

ORGANISCHE CHEMIE II

ALKANE

Kohlenwasserstoffe mit C-C und C-H Einfachbindungen. Ihre allgemeine Summenformel lautet « C_nH_{2n+2} ». Sie lassen sich in eine homologe Reihe ordnen:

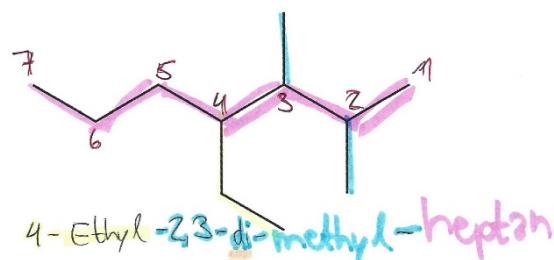
Name	Summen-formel	Skelettformel	T_m [°C]	T_s [°C]	Anzahl Isomere
Methan	CH_4	nicht möglich	-182	-162	1
Ethan	C_2H_6		-183	-89	1
Propan	C_3H_8		-188	-42	1
Butan	C_4H_{10}		-138	-1	2
Pentan	C_5H_{12}		-130	36	3
Hexan	C_6H_{14}		-95	68	5
Heptan	C_7H_{16}		-90	98	9
Octan	C_8H_{18}		-57	126	18
Nonan	C_9H_{20}		-54	151	35
Decan	$C_{10}H_{22}$		-30	174	75

Tabelle 1: homologe Reihe der Alkane (T_m : Schmelztemperatur, T_s : Siedetemperatur)

REGEL ZUR BENENNUNG DER ALKANE

1. Anzahl der C-Atome in der längsten durchgehenden Kette bestimmt den Stammnamen der Verbindung (siehe: homologe Reihe der Alkane).
2. Seitenketten verzweigter Alkane erhalten ihren Namen ebenfalls nach der Anzahl C-Atome, wobei die Endung ‘-an’ bei diesen sogenannten Alkylresten durch ‘-yl’ ersetzt wird. Verschiedene Seitenketten werden alphabetisch aufgeführt
(methyl: 1 Strich, ethyl: 2 Striche, propyl: 3 Striche)

3. Zur Angabe der Verknüpfungsstellen zwischen der Haupt- & den Seitenketten wird die Hauptkette so durchnummeriert, dass die Verknüpfungsstellen möglichst tiefe Zahlen erhalten. Diese Zahlen werden vor dem Namen dieser Akylresten gestellt
4. Kommen Seitenketten mehrmals vor, so wird dies durch das entsprechende griechische Zahlwort (di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, okta, ennea...) angegeben. Diese Zahlenwörter werden bei der alphabetischen Sortierung nicht berücksichtigt.
5. Erster Buchstabe des Namens wird grossgeschrieben. Vor & nach den Lokanten (Zahlen) werden Bindestriche gesetzt.



ALKENE UND ALKINE

Alkene haben nebst der C-C und C-H Einfachbindungen noch mindestens eine C-C Doppelbindung. Sie haben die allgemeine Summenformel « C_nH_{2n} ». Alkine haben mindestens eine C-C Dreifachbindung. Ihre allgemeine Summenformel lautet: « C_nH_{2n-2} ». Die Benennung ist gleich wie bei den Alkanen, aber es gibt Zusatzregeln.

ZUSATZREGELN BEI NOMENKLATUR

1. Längste Kette der Kohlenstoffatomen gibt den Stammnamen an (gleich wie Alkan), aber die Endung ist nicht -an sondern -en oder -in
2. Man gibt an wo die Doppel- bzw. Dreifachbindung ist und nummeriert denn Stoff so, dass die Stelle eine möglichst kleine Zahl trägt
3. Man ermittelt die Anzahl der gleichen funktionellen Gruppen und gib diese mit griechischen Zahlenwörter an

E-/Z-ISOMERIE

Atome, die gleich sind, sich aber in Z und E unterscheiden sind doch nicht gleich. Die räumliche Anordnung ist unterschiedlich. Liegen die 2 Bindungen/Substituenten neben der Doppelbindung auf derselben Seite, also zusammen ist es ein Z-Isomer. Liegen die 2 Bindungen/Substituenten neben der Doppelbindung auf der nicht auf derselben Seite, also entgegengesetzt ist es ein E-Isomer. Benennung:

1. Buchstaben E oder Z mit der Zahl/Stelle der Doppelbindung zBs. (3E) am Anfang vom Namen

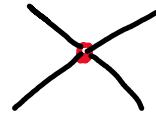
CHEMISCHE REAKTIVITÄT

- **Elektronische Struktur:** Chemische Reaktionen basieren auf das Bewegen von Elektronen.
 - Je einfacher die Elektronen zugänglich sind, desto reaktiver ein Stoff.
→ Doppel- und Dreifachbindungen sind ausserhalb der Kerne und leichter anzugreifen
 - Vor allem beim vorhanden sein von (partial) neg. und pos. geladene Zentren.
→ C-C ist unpolär und schwerer zu zerstören als C-O polar. Ein positiver Angreifer kann den negativen Pol leichter angreifen und umgekehrt.
- **Sterische Hinderung:** Einfluss des räumlichen Aufbaus auf Reaktivität.
 - Ein chem. Zentrum kann so stark abgeschirmt sein, dass kein Reaktionspartner zu diesem vordringen kann. Keine Reaktion findet statt.
→ 1 ist nicht sterisch, leichter zu erreichen als 2, welches bessere sterische Hinderung hat.

1)



2)



AROMATEN

Aromatizität: Alle cyclischen Verbindungen mit delokalisierten mesomeristabilisierten Elektronensystem. Verbindungen aus mehreren Ringen oder Fremdatomen bestehen, gehören auch dazu.

KRITERIUM FÜR AROMAT

1. Ringförmiges Molekül
2. Das Molekül muss planar sein
3. Die Doppelbindungen müssen konjugiert sein (Doppelbindungen grenzen immer an Einfachbindungen)
4. Die Hückel-Regel muss erfüllt sein

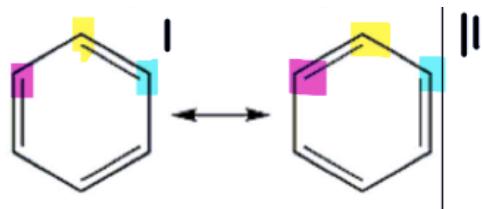
Hückel-Regel: Man zählt die Elektronen, die zu der Doppelbindung gehört und zusätzlich sind, also pro Doppelbindung 2 und setzt sie bei X ein. Für n muss man probieren eine ganze Zahl kleiner/grösser als null einzusetzen, damit die Gleichung stimmt. « $4 * n + 2 = x$ »

ERKLÄRUNG FÜR REAKTIVITÄT

Vergleicht man Cylohexen (Ring mit 1 Doppelbindung) mit Benzol (Ring mit 3 Doppelbindungen) erwartet man eigentlich, dass Cylohexen weniger reaktiv ist als Benzol wegen der Doppelbindung Anzahl, aber...

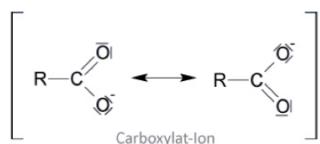
Benzol, welches 3 Doppel- und 3 Einfachbindungen hat, ist also weniger reaktiv (weniger Energie) als erwartet. Die C-Atome sind durch je zwei Einfachbindungen untereinander verbunden und eine Bindung wird zu dem Wasserstoff gebildet. Jedes C hat also ein Elektron die noch zur Bindung frei sind. Die insgesamt 6 Elektronen sind gleichmässig verteilt – delokalisiert und konjugiert.

Die Bindungsverhältnisse eines Moleküls müssen durch mehrere **mesomere Grenzformeln** dargestellt werden. Hier ist der Mesomeriepfeil wichtig. Dieses Phänomen heißt **Mesomerie**.



MESOMERIE IN NICHT-AROMATISCHEN TEILCHEN

CABOXYLATGRUPPE (-COO⁻)

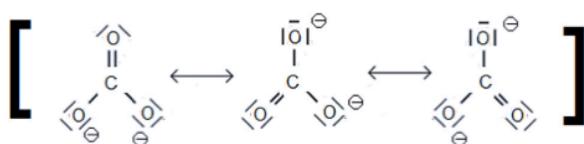


NITROGRUPPE

Sie sind mit der Carboxylatgruppe isoelektronisch d.h. sie haben dieselbe Valenzelektronenkonfiguration.

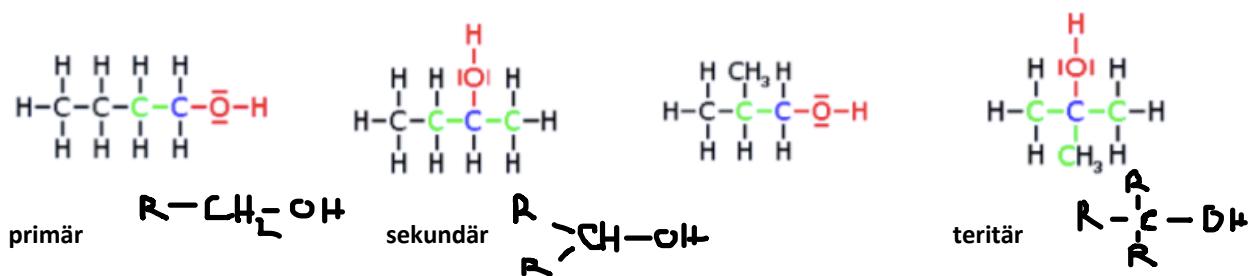


CARBONAT-ION



ALKOHOLE

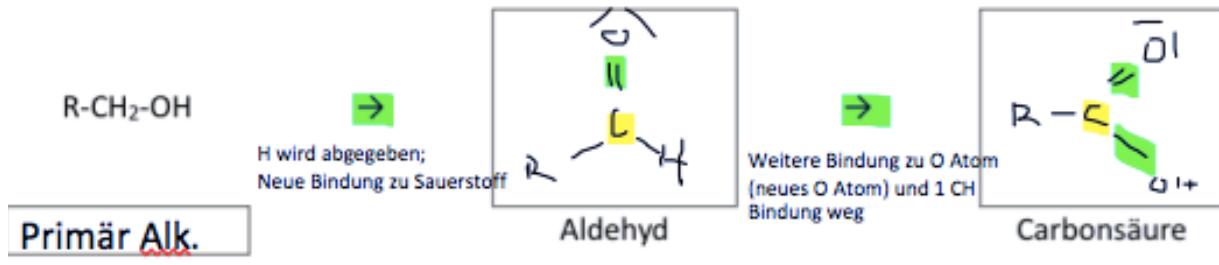
Die Hydroxygruppe (-OH) gehört zu der Stoffklasse Alkohole. Als Endung wird *-ol* verwendet. Die Endung wird zusätzlich angefügt. Bei mindestens 4 Kohlenstoffatomen gibt es auch hier verschiedene Isomere. Sie unterscheiden sich mit der Position der OH-Gruppe. Es gibt primär, sekundär und teritär. Sie entsprechen den angehängten C-Ketten:



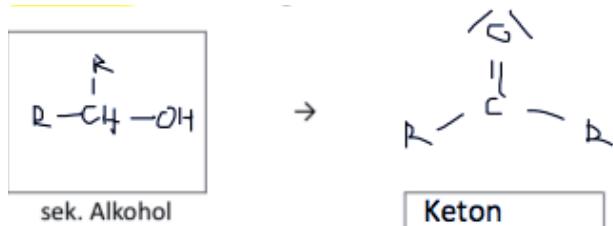
Es gibt noch **zwei-, drei-, vier- oder mehrwertige Alkohole**. Diese entsprechen der Anzahl Hydroxygruppen (OH) im Molekül. Vorsicht nicht verwechseln!

OXIDIERBARKEIT DER ALKOHOLE

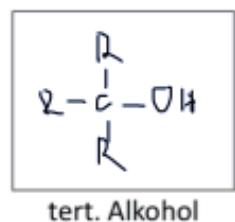
Primäre Alkohole können zu Aldehyden oxidiert werden. Aldehyden können zu Carbonsäure oxidiert werden.



Sekundäre Alkohole können zu Ketonen oxidiert werden.



Tertiäre Alkohole können nicht oxidiert werden.



OXIDIERBARKEIT

SCHEMA

Man betrachtet das Atom in der Lewisformel. Bindungselektronen werden den beteiligten Atomen wie folgt zugeordnet: Bindungspartner mit höherer EN bekommt beide Elektronen, bei gleicher EN wird je ein Elektron zugeordnet.

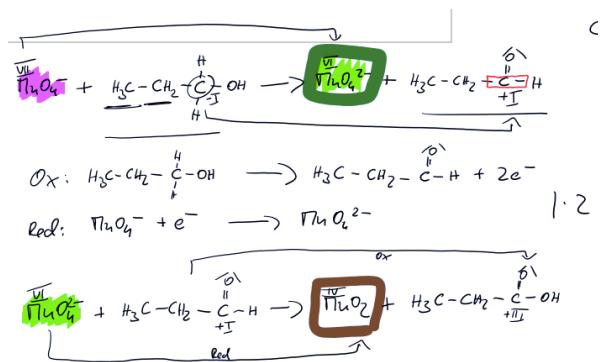
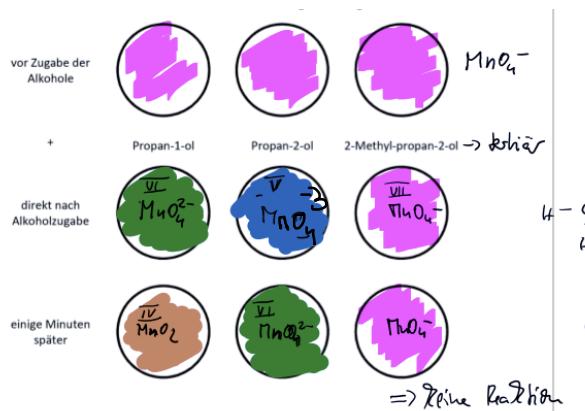
→ $OZ(\text{Atom}) = \text{Anzahl Valenzelektronen des ungeladenen Atoms} - \text{Anzahl zugeordneter Elektronen des Atoms im Molekül}$

FAUSTREGELN

1. Einzelne Atome und Elemente haben immer $OZ = 0$
2. Die Summe aller OZ in einem Teilchen ist gleich der Ladung des Teilchens
 - a. Molekül: Summe aller OZ ist Null

- b. Einatomige Ionen: OZ = Ladung des Ions
 c. Mehratomige Ionen: Summe aller OZ = Ladung des Ions
3. Sauerstoff hat meistens OZ = -II
 4. Wasserstoff hat meistens OZ = +I
 5. Fluor hat in allen Verbindungen OZ = -I
 6. Alkalimetalle haben in allen Verbindungen OZ = +I

VERSUCH



RANDINFORMATION – REDOXREAKTION

Reduktion: Ein Teilchen, welches Elektronen aufnimmt. + Wenn OZ von einem Teilchen von vorher zu nachher sinkt

Oxidation: Ein Teilchen, welches Elektronen abgibt. + Wenn OZ von einem Teilchen von vorher zu nachher steigt

Oxidationsmittel: Teilchen, welches Elektronen aufnimmt – Elektronenrezeptor – wird selbst reduziert

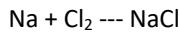
Reduktionsmittel: Teilchen, welches Elektronen abgibt – Elektronendonator – wird selbst oxidiert

Oxidierteform: Die Elektronen ärmere Form eines Teilchens

Reduzierteform: Die Elektronen reichere Form eines Teilchens

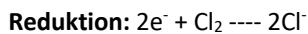
1. ERMITTLEN DER GRUNDAUFGABE

Zuerst wird festgehalten, welche Edukte zu welchen Produkten reagieren. Achtung: BrINCIHOF müssen alleine immer an sich selber gebunden sein.



2. AUFSTELLEN DER TEILGLEICHUNG FÜR OXIDATION UND REDUKTION

Man schaut dann welcher der Teile oxidiert/reduziert werden und stellt dann eine Teilgleichung für Oxidation/Reduktion.



3. ELEKTROBILLANZ

Man multipliziert so, dass auf beiden Seiten gleich viele Elektronen sind, damit man diese dann streichen kann.

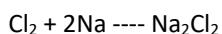
4. VEREINEN DER BEIDEN TEILGLEICHUNGEN

Man vereint die beiden Teilgleichungen und übernimmt die Ladung – Ionengleichung

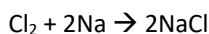


5. ERSTELLEN DER STOFFGLEICHUNG

Man fügt die Teilchen zusammen.



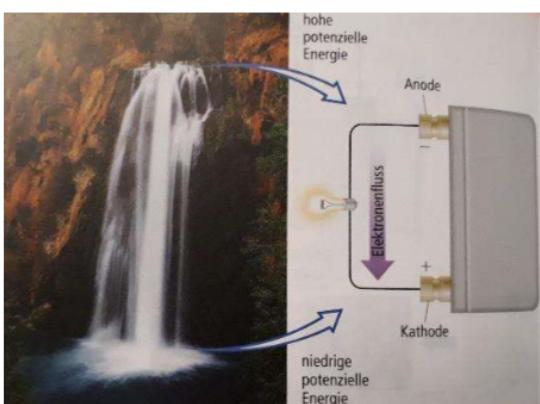
Kürzen falls möglich.



6. KONTROLLE

Man überprüft ob die Anzahl Atome auf beiden Seiten gleich ist.

ZELLSPANNUNG UND REDUKTIONSPOTENZIALE - EXKURS



In jedem Stromkreis kann die Zellspannung gemessen werden. Daniell-Element misst Zellspannung $U = 1.1 \text{ V}$, Blei/Kupfer-Zelle 0.5 V . Die Spannung ist also abhängig von den kombinierten Halbzellen bzw. welche Reaktionen ablaufen.

Redoxreihe quantitativ nutzen, das heißt man nutzt Standard-Reduktionspotenziale E° statt «Säure und Base der EDUKTseite mit einem Pfeil verbinden. Ist der Pfeil nach unten gerichtet, liegt das GGW rechts auf der Produktseite. Ist der Pfeil nach oben gerichtet, liegt das GGW links auf dem Edukt», um Zellspannung bzw. wie stark GGW links/rechts liegt.

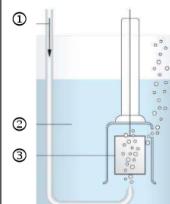
POTENTIAL BZW POTENTIALDIFFERENZ

Elektronenfluss einer galvanischen Zelle ist mit einem Wasserfall zu vergleichen. Wasserfall fällt, da potentielle Energie unten geringer ist als oben. Die Elektronen fallen also analog zum Ort mit niedriger potentieller

Energie, also von der Anode zur Kathode. Die Zellspannung gibt an wie tief die Elektronen in galvanischen Zellen fallen → wie groß die Potentialdifferenz zwischen Anode und Kathode ist.

Man benötigt Potential jeder Halbzelle und berechnet die Differenz. Potentiale selbst kann man aber nicht messen, nur Differenz. Darum ist willkürlich ein 0 Punkt definiert. Dieses Bezugssystem ist Standard-Wasserstoffelektrode und deren Potenzial beträgt 0.00V. Jede Spannung einer Halbzelle ist in Bezug auf die Wasserstoffelektrode festgelegt.

Die Standard-Wasserstoffelektrode



Das Potential der Standard-Wasserstoffelektrode ist per Definition der Nullpunkt der Potentialskaala ($E^0 = 0.00 \text{ V}$). Es liegt die folgende Reaktion zugrunde:



- ① Wasserstoffgas
- ② $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ mol/L}$
- ③ Platinelektrode

Da Wasserstoff als Gas weder Elektrodenform annehmen kann, noch elektrisch leitet, verwendet man eine Hilfselektrode in Form eines Edelmetalls (Platin). Diese Hilfselektrode wird mit Wasserstoffgas umspült, welches an der Platinoberfläche adsorbiert und diese mit einer hauchdünnen Schicht von Wasserstoffatomen überzieht. Somit erhält man einen "Wasserstoffblock", der im Inneren aus Platin besteht – die Wasserstoffelektrode.

Die Platinelektrode taucht in eine Säure-Lösung mit $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ mol/L}$ (z.B. 1 mol/L Salzsäure) ein und wird von Wasserstoffgas (bei $p = 1013 \text{ hPa}$ und $T = 298.15 \text{ K} = 25^\circ\text{C}$) umspült. Das Wasserstoffgas adsorbiert teilweise am Platin und bildet ein Gleichgewicht mit den H_3O^+ -Ionen der sauren Lösung. Das elektrische Potential, das sich an dieser Elektrode bildet, ist das Standardpotential, welches als $E^0 = 0.00 \text{ V}$ definiert wird.

Bei der Kombination von Standard Zink-Halbzelle mit einer Standard Wasserstoff-Halbzelle wird $U=0.76\text{V}$ gemessen. Zink findet Oxidation statt – Minuspol.

$$\rightarrow E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.67\text{V}$$

Bei der Kombination von Standard Kupfer-Halbzelle mit einer Standard Wasserstoff-Halbzelle wird $U=0.34\text{V}$ gemessen. Kupfer findet Reduktion statt – Pluspol.

$$\rightarrow E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34\text{V}$$

→ Die Zellspannung ergeben sich aus der Differenz der Standard-Reduktionspotentiale der beiden Teilreaktionen an Anode und Kathode

Zellspannung:

$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode}) && \text{oder allgemeiner} \\ \Delta E^0 &= E^0(\text{Reduktion}) - E^0(\text{Oxidation}) && \text{oder formuliert für die Redoxreihe} \\ \Delta E^0 &= E^0(\text{Zeile mit OM}) - E^0(\text{Zeile mit RM}) \end{aligned}$$

Mit Standardpotentiale kann man bestimmen ob Redoxreaktionen freiwillig ablaufen oder nicht, also wo GGW liegt.

Für das Standard-Potential ΔE^0 einer Redoxreaktion gilt (wie schon oben gesehen):

→ Je stärker positiv E^0 , desto leichter läuft eine

Reduktion ab

→ Je kleiner E^0 , desto

einfacher läuft Oxidation ab

→ Je positiver Differenz von E^0 , desto freiwilliger eine Reaktion

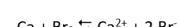
$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E^0(\text{Zeile mit dem Oxidationsmittel}) - E^0(\text{Zeile mit dem Reduktionsmittel}) \\ &= E^0(\text{Reduktion}) - E^0(\text{Oxidation}) \end{aligned}$$

$\Delta E^0 > 0 \text{ V}$: Das Normgleichgewicht liegt rechts (auf der Seite der Produkte).

$\Delta E^0 < 0 \text{ V}$: Das Normgleichgewicht liegt links (auf der Seite der Edukte).

Beispiel: Reaktion von Calcium (Ca) mit Brom (Br₂)

RM	OM	$E^0: \leftarrow$
Li	$\xrightarrow{\square}$ Li ⁺	+ 1 e ⁻ - 3.04 V
K	$\xrightarrow{\square}$ K ⁺	+ 1 e ⁻ - 2.93 V
Ca	$\xrightarrow{\square}$ Ca ²⁺	+ 2 e ⁻ - 2.87 V
Na	$\xrightarrow{\square}$ Na ⁺	+ 1 e ⁻ - 2.71 V
Zn	$\xrightarrow{\square}$ Zn ²⁺	+ 2 e ⁻ - 0.76 V
H ₂ + 2 H ₂ O	$\xrightarrow{\square}$ 2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻ 0.00 V
Sn ²⁺	$\xrightarrow{\square}$ Sn ⁴⁺	+ 2 e ⁻ 0.15 V
Cu	$\xrightarrow{\square}$ Cu ²⁺	+ 2 e ⁻ 0.34 V
2 Br ⁻	$\xrightarrow{\square}$ Br ₂	+ 2 e ⁻ 1.09 V



Reaktion ist freiwillig, GGW rechts, da RM (Ca) über OM (Br₂)

$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E^0(\text{Reduktion}) - E^0(\text{Oxidation}) \\ &= E^0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) - E^0(\text{Ca}/\text{Ca}^{2+}) \\ &= 1.09 \text{ V} - (-2.71 \text{ V}) \end{aligned}$$

$$= 3.8 \text{ V}$$

$\Delta E^0 > 0 \Rightarrow$ GGW rechts

GALVANISCHES ELEMENT

Redoxreaktionen können einen elektrischen Strom liefern, wenn die Teilreaktionen an voneinander getrennten Orten ablaufen, die zwei Orte aber elektrisch leitend miteinander verbunden sind. Chemische Energie wird dabei in elektrische Energie umgewandelt.
Elektronen Übertragung → Elektronen fliessen → elektrischer Strom

DAS DANIELL-ELEMENT

Zinkstab in Cu²⁺-Sulfat-Lösung: Elektronen wandern vom Zink zum Cu²⁺
→ Um den Elektronenfluss auszunützen, muss man die direkte Übertragung verhindern...

Cu²⁺-Lösung ist über einen Verbraucher mit dem Zinkstab verbunden: Es findet kein Stromfluss statt
→ Es braucht einen geschlossenen Stromkreis für einen Stromfluss

Cu-Stab in Cu²⁺-Lösung mit ist über einem Verbraucher und mit einer Salzbrücke mit dem Zn-Stab in Zn²⁺-Lösung verbunden: Es gibt Stromfluss

Zn ist weniger edel als Cu, es steht höher in der Redoxreihe. Die Cu²⁺-Ionen können es daher zu Zn²⁺-Ionen oxidieren, die Cu²⁺-Ionen selbst werden reduziert. Zn/Zn²⁺ bilden den negativen Pol, Elektronen werden von der Reduktion an den äusseren Stromkreis geliefert. Cu/Cu²⁺ bilden den positiven Pol, Elektronen werden vom äusseren Stromkreis entnommen.

Anode: Hier läuft immer die Oxidation ab, (in der galvanischen Zelle der Minuspol (weil Elektronen an den äusseren Stromkreis abgegeben werden, bei der Elektrolyse der Pluspol)

Kathode: Hier läuft immer die Reduktion ab, in der galvanischen Zelle der Pluspol (weil Elektronen vom äusseren Stromkreis aufgenommen werden), bei der Elektrolyse Minuspol)

Halbzelle: Ist ein Ion mit seinem dazugehörigen Metall, System aus Metall und seinem Elektrolyten (Zelldiagramm als Schreibweise à Cu²⁺/Cu//Zn/Zn²⁺)

Elektroden: Leitfähiger Feststoff

Elektrolyt: Leitfähige Flüssigkeit

Salzbrücke: Eine Salzbrücke dient als ionenleitende Verbindung zwischen Elektrolyt-Lösungen. Sie ermöglicht den freien Fluss von Ionen zwischen verbundenen Systemen. Im Falle eines aus zwei Halbzellen bestehenden galvanischen Elementes verhindert die Salzbrücke den Aufbau von Ladung in den Halbzellen, welche den Stromfluss ansonsten frühzeitig zum Erliegen bringen würde.

Diaphragma: Eine stromdurchlässige Trennung in oder an einer elektrochemischen (Halb-)Zelle, z. B. eine Membran oder poröse Trennwand. Das Diaphragma verhindert die Durchmischung, lässt aber einen Strom durch Ionenleitung hindurch.

ERLÄUTERUNG: DIE BEIDEN HALBZELLEN AUS METALLION SIND ELEKTRISCH VIA VERBRAUCHER UND SALZBRÜCKE VERBUNDEN. AN DER ANODE FINDET DIE OXIDATION STATT, DIE ELEKTRONEN WANDERN DURCH DEN ÄUSSEREN STROMKREIS ZUR KATHODE, DORT FINDET DIE REDUKTION STATT. UM DEN STROMKEISZUSCHLIESSEN MÜSSEN DIE HALBZELLEN AUSSERDEM ÜBER EINE SALZBRÜCKE, ODER DIAPHRAGMA VERBUNDEN SEIN.

ALDEHYDE**VORKOMMEN**

Desinfektionsmittel, Konservierungsmittel, Parfüm, wenn Alkohol abgebaut wird in der Leber und Grund für Kater

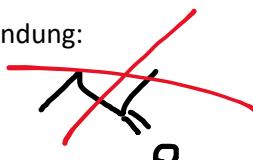
HERSTELLUNG

Oxidation von primär Alkohol

BENENNUNG

Name des Alkans mit gleich vielen Kohlenstoffatome mit Endung -al

Endständige C-O Doppelbindung:

**SONTIGES**

Tollensprobe: Ammoniakalische Silbernitratlösung mit Probe versetzt und erhitzt → Niederschlag von Silber

Fehlingprobe: Kupfersulfat Lösung mit probe versetzt und erhitzt → Verfärbung

Verdacht auf Krebs, stark polar, stärkere ZMK als Alkanen, Siedetemp. Höher als entsprechende Alkane aber niedriger als entsprechender Alkohol, keine Wasserstoffbrückenbindung möglich, leicht zu oxidieren, Ethanal - Kater

KETONE

VORKOMMEN

Nagellack, Klebstoffe, Parfüm, Medikamente, Lösungsmittel, Nagellackentfernen

HERSTELLUNG

Oxidation von sekundären Alkoholen.

BENENNUNG

Viele Trivialnamen...

Name des entsprechenden Alkans + Endung -on
ab 5-Cs: Position der C-O Doppelbindung angeben

Pantan-3-On ≠ Pantan-2-On

SONTIGES

Schlecht oxidierbar → wirken nicht reduzierend, hohe Elektronennegativität – stark polar, stärkere ZMK als bei Alkanen aber niedriger als bei Alkoholen.

CARBONSÄURE

VORKOMMEN

Pflanzensaften, Schweiss, Tiersekret, Ölen, Fetten, Wachsen, Aromen, Harzen, Seifen, Kunststoff, Konservierungsmittel

HERSTELLUNG

Oxidierte Alkohole (primär) bzw. Aldehyd

BENENNUNG

Name des verwandten Alkans + Endung Säure.

SONTIGES

Stark polar, können H-Brücken ausbilden, Siedetemp. Noch höher als Alkohol, *eher* nicht wasserlöslich, Säurecharakter nimmt bei zunehmender Länge ab, können nicht weiter oxidiert werden.

Säure sind Teilchen, die bei einer Protolyse ein Proton abgeben und auf andere Teilchen übertragen, sie sind Protonendonatoren

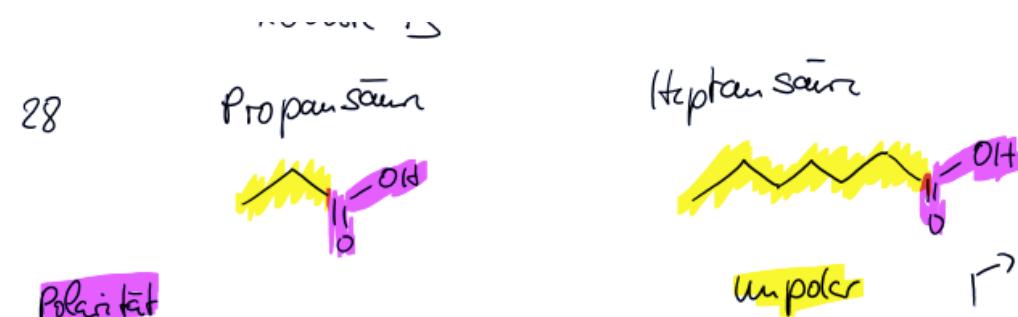
BESTIMMUNG DER SIEDETEMPERATUR

Man schaut auf die vorhandenen Zwischenmolekularekräfte. Siedetemperatur steigen mit den Zwischenmolekularekräften.

VdW	Sind praktisch in jedem Molekül vorhanden. Je länger ein Molekül bzw. je mehr Bindungen, desto höher ZMK.
Dipol/Dipol	Bei EN 0.4-1.7 und Symmetrie muss noch passen → Mitte von positiv und negativ darf nicht aufeinander liegen. Je mehr Dipol/Dipol-Kräfte, desto stärker ZMK.
H-Brücke	Wenn O-H Bindung besteht. Je mehr O-H Bindungen desto stärker ZMK.

BESTIMMUNG DER LÖSLICHKEIT IN WASSER

Gleiches löst sich im gleichen. Polar in polar und unpolar in unpolar. Polar ab EN 0.4. Zusatzinfo:



NOMEKLATUR – MEHRERE FUNKTIONELLE GRUPPEN

Funktionelle Gruppe			Stoffklasse
Strukturformel*	Kurzform	Name (Präfix)	Name (Suffix)
	R-COOH oder R-C(=O)OH	Carboxy-	Carbonsäure
	R-COO-R oder R-C(=O)O-R	---	Ester
	R-CHO oder R-C(=O)H	Oxo- Carbonyl-	Aldehyd
	R-CO-R oder R-C(=O)-R	Oxo- Keto- Carbonyl-	Keton
	R-OH	Hydroxy-	Alkohol
	R-NH ₂	Amino-	Amin
	R-C≡C-R	Dreifachbindung	Alkin
	R ₂ -C=C-R ₁	Doppelbindung	Alken
---	---	Ring	Cyclo...

* https://de.wikipedia.org/wiki/Funktionelle_Gruppe (17.08.2015)

Die Funktionelle Gruppen sind nach ihrer Priorität geordnet. Oben höchste Priorität. Hellgrau hinterlegte Zeilen sind nicht zu beachten bei der Priorität. Sie tragen einfach die Endung -en oder -in und sind alphabetisch zu sortieren falls beide vorkommen. Bei der funktionellen Gruppe mit der höchsten Priorität wird für die Endung benutzt, die anderen als Präfix alphabetisch sortiert und vorangestellt. Die «Adresse» der funktionellen Gruppe wird mit der Nummer des C-Atoms definiert.

Merksatz: Priorität sinkt mit weniger Bindungen von C zu O. Name der funktionellen Gruppe dient als Vorsilbe, der Name der Stoffklasse als Endung. **Ausnahme:** Ester. **Randinformation:** R ist C-Kette (aber kann manchmal auch H sein.) Man nummeriert so, dass die wichtigste funktionelle Gruppe die kleinste Zahl kriegt.

ESTER

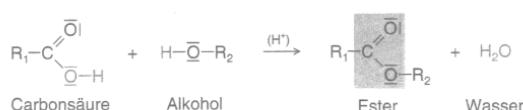
VORKOMMEN

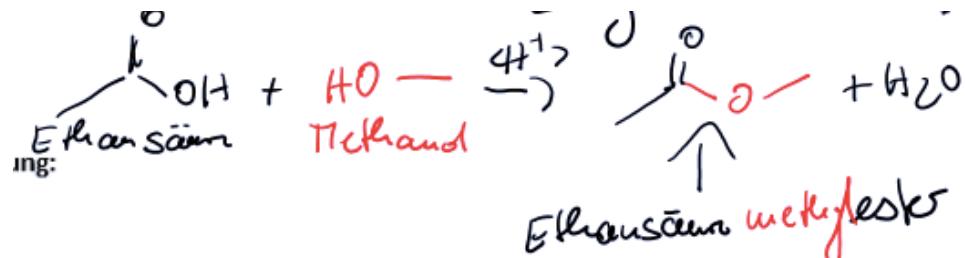
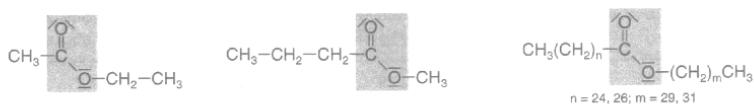
Duft/Geschmack von Früchten (Fruchtester) kann auch synthetisch hergestellt werden → Duftmittel, Arzneimittel, Lösungsmittel, Kleber, Lack, Polyester → Textilen, PET, Lebensmittelverpackung

HERSTELLUNG

Chemische Reaktionen zwischen einer Carbonsäure und einem Alkohol in Gegenwart von Schwefelsäure als Katalysator. «Veresterung» - Kondensationsreaktion (2 organische Moleküle → zu einem neuen organischen Molekül + kleineres Molekül (meistens H₂O))

Carbonsäure + Alkohol – H+ → Ester + Wasser





BENENNUNG

Siehe Oben.