

2

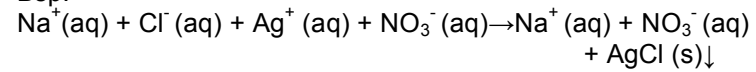
Fällungsreaktion

2

Fällungsreaktion:

Entsteht beim Zusammengießen zweier Salzlösungen ein Niederschlag eines schwer löslichen Salzes, so spricht man von einer **Fällungsreaktion**.

Bsp:



4

Flammenfärbung

4

Flammenfärbung:

Alkalimetalle und Erdalkalimetalle geben in der Brennerflamme charakteristische Färbungen. Diese entstehen aufgrund der Anregung von Elektronen auf höhere Energiestufen, von denen sie unter Aussendung von Licht bestimmter Wellenlänge wieder in das niedrigere Energieniveau zurückfallen.

6

Stoffmenge

6

Das Mol ist die Einheit der **Stoffmenge**.

Die Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ entspricht $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

8

Molare Masse

8

Die **Molare Masse** ist der Quotient aus der Masse m und der Stoffmenge n einer Stoffportion. Einheit [g/mol]

$$M(X) = m(X) / n(x);$$

z.B. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$

10

Molares Volumen

10

Das **Molare Volumen** ist der Quotient aus dem Volumen V und der Stoffmenge n einer Stoffportion.

$$V_m(X) = V(X) / n(X);$$

Ein Mol eines Gases nimmt im Normalzustand (0°C, 1013 hPa) den Raum 22,4 Liter ein. Einheit: [l/mol]

12

Molare Reaktionsenergie

12

Die **Molare Reaktionsenergie** ist der Quotient aus der Reaktionsenergie ΔE_i und der Stoffmenge n einer Stoffportion. Einheit: [J/mol]

$$\Delta E_{i,m}(X) = \Delta E_i(X) / n(X)$$

14

Stöchiometrisches Rechnen

14

Auf der Grundlage chemischer Gleichungen lassen sich die Stoffmenge n , die Masse m und das Volumen V berechnen.

Dabei kann folgendes Schema verwendet werden:

- 1) Gegebene und gesuchte Größen notieren.
- 2) Die Reaktionsgleichung aufstellen.
- 3) Das Stoffmengenverhältnis notieren.
- 4) Die Verhältnisgleichung nach der gesuchten Größe auflösen und die gesuchte Größe berechnen.

16

Orbitale und Elektronenpaarbindung

16

Orbitale sind Bereiche, in denen sich maximal zwei Elektronen mit einer sehr hohen Wahrscheinlichkeit aufhalten.

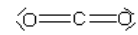
Durch Überlappen von Atomorbitalen bilden sich Molekülorbitale. Mit zwei Elektronen besetzte Molekülorbitale bewirken eine **Elektronenpaarbindung**.

Elektronenpaarabstoßungs-Modell

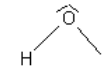
18

e^- - Paare stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich daher so an, dass sie einen möglichst großen Abstand zueinander einnehmen.
Damit ergibt sich für jedes Molekül eine eindeutige räumliche Struktur:

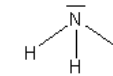
Beispiele: Kohlenstoffdioxid CO_2 : lineares Molekül



Wasser H_2O : gewinkeltes Molekül



Ammoniak NH_3 : pyramidales Molekül



Methan CH_4 : tetraedrisches Molekül



18

Elektronegativität und polare Atombindung

20

Atome verschiedener Elemente ziehen das gemeinsame Elektronenpaar einer Bindung unterschiedlich stark an. Solche Atombindungen sind polar.

z.B.:



20

Dipolmoleküle

22

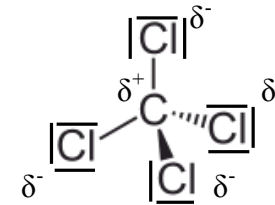
Fallen die Schwerpunkte der positiven und negativen Teilladungen eines Moleküls nicht zusammen, so liegt ein Dipol vor.

22

Bsp: Ein Wassermolekül ist ein Dipol.



Bsp: Ein Tetrachlormethanmolekül ist kein Dipol.



24

Zwischenmolekulare Kräfte

Zwischenmolekulare Kräfte wirken zwischen Teilchen.
Man unterscheidet nach zunehmender Stärke:

- *Van der Waals - Kräfte*
- *Dipol - Dipol - Kräfte*
- *Wasserstoffbrücken*

24

Zwischenmolekulare Kräfte beeinflussen u.a. den Siedepunkt und die Löslichkeit von Stoffen.

26

Dipol-Dipol Wechselwirkungen

26

Zwischen permanenten Dipolmolekülen treten zwischenmolekulare Wechselwirkungen auf.
z.B.:



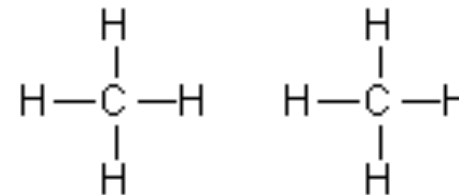
28

van der Waals-Kräfte

28

van der Waals-Kräfte sind schwache zwischenmolekulare Kräfte zwischen einem kurzfristigen (spontanen) Dipol und einem dadurch im Nachbarmolekül induzierten Dipol.

z.B.:

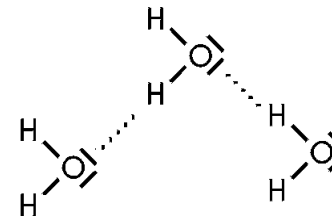


30

Wasserstoffbrücken

30

Wasserstoffbrücken entstehen zwischen einem stark polaren Wasserstoffatom und dem freien Elektronenpaar eines Atoms (Sauerstoff, Fluor, Stickstoff) im Nachbarmolekül.



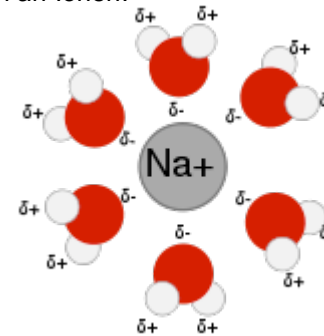
32

Hydratisierung

32

Unter **Hydratisierung** versteht man die Anlagerung von Wasserdipolen an Ionen.

z.B.:



34

Säure (nach Brönsted)

34

Säuren (nach Brönsted) sind Protonendonatoren. Es sind Teilchen, die Protonen abgeben und auf Basen (nach Brönsted) übertragen können. Sie benötigen eine polare H-X-Bindung.

z.B. HCl

36

Basen (nach Brönsted)

36

Basen (nach Brönsted) sind Protonenakzeptoren. Es sind Teilchen, die Protonen von Säuren (nach Brönsted) aufnehmen können. Sie benötigen ein freies Elektronenpaar.

z.B.: Ammoniak NH_3

38

Säure-Base Reaktionen

38

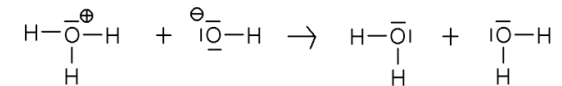
Säure-Base Reaktionen (Protolysen) sind Reaktionen, bei denen Protonenübergänge stattfinden.

40

Neutralisation

40

Eine **Neutralisation** ist die Protolyse zwischen Oxoniumionen und Hydroxid-Ionen. Dabei entsteht Wasser.



42

pH-Wert

42

Der pH-Wert ist ein Maß für den Gehalt einer Lösung an Oxoniumionen.

pH < 7: saure Lösung
pH = 7: neutrale Lösung
pH > 7: alkalische Lösung

44

Stoffmengen- konzentration

44

Die **Stoffmengenkonzentration c** ist der Quotient aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffes und dem Volumen V der Lösung.

$c(\text{Stoff}) = n(\text{Stoff}) / V(\text{Lösung})$ Einheit: [mol/l]

46

Ampholyt

46

Ein **Ampholyt** ist ein Stoff, der sowohl als Säure (Protonendonator) als auch als Base (Protonenakzeptor) reagieren kann.

z.B. Wasser, Ammoniak



48

Säure-Base-Titration

48

Titration ist eine Methode zur Ermittlung der Stoffmengenkonzentration. Dabei tropft man eine Maßlösung genau bekannter Konzentration zu einem bestimmten Volumen an Probelösung, bis ein Indikator umschlägt.

50

Oxidation

50

Eine Reaktion, bei der Elektronen abgegeben werden, bezeichnet man als **Oxidation**. Die Oxidationszahl wird dabei erhöht.

52

Reduktion

52

Eine Reaktion, bei der Elektronen aufgenommen werden, bezeichnet man als **Reduktion**.

Die Oxidationszahl wird dabei erniedrigt.

54

Oxidationszahl

54

Die **Oxidationszahlen** helfen zu erkennen, ob es sich bei einer chemischen Reaktion um eine Redoxreaktion handelt, und welcher Reaktionspartner oxidiert oder reduziert wird.

Sie werden als römische Ziffern über die Elementsymbole geschrieben.

56

Bestimmung der Oxidationszahl

56

Bei Elementen ist die Oxidationszahl 0.

Bei Ionen entspricht sie der Ladungszahl.

In Verbindungen werden zur Bestimmung der Oxidationszahl die Bindungselektronen formal dem elektronegativeren Bindungspartner zugeschrieben.

60

Redox - Reaktion

60

Redoxreaktionen sind Reaktionen, bei denen Elektronenübergänge stattfinden.

Eine Redoxreaktion besteht aus einer Oxidations- und einer Reduktionsreaktion.

62

Oxidationsmittel

62

Ein **Oxidationsmittel** ist ein Stoff, der Elektronen aufnimmt.

Oxidationsmittel sind *Elektronenakzeptoren*, sie werden selbst reduziert.

64

Reduktionsmittel

64

Ein **Reduktionsmittel** ist ein Stoff, der Elektronen abgibt.

Reduktionsmittel sind *Elektronendonatoren*, sie werden selbst oxidiert.

Aufstellen von Redoxgleichungen

66

- 1) Aufstellen der Redoxpaare
- 2) Ermitteln der Oxidationszahlen
- 3) Festlegen von Oxidation und Reduktion
Erhöhung der Oxidationszahl -> Oxidation
Erniedrigung der Oxidationszahl -> Reduktion
- 4a) Teilgleichung für die Oxidation:
 - Differenz der Oxidationszahlen -> Anzahl der Elektronen, die abgegeben werden
 - Ladungsausgleich mit Hydroxid-Ionen (alkalisch) oder Oxoniumionen (sauer)
 - Stoffausgleich mit Wassermolekülen
- 4b) Teilgleichung für die Reduktion (wie bei der Oxidation) aufstellen
- 5) Teilgleichungen so multiplizieren, dass genauso viele Elektronen abgegeben wie aufgenommen werden.
- 6) Gesamtgleichung: Addition der Teilgleichungen, kürzen

66

Elektrolyse

68

Elektrolysen sind elektrisch erzwungene Redoxreaktionen.
Anionen wandern zur Anode und werden dort oxidiert.
Kationen wandern zur Kathode und werden dort reduziert.

68

