

## Vorschlag für einen Grundwissenskatalog Chemie G8 nt 9. Klasse

### 1. Chemische Analytik

Qualitativ: Art des Stoffes;

Quantitativ: Stoffmenge bzw. Konzentration;

### 2. Einheiten der Konzentration

Beispiele: g/l, g/kg, Prozent, Promille, ppm;

### 3. Prinzip der Blindprobe

Die Nachweismethode wird ohne Testsubstanz durchgeführt.

### 4. Qualitativer Nachweis von Metall(ionen) durch Flammenfärbung

Natrium zeigt eine intensiv gelbe Flammenfärbung. (→ 8. Kl. Nr. 35)

### 5. Qualitativer Nachweis von Ionen durch Fällungsreaktionen.

Die nachzuweisenden Ionen müssen in gelöster Form vorliegen. Man gibt eine Lösung eines Ions dazu, welches mit dem nachzuweisenden Ion einen Niederschlag (schwer lösliches Salz) bildet.

Chloridionen weist man mit Silberionen (Zugabe von Silbernitratlösung) nach, es bildet sich ein weißer Niederschlag). (→ 8. Kl. Nr. 35)

### 6. Nachweismethoden für molekulare Stoffe

Wasserstoff: Knallgasprobe; (→ 8. Kl. Nr. 24)

Sauerstoff: Glimmspanprobe; (→ 8. Kl. Nr. 23)

Kohlenstoffdioxid: Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Kalkwasser (Calciumhydroxidlösung) bildet sich ein weißer Niederschlag.

Jod: Mit Stärkelösung ergibt sich eine intensive Blaufärbung.

### 7. Komplexe Ionen („Molekülionen“)

Sie kann man vereinfacht als von Molekülen abgeleitete Ionen ansehen.

- Nitrat:  $\text{NO}_3^-$

- Sulfat:  $\text{SO}_4^{2-}$

- Carbonat:  $\text{CO}_3^{2-}$

- Ammonium:  $\text{NH}_4^+$

Beispiel für ein entsprechendes Salz: Ammoniumsulfat  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

### 8. Das Massenspektrometer

Es dient zur Bestimmung von Atom- oder Molekülmassen. (→ 8. Kl. Nr.15, atomare Masseneinheit u)

### 9. Die Avogadrokonstante $N_A$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

### 10. Das Mol als Basiseinheit der Stoffmenge

1 Mol =  $N_A$  Teilchen; Symbol: n

### 11. Die Molmasse (molare Masse) M

Die molare Masse ist die Masse eines Mols Teilchen. Einheit: g/mol;

Die Masse eines Mols in g entspricht der Masse eines Teilchens in u.

Beispiel: Masse eines  $\text{H}_2\text{O}$ -Moleküls: 18u; Masse eines Mols Wasser  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}$ ;

Molmassen lassen sich mit Hilfe der Atommassen im Periodensystem berechnen.

**12. Das molare Volumen  $V_m$** 

$V_m = 22,4$  l/mol bei Normbedingungen ( $0^\circ\text{C}$ , Normaldruck);

$V_m = 24$  l/mol bei  $20^\circ\text{C}$  und Normaldruck;

Das molare Volumen ist für alle Gase gleich. ( $\rightarrow$  Nr. 13)

**13. Satz von Avogadro**

Gasförmige Stoffe enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele kleinste Teilchen.

**14. Stoffmenge und chemische Gleichung**

Eine chemische Gleichung gibt auch an, welche Stoffmengen reagieren.

Beispiel:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  bedeutet: 2 Mol Wasserstoff(moleküle) reagieren mit 1 Mol Sauerstoff(molekülen) zu 2 Mol Wasser(molekülen).

**15. Berechnung der Stoffmenge aus einer gegebenen Masse  $m$  bzw. einem gegebenen Volumen  $V$** 

$n = m/M$  bzw.  $n = V/V_m$  Umformung:  $m = n \cdot M$  bzw.  $V = n \cdot V_m$

**16. Beispiel für eine Massen- bzw. Volumenberechnung**

Fragestellung: Welche Masse an Silber und welches Volumen an Sauerstoff (bei  $20^\circ\text{C}$  und Normaldruck) entstehen bei der thermischen Zersetzung von 3,5 g Silberoxid  $\text{Ag}_2\text{O}$ ?

Lösung: - Aufstellung der Reaktionsgleichung:  $2\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Ag} + \text{O}_2$   
 - Angabe/Berechnung von  $M$  und  $V_m$ :  $2 \cdot 231,8$  g/mol  $4 \cdot 107,9$  g/mol  $24$  l/mol  
 - Berechnung von  $n$  ( $\rightarrow$  Nr. 15):  $2 \cdot 0,0151$  mol  $4 \cdot 0,0151$  mol  $0,0151$  mol  
 - Stoffmengenverhältnis:  $n(\text{Ag})/n(\text{Ag}_2\text{O}) = 2/1$  sowie  $n(\text{O}_2)/n(\text{Ag}_2\text{O}) = 1/2$   
 - Berechnung von  $m$  bzw.  $V$  ( $\rightarrow$  Nr. 15):  $m(\text{Ag}) = 2n(\text{Ag}_2\text{O}) \cdot M(\text{Ag})$   
 $= 0,032$  mol  $\cdot 107,9$  g/mol  
 $= 3,26$  g  
 $V(\text{O}_2) = 1/2 \cdot n(\text{Ag}_2\text{O}) \cdot V_m$   
 $= 0,0075$  mol  $\cdot 24$  l/mol  
 $= 0,18$  l

**17. Das Orbital**

Es gibt verschiedene Interpretationsmöglichkeiten:

- Aufenthaltsraum für Elektronenpaare.
- Schwingungszustände von Elektronenwolken, wobei man sich diese Elektronenwolken im einfachsten Fall als kugelförmig vorstellen kann.

**18. Orbitale und Oktettregel**

Nach der Oktettregel streben die Atome nach vier Valenzelektronenpaaren, was vier Orbitalen entspricht. Der maximale Abstand dieser vier Orbitale liegt dann vor, wenn die Mittelpunkte dieser Orbitale die Ecken eines Tetraeders bilden.

**19. Der räumliche Bau von Molekülen**

Die vier Valenzelektronenpaare eines Atoms sind immer tetraedisch um das Atom angeordnet ( $\rightarrow$  Nr. 18). Freie Elektronenpaare treten aber im räumlichen Bau nicht in Erscheinung.

Beispiele:  $\text{CH}_4$  Tetraeder,  $\text{NH}_3$  dreiseitige Pyramide mit N-Atom als Spitze,  $\text{H}_2\text{O}$  gewinkelt.

## 20. Polare/unpolare Atombindung

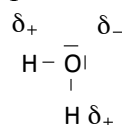
Polar: Die bindenden Elektronen werden von einem Partner stärker angezogen. Es ergeben sich Partialladungen ( $\delta^+$  oder  $\delta^-$ ), zwischen verschiedenartigen Atomen.

Unpolar: Die bindenden Elektronen liegen genau in der Mitte zwischen den beiden Atomen. Es ergeben sich keine Partialladungen, meist zwischen gleichartigen Atomen.

Beispiele: unpolar:



polar:



Faustregel: Je polarer eine Atombindung ist, umso stabiler ist sie. Versuch:  $\text{Cl}_2$  und  $\text{H}_2$  (beide unpolar) reagieren explosionsartig zu polarem Wasserstoffchlorid.

## 21. Die Elektronegativität (EN)

Je höher die EN, umso stärker ist das Bestreben eines Atoms, in einer Verbindung Elektronen anzuziehen.

Gesetzmäßigkeiten:

1. Innerhalb einer Gruppe nimmt die EN von oben nach unten ab.
  2. Innerhalb einer Periode nimmt die EN von links nach rechts zu.
  3. F ist das elektronegativste Element.
  4. O ist das zweitelektronegativste Element.
  5. In Verbindungen mit Nichtmetallen ist H meist das elektropositivere Element.
- Exakte EN-Werte findet man im Periodensystem.

## 22. Der Dipolcharakter

Ein Dipol liegt bei einem Molekül mit polarer Atombindung vor, bei dem die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen.

Beispiele:  $\text{H}_2\text{O}$ , gewinkelt, Ladungsschwerpunkte getrennt,  $\rightarrow$  Dipol  
 $\text{CCl}_4$ , Tetraeder, Ladungsschwerpunkte fallen zusammen,  $\rightarrow$  kein Dipol

## 23. Mischbarkeit von Flüssigkeiten

Dipole (polare Flüssigkeiten) vermischen sich gut mit anderen polaren Flüssigkeiten.

Nichtdipole (unpolare Flüssigkeiten) vermischen sich gut mit anderen unpolaren Flüssigkeiten.

Unpolare Flüssigkeiten vermischen sich nicht mit polaren Flüssigkeiten.

Beispiele: Wasser und Ethanol (Alkohol) vermischen sich gut, ebenso Benzin und Olivenöl, Wasser und Olivenöl vermischen sich aber nicht.

## 24. Van-der-Waals-Kräfte

sind schwache zwischenmolekulare (intermolekulare) Anziehungskräfte bei allen Molekülen. Sie sind die einzigen intermolekularen Anziehungskräfte bei unpolaren Molekülen. Entsprechende Stoffe haben im Verhältnis zur Molekülmasse niedrige Siedepunkte. Beispiel: Methan  $\text{CH}_4$ .

## 25. Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

Intermolekulare Anziehungskräfte zwischen Dipol-Molekülen. Sie sind stärker als Van-der-Waals-Kräfte. Es ergeben sich im Verhältnis zur Molekülmasse höhere Siedepunkte als bei unpolaren Stoffen. ( $\rightarrow$  Nr.26)

## 26. Wasserstoffbrückenbindungen

Sie bilden sich aus zwischen Dipolmolekülen (→ Nr. 22 u. Nr. 25), und zwar zwischen Wasserstoffatomen mit positiver Partialladung und anderen Atomen mit negativer Partialladung (z. B. O oder N). Bei starken Wasserstoffbrückenbindungen kommt es zu stark erhöhten Siedepunkten der entsprechenden Verbindungen. Wasser hat trotz geringer Molekülmasse einen hohen Siedepunkt.

## 27. Das Wasser als Lösungsmittel

Durch Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen löst es polare Substanzen. Bei der Lösung von Ionen bildet sich eine Hülle aus Wassermolekülen (Hydrathülle)

## 28. Saure Lösungen

Sie färben Bromthymolblau gelb sowie Indikatorpapier orange bis rot.

Beispiele: Essig, verdünnte Salzsäure, verdünnte Schwefelsäure;

Charakteristisches Ion: Oxonium-Ion  $\text{H}_3\text{O}^+$

## 29. Alkalische Lösungen (Laugen)

Sie färben Bromthymolblau blau sowie Indikatorpapier grün bis blau.

Beispiele: Seifenlösung, Natronlauge;

Charakteristisches Ion: Hydroxid-Ion  $\text{OH}^-$

## 30. Die Neutralisation

Eine alkalische Lösung hebt die Wirkung einer sauren Lösung auf und umgekehrt.

Eine völlig neutrale Lösung färbt Bromthymolblau grün sowie Indikatorpapier gelbgrün.

Bei einer Neutralisation reagieren Hydroxid- und Oxonium-Ionen zu Wasser und es entsteht ein Salz.

## 31. Der Säure-Base-Begriff nach Brönsted

Brönsted-Säuren geben ein  $\text{H}^+$ -Ion (Proton) ab. → Protonendonatoren (z. B.  $\text{H}_3\text{O}^+$ )

Brönsted-Basen nehmen ein Proton auf. → Protonenakzeptoren (z. B.  $\text{OH}^-$ )

Teilchen, die sowohl Brönsted-Basen als auch –Säuren sein können, sind **Ampholyte**.

Beispiele für einen Ampholyten:  $\text{H}_2\text{O}$ ;

## 32. Konzentrationsangaben

2 Möglichkeiten:

- Prozentgehalt w, z.B. konzentrierte Schwefelsäure  $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \%$

- Konzentrationsangabe c in mol/l (→ Nr. 10), z. B.  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$  (1molar);

## 33. Unterscheidung konzentrierte und verdünnte Säuren

Konzentrierte Säuren enthalten (sehr) überwiegend Moleküle, durch Zugabe von Wasser bei der Verdünnung entstehen zunehmend Oxonium-Ionen und Säure-Anionen.

Beispiele:

- konzentrierte Schwefelsäure enthält fast ausschließlich  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -Moleküle, bei Zugabe von Wasser bilden sich Oxonium- und Sulfat-Ionen (→ Nr. 7)

- konzentrierte Salzsäure enthält noch eine hohe Konzentration an  $\text{HCl}$ -Molekülen, bei Zugabe von Wasser bilden sich zunehmend Oxonium- und Chlorid-Ionen.

Bei Konzentrationsangaben (→ Nr. 34) werden aber stets die Säuremoleküle angegeben.

Für alkalische Lösungen gilt Entsprechendes.

### 34. Der pH-Wert

Er gibt die Konzentration der  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen in einer Lösung an. Je niedriger der pH-Wert, umso saurer ist die Lösung.

0 bis 7: sauer    7: neutral    7 bis 14: alkalisch

Eine Verminderung des pH-Werts um eine Einheit bedeutet, dass sich die Konzentration der Oxoniumionen verzehnfacht.

### 35. Oxidation und Reduktion

Oxidation: Elektronenabgabe

Reduktion: Elektronenaufnahme

Oxidation und Reduktion können nur gleichzeitig ablaufen.  $\rightarrow$  Redoxreaktion

Einfache Redoxreaktion: Magnesium verbrennt mit heller Flamme zu Magnesiumoxid.

Oxidation:  $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$

Reduktion  $\text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$

### 36. Oxidation und Reduktion bei molekularen Verbindungen

Bei polarer Atombindung werden die bindenden Elektronen voll dem elektronegativeren Partner zugeordnet.

Beispiel: Verbrennung von Kohlenstoff,  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

C hat 4 Elektronen abgegeben, ist oxidiert worden, O hat 2 Elektronen aufgenommen, ist reduziert worden.

### 37. Die Oxidationszahl (Oz)

Sie ist entscheidend für die Aufstellung von komplizierteren Redox-Gleichungen. Sie gibt an, wie viele Elektronen ein Atom (formal) aufgenommen oder abgegeben hat.

- für Ionen: Oz = Ladung des Ions;
- für Atome und Moleküle aus einer Atomart: Oz = 0;
- für molekulare Verbindungen: bindende Elektronen werden voll dem elektronegativeren Partner zugeordnet. Die Oz entspricht der sich daraus ergebenden formalen Ladung des Atoms.

### 38. Regeln zur Ermittlung der Oz bei molekularen Verbindungen

- Sauerstoff: Oz fast immer  $-2$ ;
- Wasserstoff: fast immer Oz  $+1$  in Verbindung mit Nichtmetallen;
- Summe der Oz in einem Molekül: 0;
- Summe der Oz in einem komplexen Ion: Ladung des Ions;

### 39. Anwendungsbeispiel

Sulfit-Ionen sollen in saurer Lösung durch Permanganat zu Sulfat-Ionen oxidiert werden, wobei  $\text{Mn}^{2+}$ -Ionen entstehen.

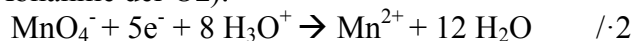
Vorgehensweise:

+VII/-II +IV/-II +I/-II +II +VI/-II +I/-II  
 - Alle Teilchen hinschreiben mit Oz:  $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

- Oxidation = Elektronenabgabe (Zunahme der Oz):



- Reduktion = Elektronenaufnahme (Abnahme der Oz):



- Es muss jeweils mit  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{H}_2\text{O}$  ausgeglichen werden. Bei der Bildung der Gesamtgleichung müssen die Elektronen herausfallen (Oxidationsgleichung mal 5, Reduktiongleichung mal 2):  $2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 9\text{H}_2\text{O}$

-  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen und Wassermoleküle werden auf beiden Seiten der Gleichung voneinander subtrahiert