

## Aufstellen von Valenzstrichformeln

### 1. Grundlagen zum Aufstellen von Valenzstrichformeln

Verwendete Abkürzungen:



VE = Valenzelektron(en)    VSF = Valenzstrichformel(n)    VEP = Valenzelektronenpaar(e)

#### 1.1 Einfache Beispiele (Teilchen ohne Formalladungen)

##### 1. Die Edelgasregel:

In der Regel ergeben die **bindenden** und **nichtbindenden** (= freien / einsamen) **Valenzelektronenpaare** um ein Atom jeweils eine stabile Edelgaskonfiguration.

##### Beispiele:

<b>F<sub>2</sub>:</b>	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$ 7 VE	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$ 7 VE	 Oktett Oktett	$\text{F}-\text{F}$ Einfachbindung	6 freie VEP ein bindendes VEP
<b>HF:</b>	H· 1 VE	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$ 7 VE	 Dublett Oktett	$\text{H}-\text{F}$ Einfachbindung	3 freie VEP ein bindendes VEP

##### 2. Regel von der Bindigkeit:



Unter der Bindigkeit versteht man die Anzahl der bindenden Valenzelektronenpaare, die von einem Atom ausgehen.

**Regel für die Berechnung der Bindigkeit:**

Bindigkeit = 8 - Nummer der Hauptgruppe<sup>1</sup>

**Hinweis:** Die Regel gilt nur für ungeladene Atome! (Geladene Atome: vgl. 3. Regel!)

##### Beispiele:

<b>O<sub>2</sub>:</b>	$\ddot{\text{O}}\cdot$ 6 VE	$\cdot\ddot{\text{O}}$ 6 VE	 Oktett Oktett	$\text{O}=\text{O}$ eine Doppelbindung	4 freie VEP 2 bindende VEP
<b>N<sub>2</sub>:</b>	$\ddot{\text{N}}\cdot$ 5 VE	$\cdot\ddot{\text{N}}$ 5 VE	 Oktett Oktett	$\text{N}\equiv\text{N}$ eine Dreifachbindung	2 freie VEP 3 bindende VEP
<b>NH<sub>3</sub>:</b>	$\ddot{\text{N}}\cdot$ 5 VE	3x H· 3x1 VE		$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ 3 Einfachbindungen	ein freies VEP 3 bindende VEP
<b>H<sub>2</sub>O:</b>	2x H· 2x1 VE	$\cdot\ddot{\text{O}}$ 6 VE		$\text{H}-\text{O}-\text{H}$ 2 Einfachbindungen	2 freie VEP 2 bindende VEP
<b>CO<sub>2</sub>:</b>	$\cdot\text{C}\cdot$ 4 VE	2x $\cdot\ddot{\text{O}}$ 2x6 VE		$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ 2 Doppelbindungen	4 freie VEP 4 bindende VEP

<sup>1</sup> Eine Ausnahme ist die Bindigkeit des Wasserstoff-Atoms

Bindigkeit (H) = 2 - Nummer der Hauptgruppe = 2 - 1 = 1

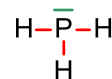
Begründung: Die 1. Schale ist bei einer Anzahl von 2 Valenzelektronen gefüllt (Edelgaskonfiguration bei Helium)

**Übungsaufgaben:****1. Monophosphan (PH<sub>3</sub>)**

Erstelle die Valenzstrichformel!

- Phosphor-Atom: 5 VE  
=> Bindigkeit 8 - 5 = 3
- Wasserstoff-Atom: 1 VE  
=> Bindigkeit 2 - 1 = 1

Valenzstrichformel



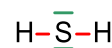
Ein freies VEP, 3 Einfachbindungen

**2. Dihydrogensulfid (H<sub>2</sub>S)**

Erstelle die Valenzstrichformel!

- Schwefel-Atom: 6 VE  
=> Bindigkeit 8 - 6 = 2
- Wasserstoff-Atom: 1 VE  
=> Bindigkeit 2 - 1 = 1

Valenzstrichformel



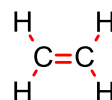
2 freie VEP, 2 Einfachbindungen

**3. Ethen (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>)**

Erstelle die Valenzstrichformel!

- Kohlenstoff-Atom: 4 VE  
=> Bindigkeit 8 - 4 = 4
- Wasserstoff-Atom: 1 VE  
=> Bindigkeit 2 - 1 = 1

Valenzstrichformel



Keine freien VEP

Eine Doppel- und 4 Einfachbindungen

**4. Ethin (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>)**

Erstelle die Valenzstrichformel!

- Kohlenstoff-Atom: 4 VE  
=> Bindigkeit 8 - 4 = 4
- Wasserstoff-Atom: 1 VE  
=> Bindigkeit 2 - 1 = 1

Valenzstrichformel



Keine freien VEP

Eine Dreifach- u. 2 Einfachbindungen

## 1.2 Anspruchsvollere Beispiele (Teilchen mit Formalladungen)

### 3. Regel für geladene Atome:

Atome mit einer Formalladung weichen von Bindigkeit ungeladener Atome ab:

- Eine positive Formalladung steigert die Bindigkeit (im Vgl. zur 2. Regel) um den Wert 1.
- Eine negative Formalladung senkt die Bindigkeit (im Vgl. zur 2. Regel) um den Wert 1.

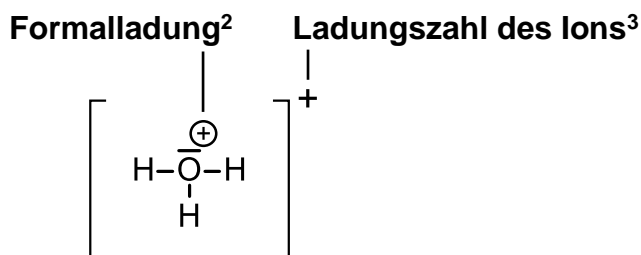
**Hinweis:** Diese Regel gilt nur, falls keine Oktettüberschreitung vorliegt!

#### a) Atom-Ionen:

	Valenzelektronen	Elektronenpaare	Valenzstrichformel
<b>Cl<sup>-</sup>: Chlorid-Ion</b>	$7e^- + 1e^- = 8e^-$	=> 4 VEP	$\text{Cl}^-$
<b>H<sup>-</sup>: Hydrid-Ion (= Wasserstoff-Anion)</b>	$1e^- + 1e^- = 2e^-$	=> 1 VEP	$\text{H}^-$

#### b) Molekül-Ionen:

	Valenzelektronen	Elektronenpaare	Valenzstrichformel
<b>OH<sup>-</sup>: Hydroxid-Ion</b>	$6e^- (\text{O}) + 1e^- (\text{H}) + 1e^- (\text{neg. Ladung}) = 8e^-$	=> 4 VEP	$\left[ \text{O}^- - \text{H} \right]^-$
<b>H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>: Oxonium-Ion</b>	$6e^- (\text{O}) + 3e^- (\text{H}) - 1e^- (\text{pos. Ladung}) = 8e^-$	=> 4 VEP	$\left[ \text{H} - \text{O}^+ - \text{H} \right]^+$



#### Weitere Beispiele:

<b>NH<sub>4</sub><sup>+</sup>: Ammonium-Ion</b>	<b>NH<sub>2</sub><sup>-</sup>: Amid-Ion</b>
$\left[ \text{H} - \text{N}^+ - \text{H} \right]^+$	$\left[ \text{H} - \text{N}^- - \text{H} \right]^-$
<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>: Carbonat-Ion</b>	<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup>: Nitrat-Ion</b>
$\left[ \text{O} = \text{C} - \text{O}^- \right]^{2-}$	$\left[ \text{O} = \text{N}^+ - \text{O}^- \right]^-$

<sup>2</sup> mit Kreissymbol um die Ladung, sitzt formal an einem Atom (hier: am O-Atom)

<sup>3</sup> ohne Kreissymbol um die Ladung, gibt die Gesamtladung des Ions an (Summe der Formalladungen)

**1.3 Hilfsmethode zum Aufstellen von VSF (vgl. Schulbuch Galvani Chemie 1, S. 129)****Berechnung der Gesamtzahl der bindenden VEP eines Moleküls bzw. Ions:**

$$\text{Gesamtzahl der bindenden VEP} = \frac{\text{benötigte VE} - \text{vorhandene VE}}{2}$$

benötigte VE: laut Edelgasregel benötigte Anzahl der VE für jedes Atom ermitteln und alle VE addieren

vorhandene VE: Abzählen der tatsächlich vorhandenen VE (siehe oben)

**Beispiel: Oxonium-Ion (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>)**

benötigte VE:  $3 \cdot 2e^- (\text{H}) + 8e^- (\text{O}) = 14e^-$

vorhandene VE:  $3 \cdot 1e^- (\text{H}) + 6e^- (\text{O}) - 1e^- (\text{Ladung}) = 8e^-$

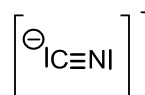
$$\text{Gesamtzahl der bindenden VEP} = \frac{14 - 8}{2} = 3$$

**Beachte:** Diese Methode funktioniert nur, wenn die Edelgasregel eingehalten wird. Daher schlägt sie im Fall der Ausnahmen (s.u. Gliederungspunkt 2) fehl!

**Übungsaufgaben:****1. Cyanid-Ion (CN<sup>-</sup>)**

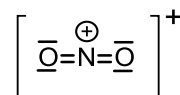
Erstelle die Valenzstrichformel!

- $4e^- (\text{C}) + 5e^- (\text{N}) + 1e^- = 10e^-$   
=> 5 VEP
- Bindende VEP:  $(16-10) / 2 = 3$

**Valenzstrichformel****2. Nitronium-Ion (NO<sub>2</sub><sup>+</sup>)**

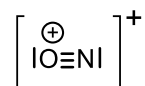
Erstelle die Valenzstrichformel!

- $5e^- (\text{N}) + 2 \cdot 6e^- (\text{O}) - 1e^- = 16e^-$   
=> 8 VEP
- Bindende VEP:  $(24-16) / 2 = 4$

**Valenzstrichformel****3. Nitrosyl-Kation (NO<sup>+</sup>)**

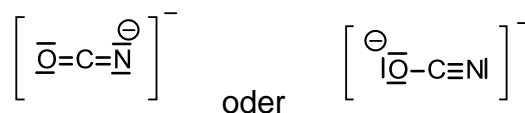
Erstelle die Valenzstrichformel!

- $5e^- (\text{N}) + 6e^- (\text{O}) - 1e^- = 10e^-$   
=> 5 VEP
- Bindende VEP:  $(16-10) / 2 = 3$

**Valenzstrichformel****4. Cyanat-Ion (OCN<sup>-</sup>)**

Erstelle die Valenzstrichformel!

- $6e^- (\text{O}) + 4e^- (\text{C}) + 5e^- (\text{N}) + 1e^- = 16e^-$  => 8 VEP
- Bindende VEP:  $(24-16) / 2 = 4$

**Valenzstrichformel**

## 2. Ausnahmen beim Aufstellen von VSF

### 2.1 Oktettüberschreitung

Eine Oktettüberschreitung ist nur bei Atomen der Elemente ab der 3. Periode (= 2. Achterperiode) möglich, da ab der 3. Schale mehr als 8 VE Platz haben.  
Beispiele: P- und S-Atome

Beispiele:

PF <sub>5</sub> : Phosphorpentafluorid	SF <sub>6</sub> : Schwefelhexafluorid

In manchen Fällen ist es möglich, eine Formel mit und eine ohne Oktettüberschreitung aufzustellen.

Beispiele:

Schwefeldioxid (SO <sub>2</sub> )	
Formel mit Oktettüberschreitung	Formel ohne Oktettüberschreitung
$\text{O}=\text{S}=\text{O}$	$\text{O}^{\ominus}-\text{S}^{\oplus}=\text{O}$
(ohne Ladungstrennung)	(mit Ladungstrennung)

Schwefeltrioxid (SO <sub>3</sub> )	
Formel mit Oktettüberschreitung	Formel ohne Oktettüberschreitung
$\text{O}=\text{S}(\text{O})_2$	$\text{O}=\text{S}^{\oplus}(\text{O}^{\ominus})_2$
(ohne Ladungstrennung)	(mit Ladungstrennung)

### 2.2 Oktettunterschreitung

Eine Oktettunterschreitung kann z.B. bei Bor-Atomen vorkommen.

BH <sub>3</sub> : Bortrihydrid (Monoboran)	
	Um das Bor-Atom befinden sich nur 6 VE. => Sextett (Oktett unterschritten)

### 2.3 Radikale als Sonderfall

Moleküle oder Atome mit einem einzelnen, ungepaarten Elektron nennt man Radikale. Dabei kommt es ebenfalls zu einer Oktettunterschreitung. Radikale sind besonders reaktiv bzw. instabil.

Beispiele:

NO: Stickstoffmonoxid = Nitrosyl-Radikal <sup>4</sup>	
$\text{O}=\text{N}^{\bullet}$	Oktett am N-Atom unterschritten (7 VE).

<Cl>: Chlor-Radikal	
$\text{Cl}^{\bullet}$	Oktett am Cl-Atom unterschritten (7 VE).

<sup>4</sup> second messenger (Überträgerstoff / Botenstoff im Gehirn)