

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:

F₂:	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$ 7 VE	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$ 7 VE	 Oktett Oktett	$\overline{\text{F}}-\overline{\text{F}}$ Einfachbindung	6 freie VEP ein bindendes VEP
-----------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	--	---	----------------------------------

HF:	H· 1 VE	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$ 7 VE	 Dublett Oktett	$\text{H}-\overline{\text{F}}$ Einfachbindung	3 freie VEP ein bindendes VEP
------------	------------	-------------------------------------	---	--	----------------------------------

2. Regel von der Bindigkeit:

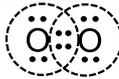
Unter der Bindigkeit versteht man die Anzahl der bindenden Valenzelektronenpaare, die von einem Atom ausgehen.

Regel für die Berechnung der Bindigkeit:

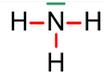
Bindigkeit = 8 - Nummer der Hauptgruppe¹

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

Beispiele:

O₂:	$\ddot{\text{O}}:$ 6 VE	$:\ddot{\text{O}}$ 6 VE	 Oktett Oktett	$\overline{\text{O}}=\overline{\text{O}}$ eine Doppelbindung	4 freie VEP 2 bindende VEP
-----------------------	----------------------------	----------------------------	--	---	-------------------------------

N₂:	$\ddot{\text{N}}:$ 5 VE	$:\ddot{\text{N}}$ 5 VE	 Oktett Oktett	$\overline{\text{N}}\equiv\overline{\text{N}}$ eine Dreifachbindung	2 freie VEP 3 bindende VEP
-----------------------	----------------------------	----------------------------	--	--	-------------------------------

NH₃:	$\ddot{\text{N}}:$ 5 VE	3x H· 3x1 VE		 3 Einfachbindungen	ein freies VEP 3 bindende VEP
------------------------	----------------------------	-----------------	--	--	----------------------------------

H₂O:	2x H· 2x1 VE	$:\ddot{\text{O}}$ 6 VE		$\text{H}-\overline{\text{O}}-\text{H}$ 2 Einfachbindungen	2 freie VEP 2 bindende VEP
------------------------	-----------------	----------------------------	--	---	-------------------------------

CO₂:	$:\text{C}:$ 4 VE	2x $:\ddot{\text{O}}$ 2x6 VE		$\overline{\text{O}}=\overline{\text{C}}=\overline{\text{O}}$ 2 Doppelbindungen	4 freie VEP 4 bindende VEP
------------------------	----------------------	---------------------------------	--	--	-------------------------------

¹ Eine Ausnahme ist die Bindigkeit des Wasserstoff-Atoms

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

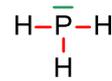
Begründung: Die 1. Schale ist bei einer Anzahl von 2 Valenzelektronen gefüllt (Edelgaskonfiguration bei Helium)

Übungsaufgaben:**1. Monophosphan (PH₃)**

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 (H₂S)

Erstelle die Valenzstrichformel!

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

Valenzstrichformel



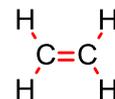
2 freie VEP, 2 Einfachbindungen

3. Ethen (C₂H₄)

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 (C₂H₂)

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.

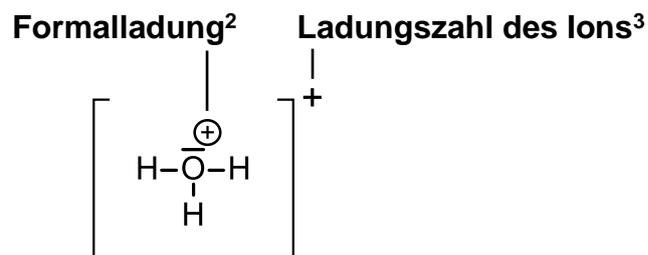
Hinweis: Diese Regel gilt nur, falls keine Oktettüberschreitung vorliegt!

a) Atom-Ionen:

	Valenzelektronen	Elektronenpaare	Valenzstrichformel
Cl⁻: Chlorid-Ion	$7e^- + 1e^- = 8e^-$	=> 4 VEP	Cl^-
H⁻: Hydrid-Ion (= Wasserstoff-Anion)	$1e^- + 1e^- = 2e^-$	=> 1 VEP	H^-

b) Molekül-Ionen:

	Valenzelektronen	Elektronenpaare	Valenzstrichformel
OH⁻: Hydroxid-Ion	$6e^- (\text{O}) + 1e^- (\text{H}) + 1e^- (\text{neg. Ladung}) = 8e^-$	=> 4 VEP	$\left[\text{O}^- - \text{H} \right]^-$
H₃O⁺: Oxonium-Ion	$6e^- (\text{O}) + 3e^- (\text{H}) - 1e^- (\text{pos. Ladung}) = 8e^-$	=> 4 VEP	$\left[\text{H} - \text{O}^+ - \text{H} \right]^+$



Weitere Beispiele:

NH₄⁺: Ammonium-Ion	NH₂⁻: Amid-Ion
$\left[\text{H} - \text{N}^+ - \text{H} \right]^+$	$\left[\text{H} - \text{N}^- - \text{H} \right]^-$
CO₃²⁻: Carbonat-Ion	NO₃⁻: Nitrat-Ion
$\left[\text{O} = \text{C} - \text{O}^- \right]^{2-}$	$\left[\text{O} = \text{N}^+ - \text{O}^- \right]^-$

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

³ 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 (H₃O⁺)

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⁻)**

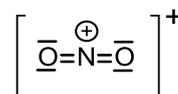
Erstelle die Valenzstrichformel!

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

Valenzstrichformel**2. Nitronium-Ion (NO₂⁺)**

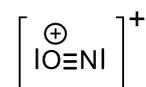
Erstelle die Valenzstrichformel!

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

Valenzstrichformel**3. Nitrosyl-Kation (NO⁺)**

Erstelle die Valenzstrichformel!

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

Valenzstrichformel**4. Cyanat-Ion (OCN⁻)**

Erstelle die Valenzstrichformel!

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

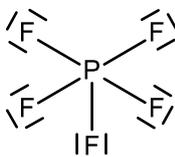
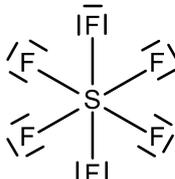
Valenzstrichformel

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

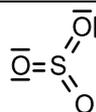
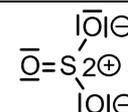
Beispiele:

PF ₅ : Phosphorpentafluorid	SF ₆ : Schwefelhexafluorid
	

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

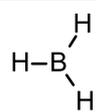
Beispiele:

Schwefeldioxid (SO ₂)	
Formel mit Oktettüberschreitung	Formel ohne Oktettüberschreitung
$\bar{\text{O}}=\bar{\text{S}}=\bar{\text{O}}$	$\ominus \bar{\text{O}}-\bar{\text{S}}=\bar{\text{O}} \oplus$
(ohne Ladungstrennung)	(mit Ladungstrennung)

Schwefeltrioxid (SO ₃)	
Formel mit Oktettüberschreitung	Formel ohne Oktettüberschreitung
	
(ohne Ladungstrennung)	(mit Ladungstrennung)

2.2 Oktettunterschreitung

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

BH ₃ : 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 ⁴	
$\bar{\text{O}}=\bar{\text{N}}\cdot$	Oktett am N-Atom unterschritten (7 VE).
<Cl>: Chlor-Radikal	
$\bar{\text{Cl}}\cdot$	Oktett am Cl-Atom unterschritten (7 VE).

⁴ second messenger (Überträgerstoff / Botenstoff im Gehirn)