



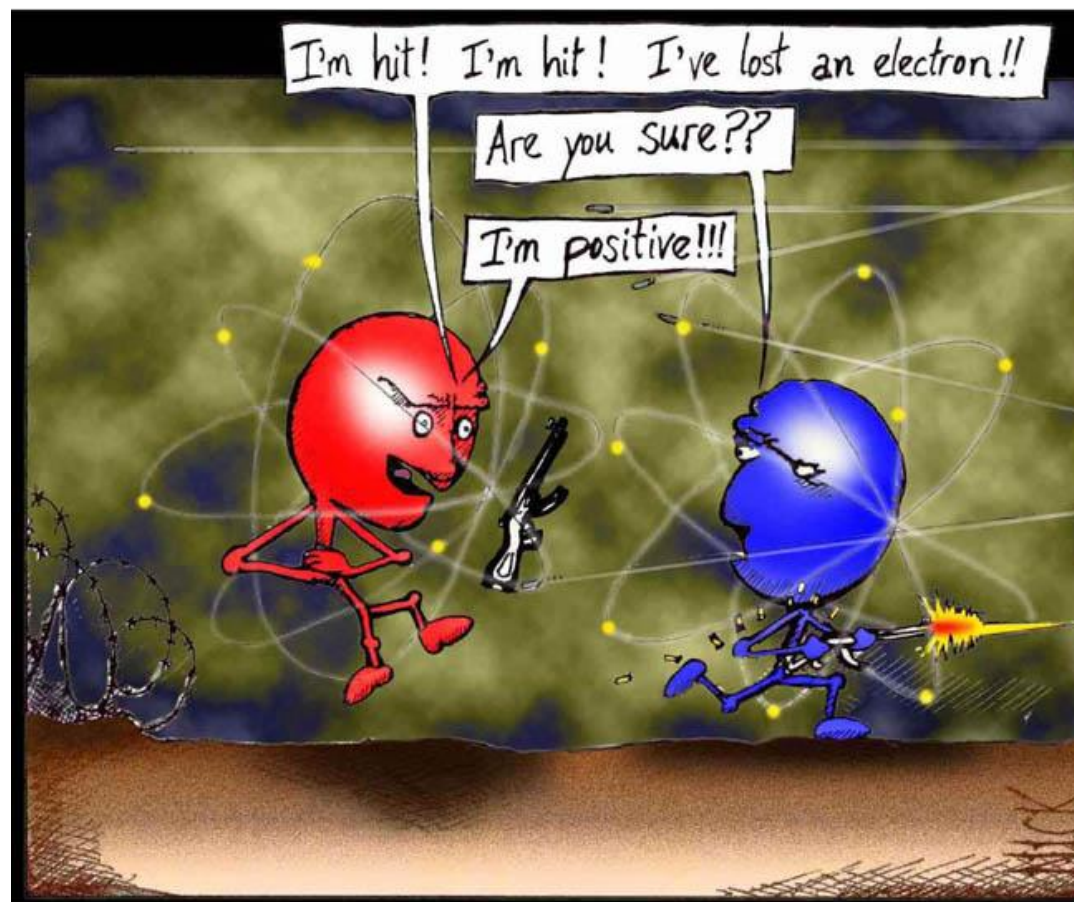
# Vorlesung zum Lehramtsgrundpraktikum

Dr. Magdalena Rusan

Kapitel 5  
Redoxreaktionen

14.11.2025

# Redoxreaktionen



Another casualty in the War of the Atoms.



# Redoxreaktionen

## Chemische Reaktionen

### Donor-Akzeptor-Prinzip

1. **Säure-Base Reaktion**      Austausch von Protonen
2. **Redox-Reaktion**      Austausch von Elektronen
3. **Komplexbildungsreaktion**      Ligandenaustausch

### Begriffe zu Redoxreaktionen

**Oxidation** Entzug von Elektronen bzw. Elektronenabgabe

**Reduktion** Aufnahme von Elektronen

**Oxidationsmittel** der Reaktionspartner, der den anderen oxidiert, aber selbst reduziert wird

**Reduktionsmittel** der Reaktionspartner, der den anderen reduziert, aber selbst oxidiert wird

# Redoxreaktionen

## Redoxreaktionen

Die **Oxidation** ist eine chemische Reaktion, bei der ein zu oxidierender Stoff (Elektronendonator) Elektronen abgibt. Ein anderer Stoff (**Oxidationsmittel**) **nimmt** die **Elektronen auf** (Elektronenakzeptor). Dieser wird durch die Elektronenaufnahme reduziert. Mit der Oxidation ist also immer auch eine Reduktion verbunden. Beide Reaktionen zusammen werden als Teilreaktionen einer Redoxreaktion betrachtet.

Die **Reduktion** ist eine chemische Reaktion, bei der ein zu reduzierender Stoff (Elektronenakzeptor) Elektronen aufnimmt. Ein anderer Stoff (**Reduktionsmittel**) **gibt** die **Elektronen ab** (Elektronendonator), welcher dadurch oxidiert wird. Mit der Reduktion ist also immer auch eine Oxidation verbunden.



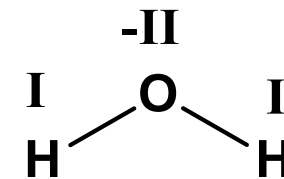
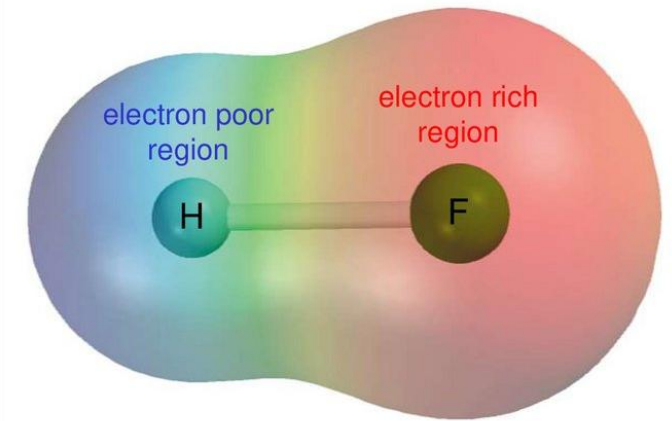
# Redoxreaktionen

## Oxidationszahlen

**Definition:** Die Oxidationszahl eines Atoms in einer chemischen Verbindung ist formal ein Maß zur Angabe der Verhältnisse der Elektronendichte um dieses Atom.

Eine positive Oxidationszahl zeigt an, dass die Elektronendichte gegenüber seinem Normalzustand verringert ist, eine negative zeigt an, dass die Elektronendichte um das Atom erhöht ist.

Oxidationszahlen werden in Verbindungen in römischen Ziffern über die Atomsymbole geschrieben (Bsp.  $\text{O}^{\text{-II}}$ ). Steht das Elementsymbol alleine, so werden sie häufig als arabische Ziffern wie bei Ionen geschrieben. Gemäß IUPAC werden nur bei negativen Oxidationszahlen Vorzeichen gesetzt.



# Redoxreaktionen



## Regeln zur Ermittlung der Oxidationszahlen

1. Elemente haben die Ox.-Zahl 0 ( $O_2$ , Fe,  $P_4$ ).
2. Bei einatomigen Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladung.
3. Die Summe der Ox.-Zahlen entspricht der Ladung des Moleküls.
4. Fluor hat als elektronegativstes Element in seinen Verbindungen immer die Ox.-Zahl  $-I$ .
5. Sauerstoff hat in seinen Verbindungen die Ox.-Zahl  $-II$ . Ausnahme: Verbindungen mit Fluor oder Peroxoverbindungen z.B.  $H_2O_2$ )
6. Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Ox.-Zahl  $+I$ ; in Verbindungen mit Metallen  $-I$  (Metallhydride).
7. In Verbindungen der Elemente der 1. und 2. Hauptgruppe besitzen diese die Ox.-Zahl  $+I$  bzw.  $+II$
8. Bei kovalent formulierten Verbindungen (Valenzstrichformeln, Lewis-Formeln) wird die Verbindung formal in Ionen aufgeteilt. Dabei wird angenommen, dass die an einer Bindung beteiligten Elektronen vom elektronegativeren Atom vollständig übernommen werden.

# Redoxreaktionen

## Oxidationszahlen

Die meisten Elemente können in mehreren Oxidationsstufen auftreten. Bei Hauptgruppenelementen entspricht die höchstmögliche Oxidations-Zahl der Gruppennummer (N), die kleinstmögliche Oxidations-Zahl entspricht der Gruppennummer minus 8 ( $N-8$ ).

### Merke:

- ⇒ Bei einer Oxidation steigt die Oxidationszahl !
- ⇒ Bei einer Reduktion sinkt die Oxidationszahl !

# Redoxreaktionen

## Oxidationsmittel

Typische Oxidationsmittel sind:

- Elektronegative Elemente  $O_2, O_3, F_2, Cl_2, Br_2,$
- Konzentrierte Sauerstoffsäuren  $H_2SO_4, HNO_3, NO_2$
- Metalle in hohen Ox.-Stufen  $KMnO_4, PbO_2, CrO_3$
- Peroxide  $H_2O_2, K_2S_2O_8, H_3C-COOOH$
- Edelmetallkationen  $Ag^+, Au^{3+}, Cu^{2+}$
- Edelgasverbindungen  $XeO_3, H_4XeO_6$



# Redoxreaktionen

## Reduktionsmittel

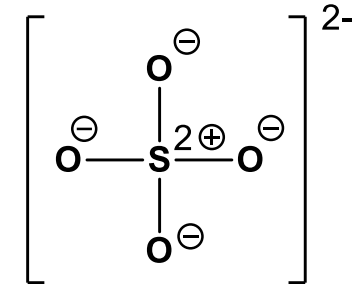
Typische Reduktionsmittel sind:

- Wasserstoff  $\text{H}_2$
- Unedle Metalle Zn, Mg, Al, Na, Li, K, Ti, ...
- Metallhydride NaH,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{LiAlH}_4$ , ...
- Oxophile Nichtmetalle C, CO, S, P, ...
- Wasserstoffperoxid  $\text{H}_2\text{O}_2$

# Redoxreaktionen

## Formalladung

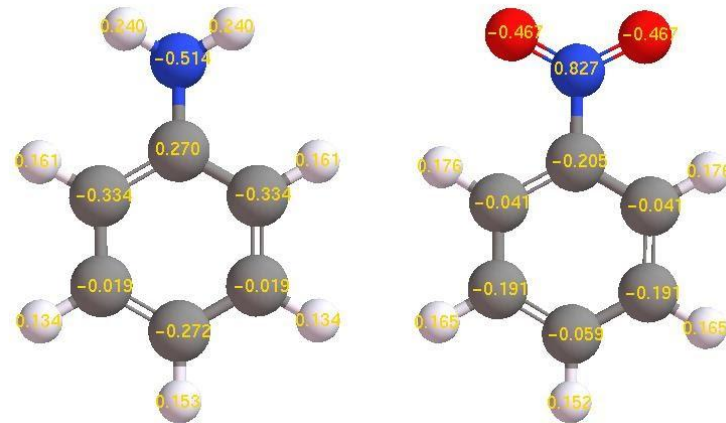
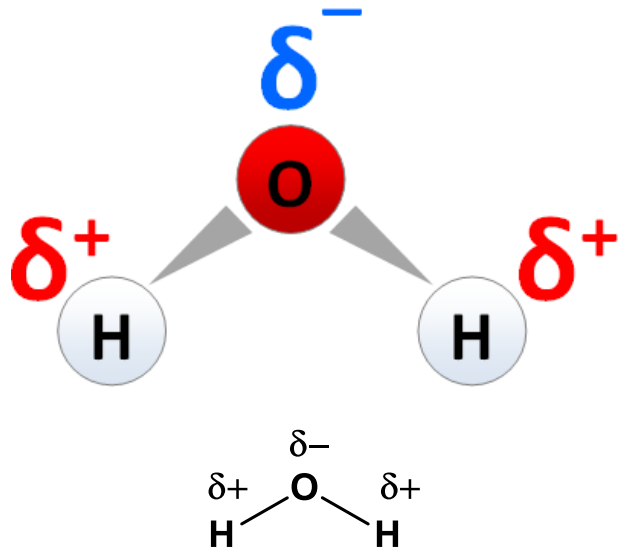
1. Die positive Ladung auf einem Atom ist die Zahl der Elektronen, die es weniger besitzt als im neutralen Zustand.
2. Die negative Ladung auf einem Atom ist die Zahl der Elektronen, die es mehr besitzt als im Neutralen Zustand.
3. Die Summe aller Formalladungen in einem neutralen Molekül ist 0
4. Die Summe der Formalladungen in einem Ion ist gleich der Ladung des Ions.
5. Formalladungen werden in einem Kreissymbol angegeben.
6. Echte Ladungen sollten ohne Kreissymbol angegeben werden.



# Redoxreaktionen

## Partialladung

Echte Ladungen und Formalladung dürfen nicht mit Partialladungen verwechselt werden. Diese entstehen in Molekülen durch Polarisierung der Bindungen auf Grund von Elektronegativitätsunterschieden (I Effekte) und werden mit  $\delta^+$  oder  $\delta^-$  gekennzeichnet. Speziell in der organischen Chemie muss auch der mesomere Effekt (M Effekt) berücksichtigt werden.



berechnete Mulliken Atom Ladungen

# Redoxreaktionen

## Aufstellen von Redoxgleichungen

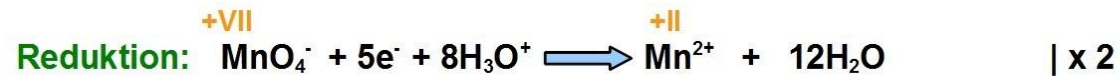
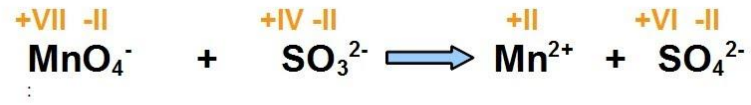
1. Redoxpartner ermitteln
2. Oxidationszahlen ermitteln
3. Teilgleichungen mit  $e^-$  aufstellen
4. Ladungsausgleich mit  $H^+$  ( $H_3O^+$ ),  $OH^-$  (je nach pH-Wert)  
oder  $CO_3^{2-}$  in Carbonatschmelzen
5. Stoffausgleich mit Wasser oder  $CO_2$  in Carbonatschmelzen
6. Elektronenbilanz ausgleichen und Teilgleichungen multiplizieren
7. Redoxgleichung aufstellen
8. Chemisches kürzen und durch den größten gemeinsamen Teiler teilen



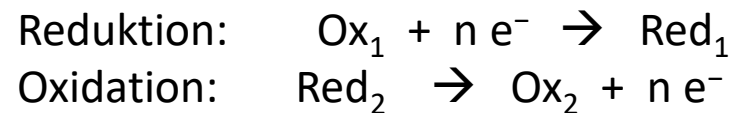
# Redoxreaktionen

## Aufstellen von Redoxgleichungen

### Beispiel



Begriff: Redox-Paar



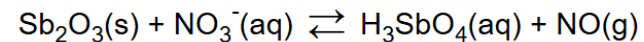
Oxidationsmittel<sub>1</sub>/Reduktionsmittel<sub>1</sub>  
Red<sub>2</sub>/Ox<sub>2</sub>

# Redoxreaktionen



## Übungen zu Redoxreaktionen: Aufstellen von Redoxgleichungen - Übungsaufgaben

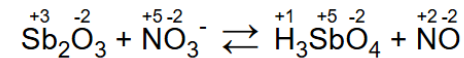
**1. Schritt:** Man schreibt die nicht ausgeglichene Gleichung (ein Gerüst der Reaktion), die alle Reaktanten und Produkte enthält, auf. Für bessere Resultate wird diese Reaktion in der Ion-Form geschrieben.



**2. Schritt:** Die Redoxreaktion wird in Halbreaktionen aufgeteilt. Redoxreaktion ist einfach die Reaktion, in der zur gleichen Zeit zwei Reaktionen ablaufen, die Reaktion der Oxidation und der Reduktion.

**a)** Die Oxidationszahlen von jedem Atom, das in der Reaktion auftaucht, werden festgelegt. Die Oxidationszahl (oder Oxidationsstufe) ist die Maßangabe der Oxidationsstufe von einem Atom in einem Molekül (siehe: [Die Regeln für die Bestimmung von Oxidationszahlen](#)).

<https://www.periodni.com/de/redox-ubungsaufgaben.html>



**b)** Alle Redox-Paare von Atomen, die oxidierten (deren Oxidationszahl vergrößert wurde) und die reduzierten (deren Oxidationszahl verkleinert wurde), werden identifiziert. Der elektronische Übergang wird geschrieben. Dabei sollte man vorsichtig sein, da die Anzahl an Atomen, die oxidiert bzw. reduziert wurden, gleich sein muss. Falls es nötig ist schreibt man die stöchiometrischen Koeffizienten vor die Spezies.

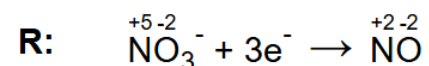
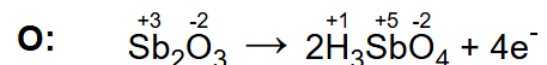


**c)** Die Redox-Paare werden in zwei Halbreaktionen kombiniert: eine für die Oxidation und die andere für die Reduktion (siehe: [Aufteilung der Redoxreaktion in zwei Teilreaktionen](#)).

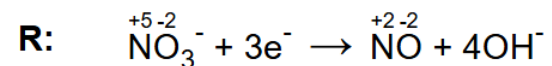
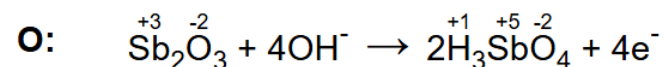
# Redoxreaktionen

**3. Schritt:** Die Atome werden in den Teilgleichungen aufgestellt. Chemische Gleichung muss an den beiden Seiten die gleiche Anzahl an Atomen von einzelnen Elementen haben. Die Atome werden durch das Schreiben von einem passenden Koeffizient vor der Formel aufgestellt. Die Formel allein soll nie verändert werden. Jede Halbreaktion wird als eine selbständige Einheit aufgestellt.

**a)** Alle Atomen außer Sauerstoff und Wasserstoff werden ausgeglichen. Dafür kann jede Spezies verwendet werden, die in der vorgegebenen Gleichung vorkommt. Dabei soll man vorsichtig sein, Reaktanten dürfen nur an der linken Seite der Gleichung addiert werden und die Produkte nur an der rechten Seite der Gleichung.

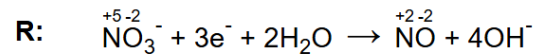
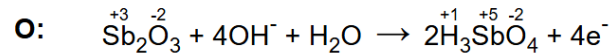


**b)** Die Ladungen werden ausbalanciert. Bei der Reaktion im basischen Medium werden die Ladungen dadurch ausgeglichen, dass  $\text{OH}^-$  an der Seite addiert wird, wo der Mangel an negativen Ladung herrscht.



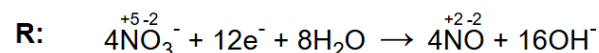
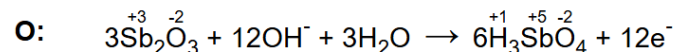
# Redoxreaktionen

c) Die Atomen des Sauerstoffes werden ausbalanciert. Die Anzahl der Atome des Sauerstoffes auf der linken und der rechten Seite der Gleichung wird auf Übereinstimmung überprüft. Falls die Anzahl nicht gleich ist, soll sie durch das Addieren von Molekülen des Wassers an der Seite, die einen Mangel an Sauerstoffatomen zeigt, ausbalanciert werden.



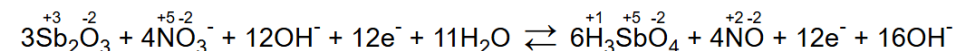
Die ausbalancierten Teilgleichungen können in vielen Handbüchern gefunden werden und im Internet unter '[Tabelle von Standard-Elektrodenpotentialen](#)'. In diesen Tabellen, nach Konvention, werden immer Elektrodenpotentialen für Halbreaktion genannt. Halbreaktion der Oxidation ist die gegenteilige Reaktion und ihre Redoxpotential ist die Standard-Redoxpotential multipliziert mit -1.

**4. Schritt:** Die Anzahl der verlorenen und aufgenommenen Elektronen wird in Halbreaktionen ausgeglichen. Da die Anzahl von Elektronen, die in der Oxidation abgegeben wurden, gleich sein muss zur Anzahl von Elektronen, die in der Redoxreaktion aufgenommen wurden, werden die beiden Gleichungen mit dem Faktor, der das kleinste gemeinsame Vielfache ergibt, multipliziert.

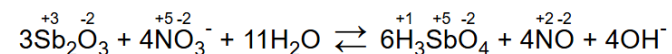




**5. Schritt:** Die Teilgleichungen werden addiert. Zwei Teilgleichungen werden genauso wie eine gewöhnliche algebraische Gleichung addiert, bei der ein Pfeil wie ein Zeichen der Gleichung funktioniert. Die Teilgleichungen werden addiert, indem sich auf einer Seite alle Produkte und auf der anderen Seite alle Reaktanten befinden.



**6. Schritt:** Die Gleichung wird verkürzt. Die Spezies, die an beiden Seiten der addierten Gleichung auftritt, wird verkürzt. Falls es nötig ist, wird die ganze Gleichung durch den größten gemeinsamen Teiler dividiert, so dass die Koeffizienten möglichst niedrig werden.



**Am Ende wird immer die Ausbalancierung der Ladungen und Elementen überprüft.** Erst wird überprüft, ob die Summe der einzelnen Arten von Atomen an einer Seite mit deren Summe an der anderen Seite übereinstimmt.

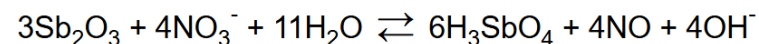
ELEMENT	LINKS	RECHTS	UNTERSCHIED
Sb	3*2	6*1	0
O	3*3 + 4*3 + 11*1	6*4 + 4*1 + 4*1	0
N	4*1	4*1	0
H	11*2	6*3 + 4*1	0

Danach wird überprüft, ob die Summe der elektrischen Ladungen auf der linken Seite der Gleichung mit der Summe auf der rechten Seite der Gleichung übereinstimmt. Wie groß die Summe ist, ist unwichtig, es ist nur wichtig, dass sie an beiden Seiten gleich ist.

$$3*0 + 4*-1 + 11*0 = 6*0 + 4*0 + 4*-1$$

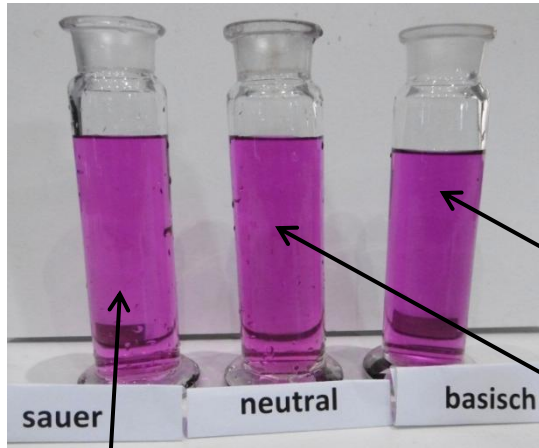
$$-4 = -4$$

Da die Summe von einzelnen Atomen auf der linken Seite der Gleichung übereinstimmt mit der Summe von denselben Atomen auf der rechten Seite und da die Summe der Ladungen auf beiden Seiten gleich ist, ist es möglich eine ausbalancierte Gleichung zu schreiben.

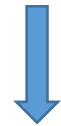


## Redoxreaktionen – vier Beispiele

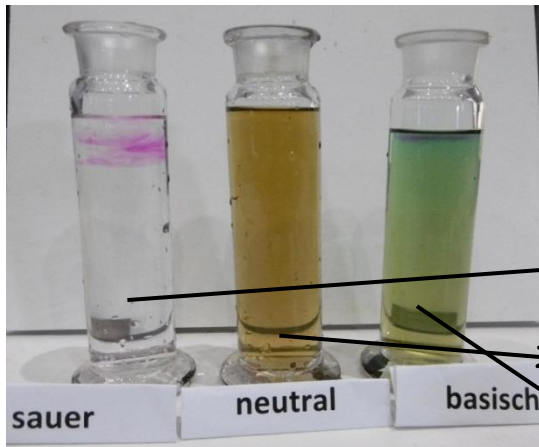
### 1. Beispiel für eine Redoxreaktion: Kaliumpermanganat und Natriumsulfit



KMnO<sub>4</sub>-Lösung  
+ verdünnte  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



Zugabe von  
Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>-Lösung

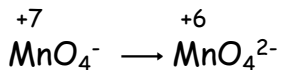
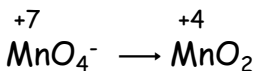
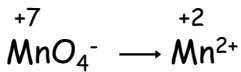


KMnO<sub>4</sub>-Lösung  
+ verdünnte  
NaOH

KMnO<sub>4</sub>-Lösung



grünes  
MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup>  
in stark  
basischer  
Lösung



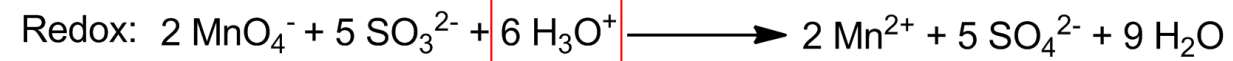
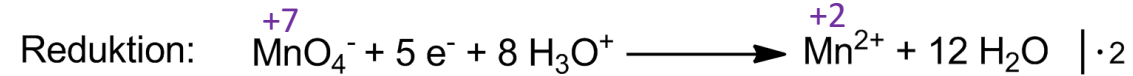
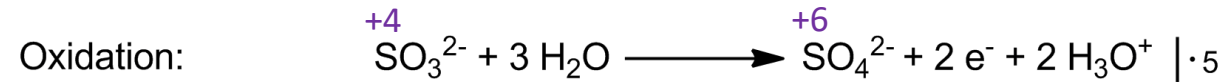
Es werden drei verdünnte violette Kaliumpermanganat-Lösungen hergestellt. Eine davon wird mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert, eine Lösung bleibt neutral und die dritte Lösung wird mit verdünnter Natronlauge versetzt.

Anschließend wird zu allen drei Lösungen Natriumsulfit-Lösung gegeben.

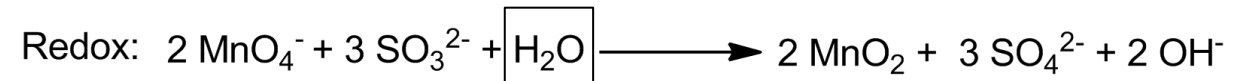
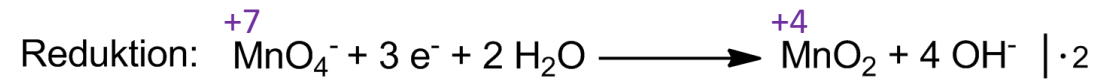
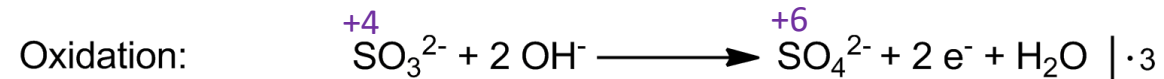
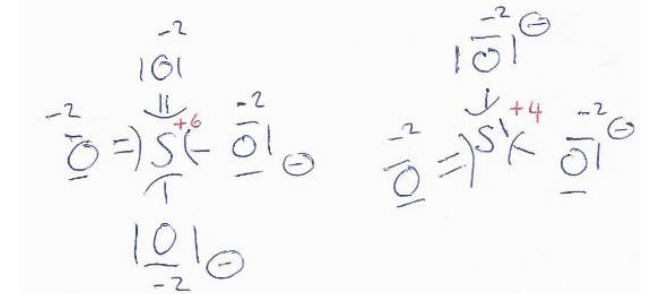
Während sich die saure Lösung entfärbt, verfärbt sich die neutrale Lösung braun. Die basische Lösung wird zuerst blau-grün und nach einiger Zeit ebenfalls braun.

Im sauren Milieu wird violettes MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> zu farblosem (bzw. schwach rosa) Mn<sup>2+</sup> reduziert. Im neutralen Milieu wird MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> zu braunschwarzem MnO<sub>2</sub> reduziert und im basischen Milieu wird MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> zu grünem MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup> reduziert, das allerdings wieder zu MnO<sub>2</sub> disproportioniert, da die Lösung nicht sehr stark basisch ist.

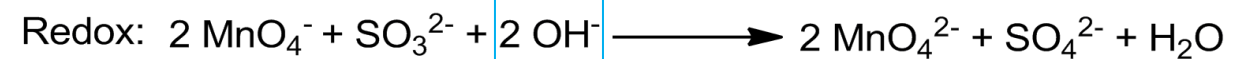
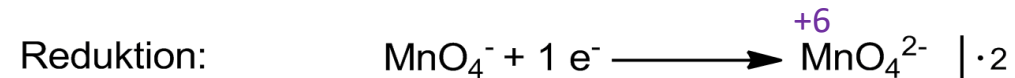
## Redoxreaktionen – vier Beispiele



sauer



neutral

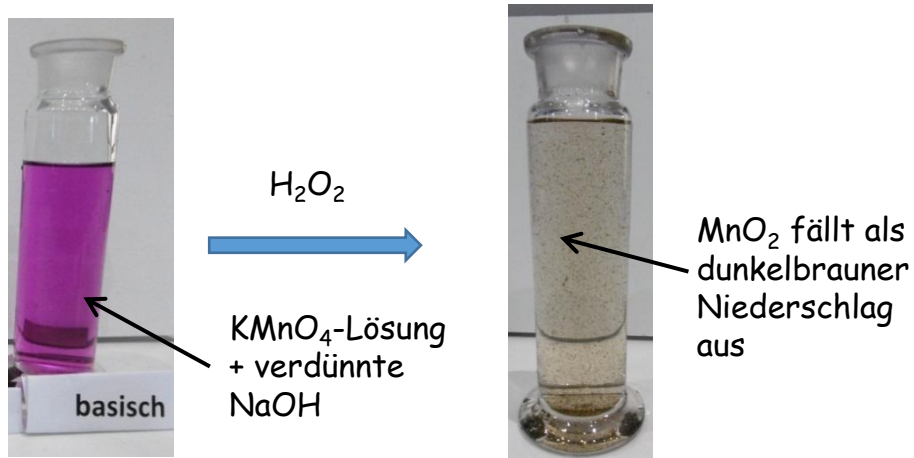


basisch

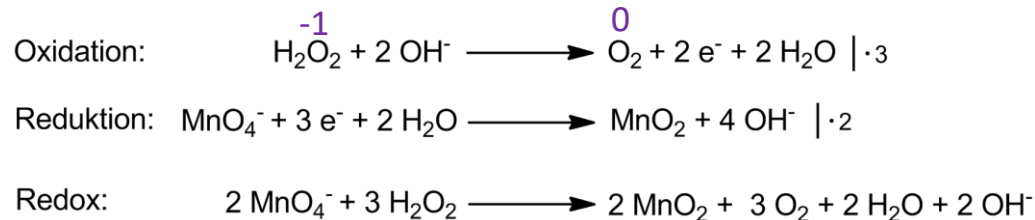


## Redoxreaktionen – vier Beispiele

### 2. Beispiel für eine Redoxreaktion: Kaliumpermanganat und Wasserstoffperoxid

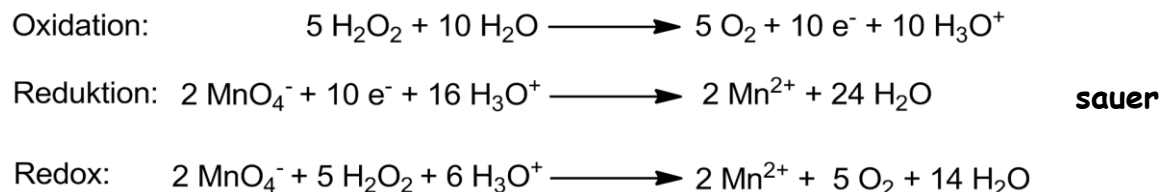


Drei Kaliumpermanganat-Lösungen- eine saure, eine neutrale und eine basische- werden mit Wasserstoffperoxid versetzt. Dabei ist sofort eine Gasentwicklung von Sauerstoff zu beobachten und die Farbe der sauren Lösung ändert sich von violett nach farblos, und die der neutralen und basischen zu braun, wobei ein brauner Niederschlag ausfällt.



**basisch bzw. neutral**

In diesem Versuch ist  $\text{H}_2\text{O}_2$  ein Reduktionsmittel und wird selbst oxidiert. Aber  $\text{H}_2\text{O}_2$  kann ebenfalls in anderen Reaktionen das Oxidationsmittel sein.

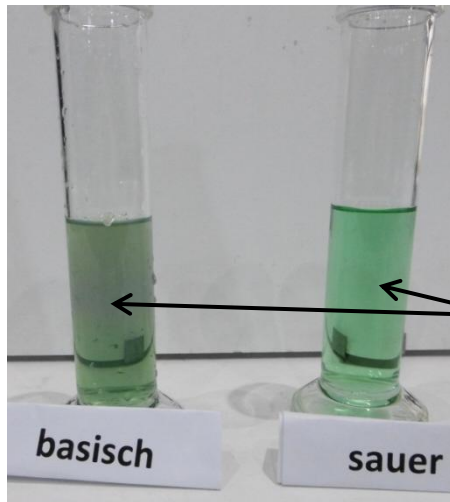


**sauer**



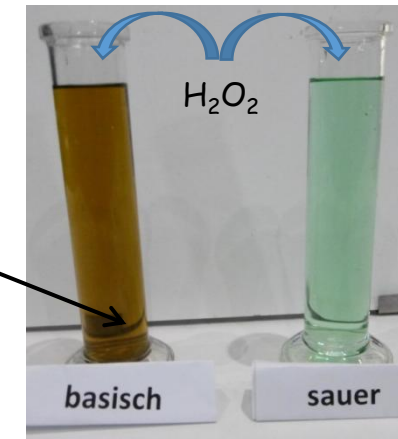
## Redoxreaktionen – vier Beispiele

### 3. Beispiel für eine Redoxreaktion: Chromsulfat und Wasserstoffperoxid



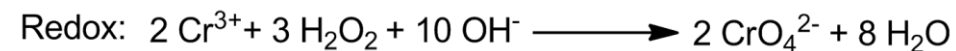
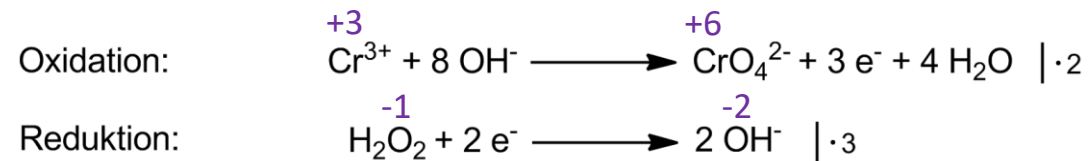
Zwei Chrom(III)sulfat-Lösungen - eine mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert und eine mit verdünnter Natronlauge alkalisch gemacht - werden mit  $\text{H}_2\text{O}_2$  versetzt. Zu beobachten ist, dass sich nur die basische Lösung dunkelgelb verfärbt, während die saure Lösung grün bleibt.

gelbes Chromat ist entstanden



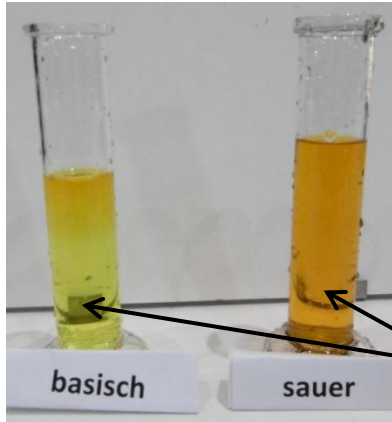
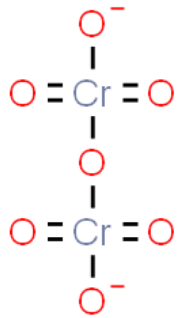
**Diese Redoxreaktion ist pH-abhängig:**

Während im basischen Milieu  $\text{Cr}^{3+}$  (Ox.zahl +3) zu  $\text{CrO}_4^{2-}$  (Ox.zahl +6) oxidiert werden, findet diese Reaktion im sauren Milieu nicht statt.



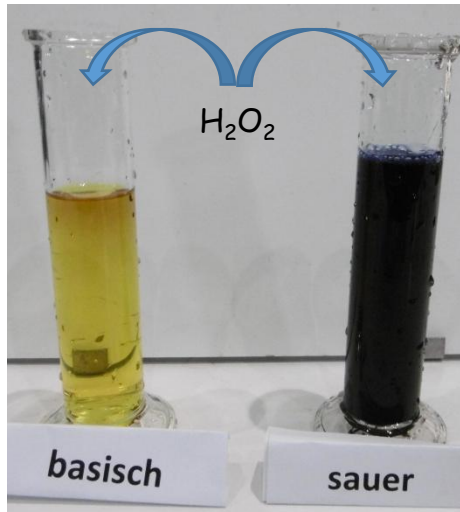
## Redoxreaktionen – vier Beispiele

### 4. Beispiel für eine Redoxreaktion: Kaliumdichromat und Wasserstoffperoxid



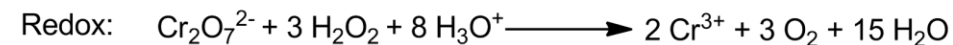
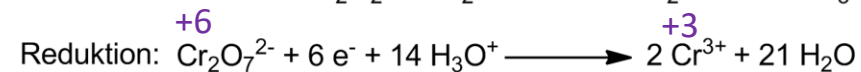
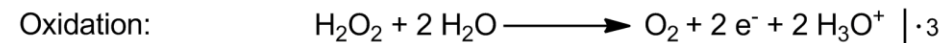
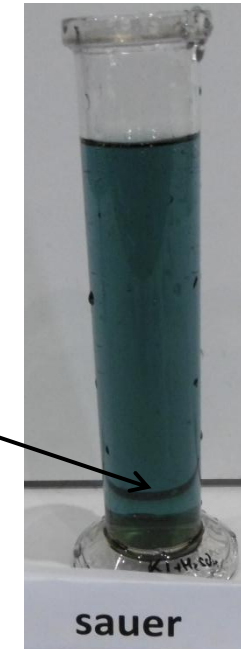
Eine Kaliumdichromat-Lösung wird mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert, eine zweite Kaliumdichromat-Lösung wird mit verdünnter Natronlauge alkalisch gemacht. Da in  $\text{H}_2\text{O}$  gelöstes  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  eine Gleichgewichtsreaktion zwischen Dichromat und Chromat eingeht, erscheint die angesäuerte Lösung dunkler (orange), da das Gleichgewicht zum Dichromat hin verschoben wird.

gelb-orange  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -Lösungen



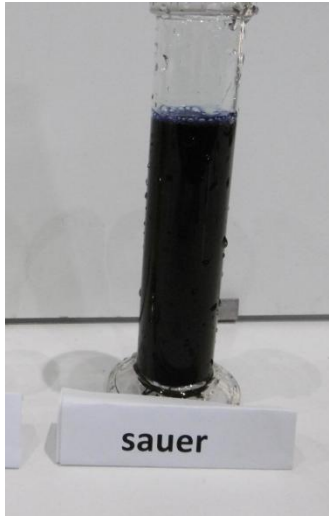
Zu beiden Lösungen wird  $\text{H}_2\text{O}_2$  dazugegeben. Die basische Lösung zeigt keine Reaktion. Die saure Lösung fängt sofort an zu „sprudeln“, da sich  $\text{O}_2$  bildet. Die Lösung wird zunächst tief blau und dann grün, da Dichromat zu Chrom(III) reduziert wurde.

grüne Chrom(III)-Lösung



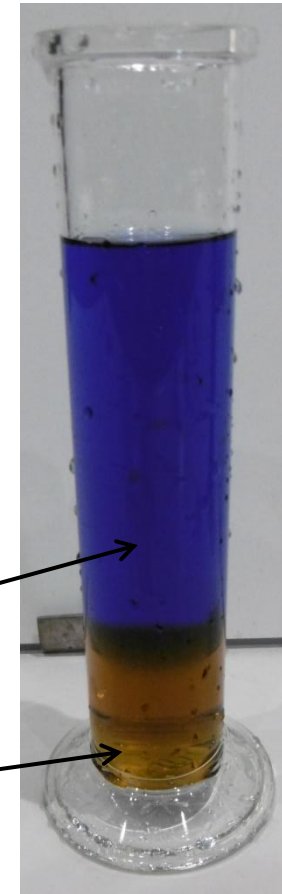
## Redoxreaktionen – vier Beispiele

### „Chromschmetterling“

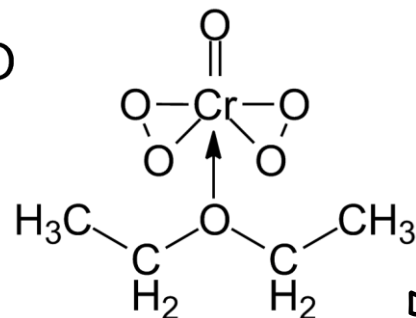
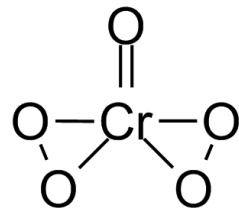
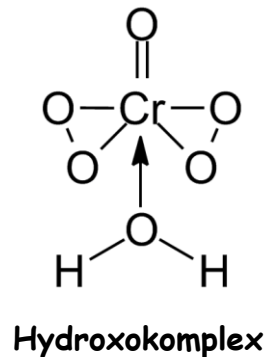


Durch die Zugabe von  $\text{H}_2\text{O}_2$  zu einer mit Schwefelsäure angesäuerten Dichromat-Lösung bildet sich zunächst eine blaue Lösung, die durch das blaue Chrom(VI)peroxid verursacht wird, das aber in Wasser als Hydroxokomplex vorliegt. In Wasser ist diese Verbindung aber nicht stabil und zersetzt sich durch Oxidation durch  $\text{H}_2\text{O}_2$  zu Cr(III), wodurch die grüne Lösung entsteht.

Wenn jedoch zu der Reaktionslösung Diethylether dazu gegeben wird, wird das blaue Chrom(VI)peroxid durch Diethylether komplexiert und ist nun stabil.



Chrom(VI)peroxid  
„Chromschmetterling“



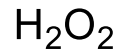
blaue organische Phase  
enthält den Chrom(VI)peroxid-  
Diethylether-Komplex

wässrige Phase:  
Chrom(VI)peroxid  
ist zersetzt

# Redoxreaktionen

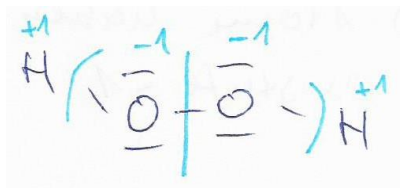


## Oxidationsstufen: Peroxide (O-O Bindung)



**Wasserstoffperoxid**

- Elektronen bzw. Elektronenpaare dem elektronegativeren Atomen zuordnen
- gleiche Atome teilen sich Elektronenpaar

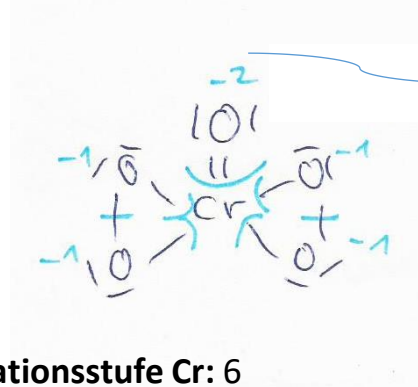


**Oxidationszahlen**

→ Elektronen zählen

O: hat 6 Valenzelektronen: **-1** → beide haben 7 Elektronen, aber brauchen nur 6 Elektronen, weil 6 Valenzelektronen → eins zu viel → -1  
 H: hat 1 Valenzelektron: **+1** → hat kein Elektronen, braucht 1 → +1

## Beispiel: $\text{CrO}_5$



**Oxidationsstufe Cr: 6**

VE; hat kein  $e^-$ :  
braucht 6  $e^-$  → +6

-2: hat 8 Elektronen; „braucht“ nur 6  $e^-$   
→ 2  $e^-$  zu viel → -2

→ Sauerstoffatome mit zwei verschiedenen Oxidationsstufen

→ 4 „peroxidische“ O-Atome

→ alle 4 O-Atome haben 7  $e^-$ , „wollen“ aber nur 6  $e^-$   
→ ein  $e^-$  zu viel → -1

→ alle 4 „peroxidischen“ O-Atome haben die Oxidationsstufe -1

→ ein O-Atom: Oxidationsstufe -2  
vier O-Atome: Oxidationsstufe -1

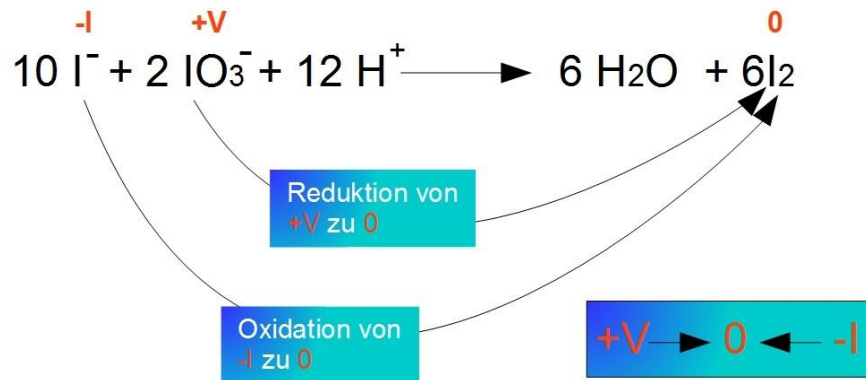


# Redoxreaktionen

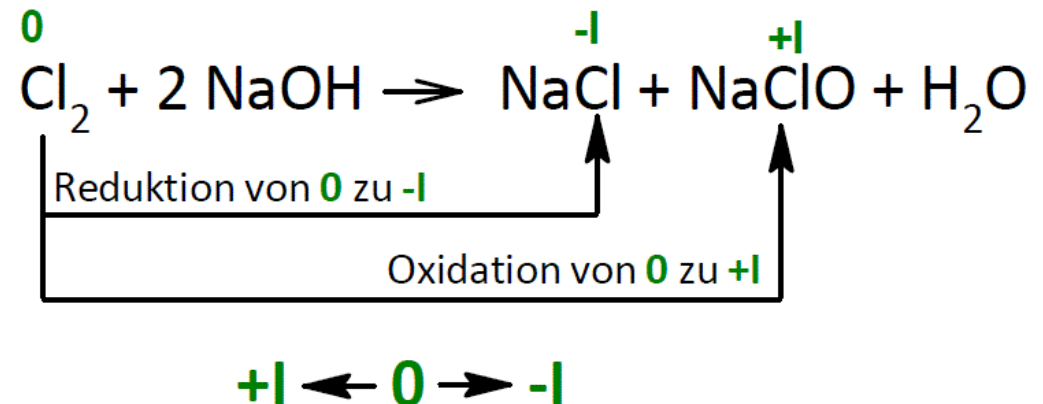
## Komproportionierung und Disproportionierung

Eine **Komproportionierung** und eine **Disproportionierung** sind Spezialfälle einer Redoxreaktion. Eine Disproportionierung ist eine **Redoxreaktion**, bei der ein Element in derselben Reaktion sowohl **oxidiert** als auch **reduziert** wird. Dabei geht ein Element von einer mittleren Oxidationsstufe in zwei neue Produkte über, von denen eines eine höhere und das andere eine niedrigere Oxidationsstufe besitzt. Bei der Komproportionierung, auch **Synproportionierung** genannt, wird durch gleichzeitige Reduktion und Oxidation aus einer höheren und einer niedrigeren Oxidationsstufe zweier Atome des gleichen Elementes eine mittlere Oxidationsstufe gebildet.

### Komproportionierung



### Disproportionierung



# Redoxreaktionen

# THE PERIODIC TABLE OF ELEMENTS

N

Nitrogen

14.0067

Atomic Number

Chemical Symbol

Chemical Name

Atomic Weight

Metals

Transition metals

Metalloids

Nonmetals

Lanthanoids and Actinoids

1 H Hydrogen 1.00794	2 He Helium 4.002602																																	3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012182																							10 Ne Neon 20.1797																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
11 Na Sodium 22.98976	12 Mg Magnesium 24.305																			5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.0067	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															

<https://www.getdigital.de/periodensystem-kuehlschrack-magnete.html>