms (+1)

unsymmetrische Verteilung des Bindungselektronenpaares
polare Atombindung

positive Polarisierung des H- Atoms: $\delta +$

negative Polarisierung des F- Atoms: $\delta -$

Bindigkeit

Die Bindigkeit gibt die Zahl der bindenden Elektronenpaaren eines Atoms an

Elektronegativität EN

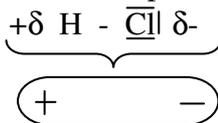
Die Elektronegativität ist das Bestreben eines Atoms ein gem. bindendes Elektronenpaar anzuziehen. Sie wird durch eine dimensionslose Zahl ausgedrückt.

Die höchste Zahl der EN-Skala nimmt

F mit 4,0 ein.

Dipol

Das H - $\overline{\text{F}}$ Molekül ist polar gebaut, es liegt ein positiv polarisiertes und ein negativ polarisiertes Ende vor. Im Molekül kommen 2 verschiedene Pole vor. Man nennt es deshalb Dipol-Molekül oder Dipol.



Verhalten von Dipolmolekülen

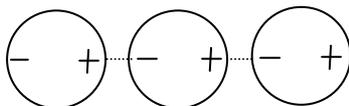
Ausrichtung im Elektrischen Feld

(V) Ablenkung eines Wasserstrahls durch einen neg. aufgeladenen Stab.

Die Wasserdipole werden von den neg. Ladung ausgerichtet und angezogen

Erhöhung des Zusammenhalts zwischen Dipolmolekülen

Zwischenmolekulare Kräfte: Van-der-Waals-Kräfte



induzierter Dipol spontaner Dipol induzierter Dipol

Die elektrostatische Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen werden Van-der-Waals-Kräfte genannt. Sie sorgen für den Zusammenhalt von Molekülen

Ihre Stärke ist abhängig von der Molekülgröße. Mit zunehmender Massenzunahme nimmt der Siedepunkt zu.

Zusammenhalt zwischen permanenten Dipolen

Durch elektrostatische Anziehung werden permanente Dipole zusammengehalten. Dies führt zu einer Erhöhung der Zwischenmolekularen Kräfte und somit zu einer Siedepunkterhöhung. Die Wechselwirkungen heißen Dipol-Dipol-Kräfte. Sie sind stärker als die Van-der-Waalschen-Kräfte.

Wasserstoffbrückenbindungen

Geht H Verbindungen ein mit Fluor (FH), Sauerstoff (H₂O) und Stickstoff (NH₃) ein, so wird er durch die hohe Elektronegativität der Partner stark positiv polarisiert. Derartig polarisierte H-Atome üben auf die stark neg. polarisierten Molekülteile sehr starke Anziehungskräfte aus. Diese nennt man Wasserstoffbrücken, den Zusammenhalt Wasserstoffbrückenbindungen.

Wasser als Lösungsmittel

Der Feststoff NaCl wird mit

- a) Wasser (Lösung des Feststoffs)
- b) Benzin (Feststoff wird nicht angegriffen)

versetzt.

Kochsalz ist aus Ionen aufgebaut, die in einem Ionengitter fixiert sind; somit ist Kochsalz eine Polare Substanz.

Das polare Lösungsmittel Wasser „schlägt“ aus dem Ionengitter Cl⁻ und Na⁺ - Ionen heraus.

Die herausgelösten Ionen werden von Wassermolekülen eingehüllt; es bildet sich eine Hydrathülle, die Ionen heißen dann hydratisiert.

Benzin ist als unpolares Lösungsmittel nicht in der Lage NaCl aufzulösen; es gilt

Similis similibus solvuntur

AlCl ₃	} H ₂ O	geringe Erwärmung
NaCl		keine Temperaturänderung
KCl		Abkühlung

Erklärung:

Bei der Ausbildung einer Hydrathülle, wird Hydratationsenthalpie ΔH_H frei; diese wird der Gitterenthalpie ΔH_G entgegen.

Für AlCl₃ gilt:

$$\Delta H_H > \Delta H_G$$

Für NaCl gilt:

$$\Delta H_H = \Delta H_G$$

Für KCl gilt:

$$\Delta H_H < \Delta H_G$$

Aufgrund obiger Verhältnisse dürfte sich KCl nicht lösen. Beim Lösungsvorgang wird aber Energie aus den Lösungsmittel bereitgestellt, um damit die Gitterenthalpie zu überwinden.

Kristallwasser

Wasser kann als Dipolmolekül (Polarer Bau) in das Ionengitter von Salzen (Kationen und Anionen) integriert werden. Dies nennt man Kristallwasserbildung und die entsprechende Salze heißen Salzhydrate.

1. Hauptgruppen des PSE

Alkalimetalle

Allgemeines

Zu den Alkalimetalle gehören

Lithium	(Li)
Natrium	(Na)
Kalium	(K)
Rubidium	(Rb)
Caesium	(Cs)
Franzium	(Fr)

al-kali : Pflanzenasche

Natrium ein Alkalimetall

(V) Natrium wird in Vorratsflaschen unter Petroleum aufbewahrt. Es ist ein weiches Metall, das sich mit dem Messer schneiden lässt. Die Frische Schnittstelle glänzt silbrig.

Reaktion mit Wasser:

Var.1: Na wird in eine Glaswanne mit H₂O, dem der Indikator Phenolphthalein zugesetzt wurde, geworfen.

B: Natrium schwimmt auf der Wasseroberfläche, Kugelt sich ab und reagiert heftig mit H₂O. Phenolphthalein wird rot gefärbt. => Alkalische Reaktion

Var.2: Anordnung wie 1. Na wird auf schwimmendes Filterpapier abgelegt.

B: Bildung einer orangschen Flamme mit Rauchentwicklung und Rotfärbung von Phenolphthalein.



Na reagiert stark exotherm mit Wasser. Dabei entstehen eine Natriumhydroxidlösung und Wasserstoff. Dieser verbrennt bei Var. 2 mit O₂

Reaktionsmechanismus

Na gibt an das abgespaltene H⁺-Ion ein e⁻ ab; es entstehen Na⁺ und H. Nach Abspaltung eines Wasserstoffions aus dem Wassermolekül, hat der Sauerstoff des verbleibenden OH Restes ein e⁻ zuviel. Dies sorgt für die neg. Ladung der OH-Gruppe, die nun zum OH⁻ - Ion wird.

Eigenschaften von Na:

- sehr weich
- silbrig glänzend (Metallische Oberfläche)
- geringe Dichte
- sehr Reaktionsfreudig

Na ist ein sehr reaktives Leichtmetall.

Lithium und weitere Alkalimetalle

(V) Reaktion von Lithium mit Wasser + Phenolphthalein.

- Reaktionsfreudig
- schwimmt auf der Wasseroberfläche
- Indikator wird rotviolett



Reaktion von Kalium mit Wasser:

heftigste Reaktion, sofortige Flammenbildung



Innerhalb der Gruppe der Alkalimetalle steigt die Reaktivität von oben nach unten sehr stark an.

Erklärung:

Atomradius nimmt von Li zu Cs zu (Einbau von Schalen)

Anziehung des Valenzelektrons durch den Kern nimmt ab. Valenzelektron lässt sich leichter abspalten und auf das H^+ - Ion aus dem Wasser übertragen

Es gilt: Innerhalb einer Gruppe nimmt der Metallcharakter von oben nach unten zu.

Molekülionen

Bei der Reaktion der Alkalimetalle mit Wasser entstehen u.a. Hydroxidionen OH^- .

Diese repräsentieren eine Ionengruppe, die man als Meolekül-Ionen bezeichnet.

In Molekülionen sind 2 oder mehr Nichtmetallatome miteinander Verbunden; die Gesamtgruppierung ist aber im Gegensatz zu Molekülen geladen

Bsp. NO_3^- , PO_4^{3-} , ...

Flammenfärbung

Folgende Chloride werden mit einem Magnesiastäbchen in die nicht leuchtende Flamme gehalten.

LiCl rot

NaCl gelb-orange

KCl violett

In einer Tüpfellatte wird das Salz mit HCl versetzt.

Halogene

Salzbildner

Zur 7. Hauptgruppe gehören F_2 (Fluor), Cl_2 (Chlor), Br_2 (Brom) und I_2 (Iod)

Gemeinsamkeiten:

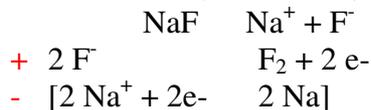
- Elementar in Form von Molekülen (H_2)
- 7 Valenzelektronen
- Elektronenakzeptoren (Nichtmetalle)

Herstellung

Elektrolyse von wässrigen Natriumsalzen und Schmelzen der Na-Verbindungen

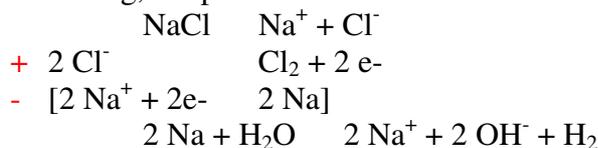
1. Fluor

NaF-Schmelze, Cu-Anode, Ni-Kathode



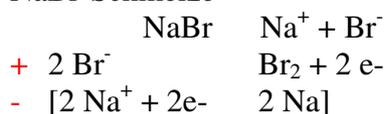
2. Chlor

NaCl-Lsg, Graphit-Elektrode



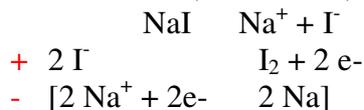
3. Brom

NaBr-Schmelze



4. Iod

NaI-Schmelze, Cu-Anode, Ni-Kathode

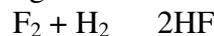
**Hervorstechende Eigenschaften**

F ₂	gasförmig bei RT	hellgelb, entzündet Materialien
Cl ₂	gasförmig bei RT	gelbgrün, bleicht Farbstoffe
Br ₂	flüssig bei RT	braun
I ₂	fest bei RT	violett

Ausgewählte Reaktionen

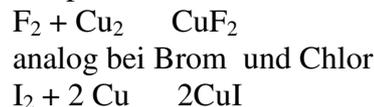
Fluor + Wasserstoff

Fluor und Wasserstoff werden an der Verbindungsstelle zweier Glaskolben in Kontakt gebracht. Es findet Selbstentzündung statt.



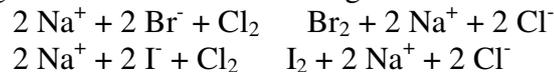
Halogene + Kupfer

Kupferdrähte werden in der jeweiligen Halogenatmosphäre elektrische gezündet. Spontane Reaktion unter Zerstörung des Metalldrahtes.

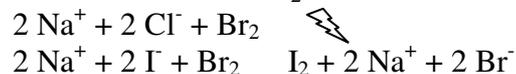
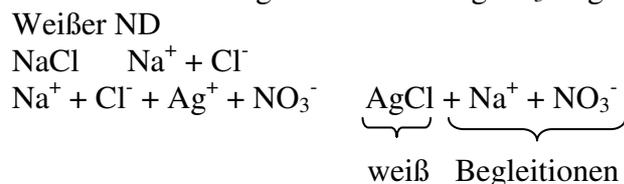
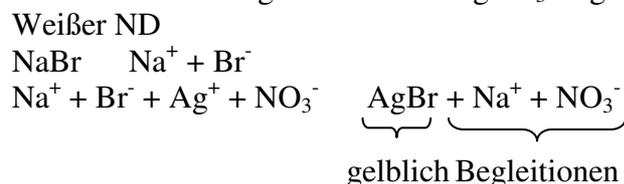
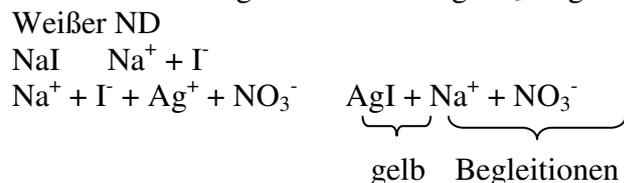


Verdrängungsreaktionen.

Chlorgas setzt aus einer NaBr-Lsg und einer NaI-Lsg jeweils das Halogen frei.



Brom kann aus NaCl kein Cl₂ entstehen lassen, aber bei NaI

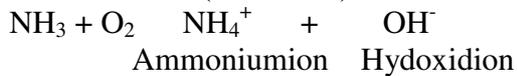
**Nachweis der Halogeniede**NaCl wird in Wasser aufgelöst und mit AgNO₃-Lsg versetzt.NaBr wird in Wasser aufgelöst und mit AgNO₃-Lsg versetzt.NaI wird in Wasser aufgelöst und mit AgNO₃-Lsg versetzt.

Protolysen

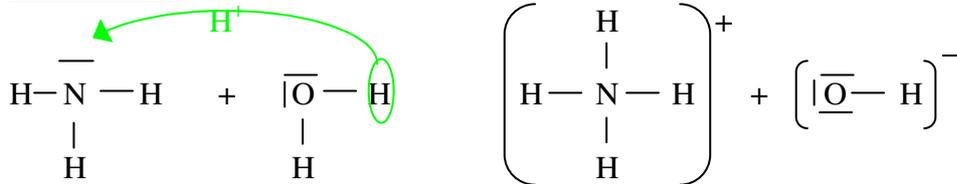
Definition

Reaktion von NH_3 mit H_2O

alkalische Rkt (Indikator!)

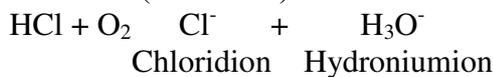


Mechanismus

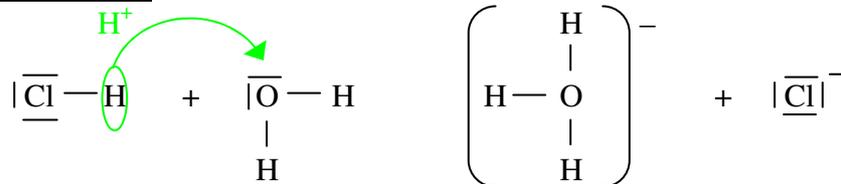


Reaktion von HCl mit H_2O

saure Rkt (Indikator!)



Mechanismus



Eine chem. Reaktion, bei der Protonen übergehen nennt man Protolyse

Säuren / Basen

Nach Brönsted gilt:

Stoffe, die Protonen abgeben heißen Säuren.

Säure = Protonendonatoren

HCl , H_2O

Stoffe, die Protonen aufnehmen, heißen Basen.

Basen = Protonenakzeptoren

Sonderrolle von H_2O

Wasser kann Säure sein:



Wasser kann Base sein:



Welche Rolle Wasser bei Protolysen übernimmt, hängt vom Partner ab.

Ist dieser ein starker Donator, wirkt Wasser als Base.

Ist dieser ein starker Akzeptor, wirkt Wasser als Säure.

Stoffe, die sich wie Wasser verhalten (Säure oder Base), nennt man Ampholyte.

Salzsäure

Salzsäure, Lösung von Chlorwasserstoffgas in Wasser hat die Formel

