
Energi

NF-Kemi



Kompendium til NF-kemi til forløbet energi

Indholdsfortegnelse

Energi – de faglige mål	2
Forsøg undervejs i forløbet.....	2
Grundstoffernes periodesystem.....	3
Energikilder	4
Fossile brændstoffer	4
Alkaner.....	5
Regler for navngivning af alkaner	7
Råolien	8
Raffinering af råolie.....	8
Råoliens sammensætning.....	10
Carbonkredsløbet	11
Masser, stofmængde og molarmasse.....	12
Hvad er 1u?	12
Atommasse	12
Molekyl- og formelmasse.....	12
Stofmængde	13
Molarmasse	13
Densitet.....	13
Mængdeberegning.....	14
Kemisk mængdeberegning.....	14
Massebevarelse	16
Bioethanol	17
Hvordan kan ethanol bruges som energikilde?	17

Energi – de faglige mål

Hvad skal I kunne efter forløbet:

Kemi:

- Forklare opbygningen af alkaner og kunne navngive dem.
- Forklare, hvordan vi ved raffinering af råolie kan få forskellige olieprodukter.
- Opskrive og afstemme forbrændingsreaktioner.
- Udregne molarmassen af et stof ved brug af det periodiske system.
- Lave mængdeberegning ved brug af formlen $n=m/M$.
- Beskrive, hvordan bioethanol fremstilles.
- Diskutere, hvorfor bioethanol kan bruges som alternativ energikilde.

Forsøg undervejs i forløbet

Undervejs i forløbet skal I desuden lave særfaglige rapporter og journaler baseret på baggrund af empiribaseret arbejde (forsøg)

Kemi:

- Lightergas
- Fremstilling af bioethanol ved gæring
- Destillation og afbrænding af bioethanol

Grundstoffernes

[illegible]

periodesystem

[illegible]

Lanthanider

58	Ce	2	59	Pr	2	60	Pm	2	61	Sm	2	62	Eu	2
59	Pr	18	60	Pm	2	61	Sm	2	62	Eu	2	63	Gd	2
60	Pm	2	61	Sm	2	62	Eu	2	63	Gd	2	64	Tb	2
61	Sm	2	62	Eu	2	63	Gd	2	64	Tb	2	65	Dy	2
62	Eu	2	63	Gd	2	64	Tb	2	65	Dy	2	66	Ho	2
63	Gd	2	64	Tb	2	65	Dy	2	66	Ho	2	67	Er	2
64	Tb	2	65	Dy	2	66	Ho	2	67	Er	2	68	Tm	2
65	Dy	2	66	Ho	2	67	Er	2	68	Tm	2	69	Yb	2
66	Ho	2	67	Er	2	68	Tm	2	69	Yb	2	70	Lu	2
67	Er	2	68	Tm	2	69	Yb	2	70	Lu	2	71	Hf	2
68	Tm	2	69	Yb	2	70	Lu	2	71	Hf	2	72	Ta	2
69	Yb	2	70	Lu	2	71	Hf	2	72	Ta	2	73	W	2
70	Lu	2	71	Hf	2	72	Ta	2	73	W	2	74	Re	2
71	Hf	2	72	Ta	2	73	W	2	74	Re	2	75	Os	2
72	Ta	2	73	W	2	74	Re	2	75	Os	2	76	Ir	2
73	W	2	74	Re	2	75	Os	2	76	Ir	2	77	Pt	2
74	Re	2	75	Os	2	76	Ir	2	77	Pt	2	78	Au	2
75	Os	2	76	Ir	2	77	Pt	2	78	Au	2	79	Hg	2
76	Ir	2	77	Pt	2	78	Au	2	79	Hg	2	80	Tl	2
77	Pt	2	78	Au	2	79	Hg	2	80	Tl	2	81	Pb	2
78	Au	2	79	Hg	2	80	Tl	2	81	Pb	2	82	Bi	2
79	Hg	2	80	Tl	2	81	Pb	2	82	Bi	2	83	Po	2
80	Tl	2	81	Pb	2	82	Bi	2	83	Po	2	84	At	2
81	Pb	2	82	Bi	2	83	Po	2	84	At	2	85	Fr	2
82	Bi	2	83	Po	2	84	At	2	85	Fr	2	86	Ra	2
83	Po	2	84	At	2	85	Fr	2	86	Ra	2	87	Ac	2
84	At	2	85	Fr	2	86	Ra	2	87	Ac	2	88	Th	2
85	Fr	2	86	Ra	2	87	Ac	2	88	Th	2	89	Pa	2
86	Ra	2	87	Ac	2	88	Th	2	89	Pa	2	90	U	2
87	Ac	2	88	Th	2	89	Pa	2	90	U	2	91	Np	2
88	Th	2	89	Pa	2	90	U	2	91	Np	2	92	Pu	2
89	Pa	2	90	U	2	91	Np	2	92	Pu	2	93	Am	2
90	U	2	91	Np	2	92	Pu	2	93	Am	2	94	Cm	2
91	Np	2	92	Pu	2	93	Am	2	94	Cm	2	95	Bk	2
92	Pu	2	93	Am	2	94	Cm	2	95	Bk	2	96	Cf	2
93	Am	2	94	Cm	2	95	Bk	2	96	Cf	2	97	Es	2
94	Cm	2	95	Bk	2	96	Cf	2	97	Es	2	98	Fm	2
95	Bk	2	96	Cf	2	97	Es	2	98	Fm	2	99	Md	2
96	Cf	2	97	Es	2	98	Fm	2	99	Md	2	100	No	2
97	Es	2	98	Fm	2	99	Md	2	100	No	2	101	Lr	2
98	Fm	2	99	Md	2	100	No	2	101	Lr	2			

Actinider

Atomnummer	29	1. skäl
Atomsymbol	Cu	2. skäl
Grundstofnavn	Kobber	3. skäl
Atommasse/u	63,546	4. skäl
Uddannelse		5. skäl
		6. skäl
		7. skäl

© 2011 L&R Uddannelse

N Gas (ved 20 °C, 1 bar)
Br Væske (ved 20 °C, 1 bar)
Fe Fast stof (ved 20 °C, 1 bar)
Np Kunstigt fremstillet

© 2011 L&R Uddannelse

 Metal
 Halvmetal
 Ikke-metal

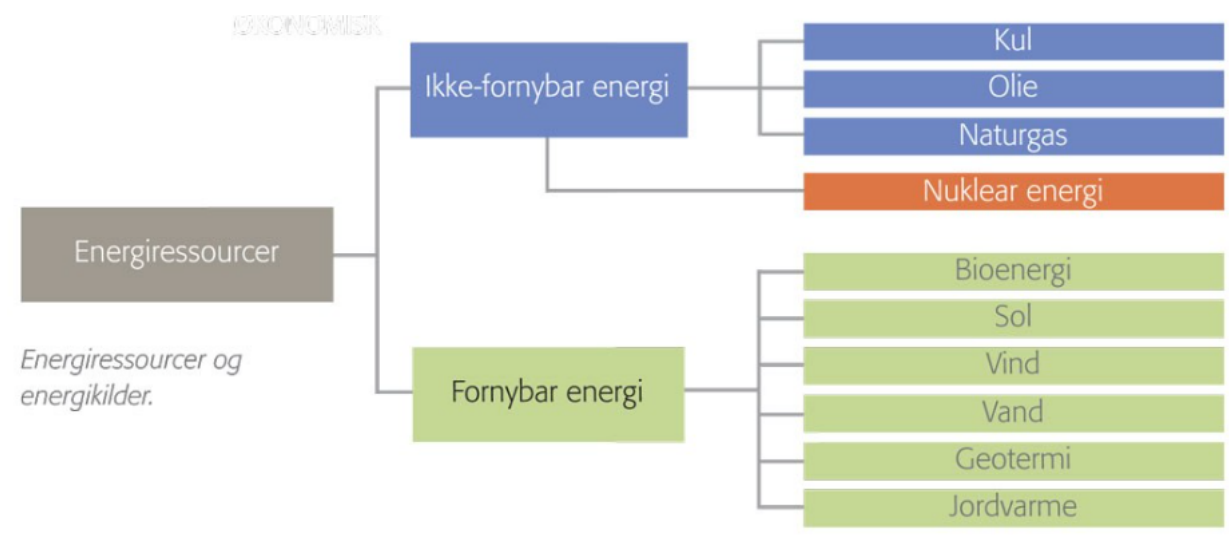
[illegible]

Energikilder

Man kan inddele energikilder i:

- Ikke-fornybare energikilder – fossile brændstoffer og kernekraft. Disse kaldes også *ikke vedvarende*.
- Fornybare energikilder – biobrændsler, geotermisk energi samt vand-, vind- og solenergi. Disse kaldes også *vedvarende*.

Ved de ikke vedvarende energikilder tager vi energi ud af et lager på Jorden. Lageret fyldes ikke op igen. Ved de vedvarende energikilder tager vi energi fra systemer, der naturligt genopfyldes med energi.



Figur 1: Energiressourcer og energikilder.

Fossile brændstoffer er et fælles navn for kul, olie og naturgas. Ved kemiske processer er de dannet ud fra dyr og planter, der levede for millioner af år siden.

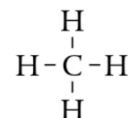
Siden begyndelsen af 1970'erne har man i Nordsøen pumpet olie op fra den danske undergrund. Danmark har derfor i perioden 1991-2013 været selvforsynende med olie og naturgas.

Fossile brændstoffer

DKemisk set er naturgas og størstedelen af råolie bestående af det der hedder carbonhydrider som er et organisk molekyle.

Grundstoffet carbon danner en lang række forskellige kemiske forbindelser. Disse stoffer kaldes organiske stoffer.

Organisk kemi er derfor carbonforbindelsernes kemi. I organisk kemi er atomerne bundet tæt sammen med elektronparbindinger. Naturgas består primært af alkanen methan som er det simpleste organiske stof. Strukturen ses nedenfor:



Vi kan se at carbon i methan laver fire elektronparbindinger for at opfylde ædelgasreglen og hydrogen laver én elektronparbinding og det gælder generelt i organiske molekyler:

Der er altid 4 elektronparbindinger til et carbonatom og der er altid 1 elektronparbinding til et hydrogenatom.

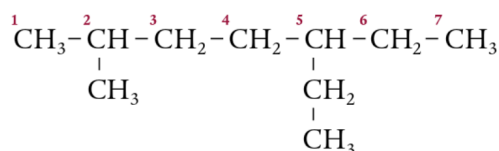
Alkaner

Alkaner består kun af carbon og hydrogenatomer. De indeholder derudover kun enkeltbindinger. De simpleste er de **uforgrenede alkaner** som består af en uforgrenet kæde af carbonatomer og ses i Figur 2. Alkanernes navne står også i tabellen og man kan se, at alle alkanerne ender på -an. Det der kommer før endelsen -an kan vi opfatte som en kode for kædelængden. Ud over de to hydrogenatomer for enderne sidder der to hydrogenatomer på hvert carbonatom. Generelt får alkanerne derfor molekylformlen $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Her er et link til en udvidet tabel over alkanerne hvor man kan se navn, smeltepunkter, kogepunkter og molekylvægt for uforgrenede alkaner med op til 32 C-atomer.

[Tabel med uforgrenede alkaner.](#)

De **forgrenede alkaner** kan beskrives som en carbonkæde, hvorpå der sidder én eller flere andre kædestykker.

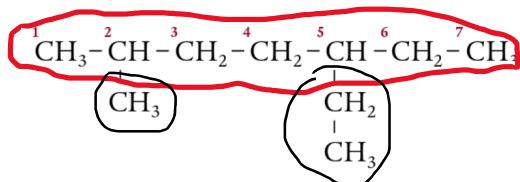


Reglerne for den systematiske navngivning af forgrenede alkaner er, at man først finder den længste carbonkæde i molekylet. I dette tilfælde er det 7 carbonatomer, og navnet skal da være noget med heptan, som det ses i Figur 2.

Navn	Molekyl-formel	Strukturformel	Radikal	Radikal-navn
methan	CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH ₃ -	methyl
ethan	C ₂ H ₆	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₂ H ₅ -	ethyl
propan	C ₃ H ₈	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₃ H ₇ -	propyl
butan	C ₄ H ₁₀	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₄ H ₉ -	butyl
pentan	C ₅ H ₁₂	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₅ H ₁₁ -	pentyl
hexan	C ₆ H ₁₄	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₆ H ₁₃ -	hexyl
heptan	C ₇ H ₁₆	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₇ H ₁₅ -	heptyl
octan	C ₈ H ₁₈	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₈ H ₁₇ -	octyl
nonan	C ₉ H ₂₀	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₉ H ₁₉ -	nonyl
decan	C ₁₀ H ₂₂	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₁₀ H ₂₁ -	decyl

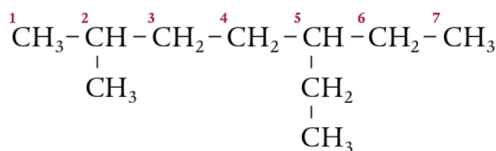
Figur 2: Tabel over de ti simpleste uforgrenede alkaner.

Den længste kæde er angivet med rødt nedenfor. På denne syv-leddede kæde sidder der to grupper som sidekæder. Disse er markeret med sort.



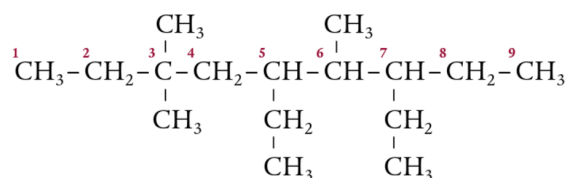
For at angive placeringen af disse sidekæder nummererer vi carbonatomerne i den længste kæde så sidegrupperne får den laveste nummerering. Numrene kan ses på carbonkæden.

På C-atom nr. 2 sidder der en methylgruppe og på nr. 5 en ethylgruppe som det ses i tabellen på Figur 2. Disse grupper skal nævnes i alfabetisk rækkefølge og navnet bliver derfor. 5-ethyl-2-metylheptan.



5-ethyl-2-methylheptan

Hvis der er flere ens sidegrupper, anvendes forstavelserne di-, tri-, tetra- penta- for henholdsvis 2,3,4 og 5 ens sidegrupper. Derfor kommer stoffet vist nedenfor til at hedde 5,7-diethyl-3,3,6-trimethylnonan.



5,7-diethyl-3,3,6-trimethylnonan

I alkanerne findes der udelukkende C-C bindinger og C-H bindinger. Begge disse bindinger er upolære og alkanerne har typisk upolære egenskaber. De er derfor gode til at opløse andre upolære forbindelser.

Regler for navngivning af alkaner

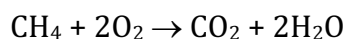
1. Find molekylets længste carbonkæde og navngiv den, som om det var en uforgrenet alkan.
2. Find sidegrenene, og navngiv dem med deres radikalnavn.
3. Nummerer carbonatomerne på den længste carbonkæde således, at carbonkæderne får lavest mulige numre.
4. Radikalnavnene skrives i alfabetisk rækkefølge, og de skal stå forrest i alkanens navn.
5. Hver radikalgruppes placering skal angives med et foranstillet tal.
6. Er der to eller flere af en bestemt radikalgruppe, skal antallet angives med en talforstavelse (to=di, tre=tri, fire=tetra, fem=penta o.s.v.)

Råolien

Fossile brændsler fremstilles ud fra råolie som er en blanding af utallige organiske forbindelser og især alkaner. Råolien henter man op fra jorden eller i Danmarks tilfælde op fra Nordsøen.

Forskellige maskiner stiller krav til brændslet. En af de vigtigste egenskaber ved brændslet er dets kogepunkt. På olieraffinaderierne forarbejdes råolien til mange forskellige brugbare produkter med forskellige kogepunkter. Uden raffineringen kunne råolien stort set kun bruges som brændsel på kraftværker.

Når fossile brændsler som gas og benzin brænder, reagerer de med dioxygen fra luften og danner carbondioxid og vand. Her ses eksempel med methan (CH_4)



Ved forbrændingsprocessen omdannes den kemiske energi til termisk energi. Derfor bliver omgivelserne varme, hvilket vi fx kan bruge til at opvarme vores huse eller som brændstof for bilen.

Raffinering af råolie

Når råolien modtages på raffinaderiet, befris den først for vand samt sand og andre faste forureninger som fx jord og kalkstykker. Dernæst opdeles råolien i forskellige fraktioner med forskellige kogepunkter. Dette gøres ved destillation.

Råolien opvarmes til 400°C . Herved fordamper det meste. Blandingen ledes ind i et destillationstårn, der er et højt tårn forsynet med bakker. De dele der er på gasform søger opad i tårnet. De flydende dele driver nedad. Forbindelser med lavt kogepunkt når højst op i tårnet, før de bliver afkølet så meget, at de fortættes og kan tappes væk fra bakkerne. Omvendt med de stoffer der har høje kogepunkter.

Fraktionernes forskellige kogepunkter kan inddeles i:

Laveste kogepunkt

Indeholder gasformige carbonhydrider med 1-4 carbonatomer. Carbonhydrider med 3-4 carbonatomer kan bruges til flaskegas (lightergas). Fraktionen anvendes også til opvarmning af raffinaderiets mange ovne. Cirka 10% af råoliens energi anvendes til drift af raffinaderiet.

Kogepunkt ca. $30\text{-}170^\circ\text{C}$

Det er forbindelser med 5-10 carbonatomer. Denne fraktion fordamper meget let og er derfor yderst brandfarlig. Den

anvendes som opløsningsmiddel og til fremstilling af benzin til forbrændingsmotorer.

Kogepunkt ca. 160-250°C

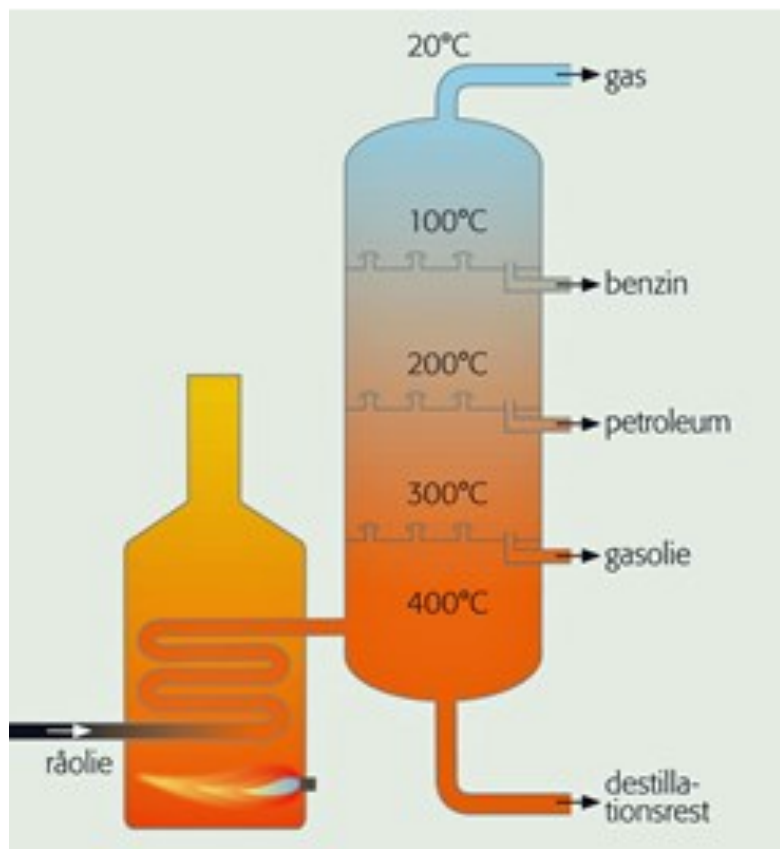
Kaldes petroleum. Forbindelserne har 10-16 carbonatomer. Fraktionen anvendes mest til brændsel til flyvemaskiner med jetmotorer. Tidligere blev den især brugt til belysning.

Kogepunkt ca. 220-370°C

Forbindelserne har ca. 13-25 carbonatomer. Fraktionen kaldes gasolie og anvendes som fyringsolie til boligopvarmning og som dieselolie til forbrændingsmotorer af dieseltypen.

Højere kogepunkt

Resten af råolien har så højt et kogepunkt, at den ikke fordamper. Denne destillationsrest kan anvendes som brændsel på kraftværker eller i store skibsmotorer. Den kan også destilleres under lavt tryk. Det kaldes vakuumdestillation. Ved vakuumdestillation fremstilles råvarer, der ender som fx smøreolie og asfalt.



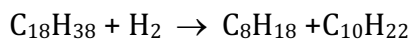
Figur 3: På raffinaderiet foregår destillationen kontinuert. Der føres en konstant strøm af varm råolie ind i destillationstårnet, og der tappes konstant produkter ud.

Råoliens sammensætning

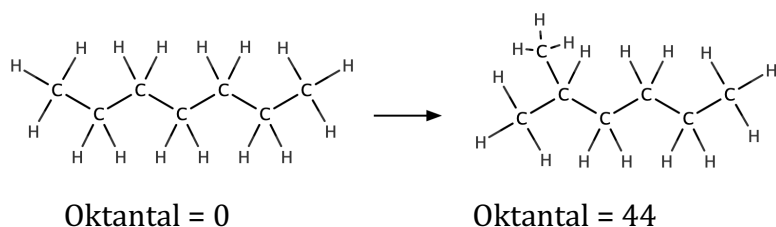
Råoliens sammensætning passer ikke til behovet for de forskellige produkter. Som oftest er der for lidt af de små carbonhydrider, der skal bruges til fremstilling af benzin. Derfor omdannes lange carbonhydrider til korte ved en proces der hedder krakning (cracking på engelsk). Carbonhydrider opvarmes til en så høj temperatur, at carbonkæderne knækker, og der dannes mindre molekyler fx



Når en alkan knækker, er der ikke hydrogenatomer nok til, at der kan dannes to alkanmolekyler. Der dannes en alkan og en alken. En alken er et carbonhydrid med dobbeltbinding mellem de to carbonatomer. I Danmark har krakning kun til formål at lave benzin og der tilføjes derfor dihydrogen (H_2).



Alkaner med forgrenede carbonkæder er bedre brændsel i benzinmotorer end alkaner med uforgrenede kæder. Råolien indeholder mest alkaner med uforgrenede kæder. Ved en proces, der kaldes reforming, omdannes uforgrenede kæder til forgrenede kæder. Herved kan man lave benzin med et højere oktantal.



Oktantallet er et standardmål, som fortæller om benzinenes egenskaber og evne til at modstå tændingsbankning. Tændingsbankningen sker, hvis benzinen antænder i ukontrollerede eksplosioner.

Jo højere oktantallet er, jo mere kan benzinen komprimeres (trykkes sammen) før antændelse, og jo mere effektiv bliver forbrændingen af benzinen i motoren.

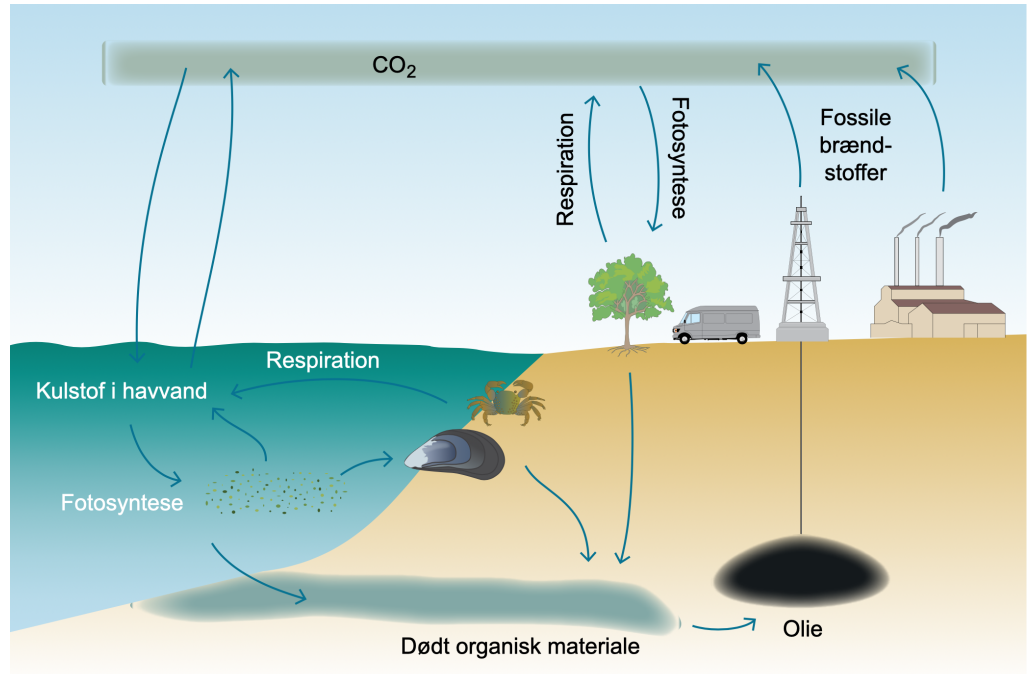
Carbonkredsløbet

Carbonkredsløbet skal inddeles i to kredsløb:

1. **Det biologiske carbonkredsløb** som har en hurtig omsætningstid.
2. **Det geokemiske carbonkredsløb** som har en meget langsom omsætningstid, der skal måles i millioner af år.

Det biologiske kredsløb skyldes de levende organismers fotosyntese og respiration. Den mængde CO_2 der frigives ved planter, algers og dyrs nedbryderes respiration, optages igen ved planter og algers fotosyntese. Det betyder, at der er ligevægt mellem CO_2 -optagelse og CO_2 -udskillelse.

Når en organisme dør ender en del af dem på havbunden og der deponeres derfor CO_2 som ellers ville være endt i atmosfæren. Omdannede rester af planter og dyr som levede for mere end 100 millioner af år siden er på den måde blevet omdannet til kul, olie og naturgas ved højt tryk og temperatur. Når vi derfor brænder kul, olie og naturgas af føres CO_2 tilbage til atmosfæren. Dette skaber en ubalance i atmosfæren og er skyld i en øget drivhuseffekt.



Figur 4: Det globale carbonkredsløb.

Masser, stofmængde og molarmasse

Selv om atomer er meget små, så vejer de alligevel noget. Vi siger, at de har en masse. Til daglig måler man masse i enheden gram eller kilogram. Det kan man også gøre med atomerne, men det er ikke praktisk, og man gør det sjældent. I stedet måler man atomernes masse i enheden *atommasseenheder*, der ofte kaldes **unit** og forkortes u.

Hvad er 1u?

Atomerne har forskellige masser, og forskellige isotoper af samme grundstof har forskellige masser. Som definition har man sat, at ét atom af isotopen ^{12}C har massen eksakt 12 u.

Atommasse

Atomerne består af protoner, neutroner og elektroner. Hver isotop har sin kombination af disse tre partikler og har derfor også sin egen atommasse. Protoner og neutroner vejer ca. 1 u og elektroner meget mindre. Derfor bliver atommassen meget tæt på summen af antallet af protoner og neutroner.

I naturen findes hvert grundstof i en blanding af isotoper. Isotopsammensætningen er næsten den samme, uanset, hvor vi finder et grundstof. For eksempel består naturligt chlor af 75,78% ^{35}Cl og 24,22% ^{37}Cl . ^{35}Cl har atommassen 34,969 u og ^{37}Cl har atommassen 36,966 u. Gennemsnitligt har chlor atommassen 35,45 u. Det periodiske system angiver den gennemsnitlige atommasse for den naturlige isotopsammensætning.

Molekyl- og formelmasse

Ligesom atomer har en masse, så har molekyler det også. Molekylmassen kan beregnes ved at lægge atommasserne for de atomer, som molekylet består af sammen.

For eksempel består carbondioxid (CO_2) af ét carbonatom og to oxygenatomer. Molekylmassen er så:

$$\text{Molekylmasse}(\text{CO}_2) = \text{atommasse}(\text{C}) + 2 \cdot \text{atommasse}(\text{O})$$

$$\text{Molekylmasse}(\text{CO}_2) = 12,01 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} = 44,01 \text{ u}$$

Nogle kemiske forbindelser består ikke af molekyler. Så bruger vi ikke ordet molekulmasse, men ordet formelmasse.

Men beregningsmåden er den samme, fx:

$$\text{Formelmasse}(\text{KCl}) = \text{atommasse}(\text{K}) + \text{atommasse}(\text{Cl})$$

$$\text{Formelmasse (KCl)} = 39,10 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 74,55 \text{ u}$$

Ordet formelmasse kan bruges om alle kemiske forbindelser, men ordet molekylmasse bør kun bruges om molekylforbindelser.

Stofmængde

I praksis arbejder man aldrig med enkelte atomer og molekyler, men med meget store antal. I laboratoriet måler man mængden af stof ved at angive dets masse (i gram) eller dets rumfang (i milliliter). Men det giver ikke oplysning om antallet af atomer eller molekyler.

Af praktiske og historiske grunde angives antallet i enheden *mol*. Et mol er altså et antal på samme måde som for eksempel en snes betyder 20. Et mol af et stof indeholder lige så mange dele, som der er atomer i præcis 12 gram ^{12}C . Ved måling kan man finde ud af, at antallet er $6,02 \cdot 10^{23}$. Vi bruger ordet *stofmængde*, når vi angiver mængden af stof i enheden mol. På samme måde som vi bruger ordet masse, når vi angiver mængden i gram. Symbolet n bruges for stofmængden, n angiver altså *antallet af mol*.

Molarmasse

Et ^{12}C atom vejer præcis 12 u. Et mol ^{12}C atomer indeholder præcis et mol atomer og vejer 12 gram. Massen pr. mol kaldes molarmassen. For ^{12}C er den altså 12 g/mol.

Tilsvarende gælder for andre kemiske forbindelser, at formelmassen (i enheden u) er den samme som molarmassen (i enheden g/mol). I praksis bruger vi molarmassen meget mere end formelmassen. Symbolet M bruges for molarmassen.

Densitet

Størrelsen volumen (rumfang) betegnes med symbolet V og har enheden L (liter) eller mL (mililiter).

Forholdet mellem et stofs masse og dets volumen kalder man densiteten af et stof. Denne størrelse betegnes med symbolet ρ (rho). Densiteten udregnes ved at bruge formlen

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Navn	Symbol	Enhed (forkortelse)
rumfang volumen	V	liter (L) eller milliliter (ml)
masse	m	gram (g)
molar masse	M	gram pr. mol (g/mol)
stofmængde	n	mol
Densitet	ρ	gram pr. mL (g/mL)

Figur 4: Tabel over de forskellige størrelser og deres enheder.

Mængdeberegning

Vands molar masse er 18,02 g/mol. Ét mol vand vejer altså 18,02 g. To mol vand må så veje $2 \cdot 18,02 \text{ g} = 36,04 \text{ g}$.

Som symbol for masse bruger vi symbolet m . Sammenhængen er altså:

$$\text{masse (g)} = \text{stofmængde (mol)} \cdot \text{molar masse (g/mol)}$$

eller med symboler:

$$m = n \cdot M$$

Nogle gange skal vi finde n eller M , og så kan ligningen omskrives til:

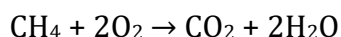
$$n = \frac{m}{M} \quad \text{eller} \quad M = \frac{m}{n}$$

Kemisk mængdeberegning

Ud fra et kemisk reaktionsskema kan vi beregne, hvor store mængder af reaktanterne, der kan reagere med hinanden, og hvor store mængder, der kommer af reaktionsprodukterne. Det er vigtigt, at reaktionsskemaet er afstemt.

Vi kan fx ønske at beregne, hvor meget carbondioxid, der dannes, når 1000 g methan (CH_4) forbrændes.

Reaktionsskemaet er:



Det kan give et godt overblik at opskrive et skema, hvor reaktionsdeltagerne og deres molar masse, masse og stofmængde indskrives.

I det aktuelle tilfælde kan det se sådan ud:

	CH ₄	+ O ₂	→	CO ₂	+	H ₂ O
koefficient	1	2		1		2
<i>M</i> (g/mol)	16,04	32,00		44,01		18,02
<i>m</i> (g)	1000					
<i>n</i> (mol)						

De 1000 g, som er udgangspunkt for beregningen, er ført ind i skemaet. Koefficienterne for reaktanterne og produkterne (det tal der står foran) er sat ind i skemaet. De fire indgående stoffers molarmasser er beregnet på sædvanlig måde ved at lægge atommasserne sammen. Bemærk, at et stofs molarmasse ikke ændres, selv om der står en koefficient foran stoffet i det afstemte reaktionsskema. Havde der stået 7 foran H₂O, så havde molarmassen stadig været 18,02 g/mol.

Formlen $n = \frac{m}{M}$ kan nu bruges på stoffet CH₄:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m}{M} = \frac{1000 \text{ g}}{16,04 \text{ g/mol}} = 62,34 \text{ mol}$$

Dette resultat indføres i skemaet:

Koefficienterne i det afstemte reaktionsskema viser, at stofmængderne af CH₄ og CO₂ er ens, altså er $n(\text{CO}_2) = 62,34 \text{ mol}$.

Koefficienterne viser også, at stofmængderne af O₂ og H₂O begge er 2 gange så store som stofmængden af CH₄ altså er $n(\text{O}_2) = n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 62,34 \text{ mol} = 124,68 \text{ mol}$.

Disse tre stofmængder og de fire koefficienter indføres i skemaet:

	CH ₄	+ O ₂	→	CO ₂	+	H ₂ O
koefficient	1	2		1		2
<i>M</i> (g/mol)	16,04	32,00		44,01		18,02
<i>m</i> (g)	1000					
<i>n</i> (mol)	62,34	124,68		62,34		124,68

Nu kan formelen $m = n \cdot M$ bruges på stofferne O₂, CO, og H₂O:

$$m(\text{O}_2) = 124,68 \text{ mol} \cdot 32,00 \text{ g/mol} = 3989,8 \text{ g}$$

$$m(\text{CO}_2) = 62,34 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol} = 2743,6 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 124,68 \text{ mol} \cdot 18,02 \text{ g/mol} = 2246,7 \text{ g}$$

Disse masser indføres i skemaet:

	CH ₄	+ O ₂	→	CO ₂	+ H ₂ O
koefficient	1	2		1	2
<i>M</i> (g/mol)	16,04	32,00		44,01	18,02
<i>m</i> (g)	1000	3989,8		2743,6	2246,7
<i>n</i> (mol)	62,34	124,68		62,34	124,68

Svaret på det oprindelige spørgsmål er altså, at der ved forbrænding af 1000 g methan (CH₄) dannes 2743,6 g carbondioxid (CO₂).

Massebevarelse

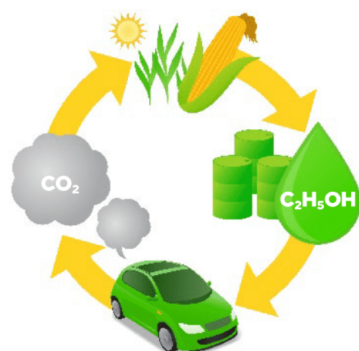
Ved en kemisk reaktion ændres der ikke på antallet eller typen af atomer. Derfor ændres den samlede masse heller ikke. I eksemplet ovenfor ser vi, at den samlede masse før reaktionen (på venstre side af pilen) er:

$$m(\text{før reaktion}) = 1000 \text{ g} + 3989,8 \text{ g} = 4989,8 \text{ g}$$

Og massen efter reaktionen (på højre side af pilen) er:

$$m(\text{efter reaktion}) = 2743,6 \text{ g} + 2246,7 \text{ g} = 4990,3 \text{ g}$$

Den lille afvigelse skyldes, at masserne sammenlignes med fem cifre, mens nogle af mellemregningerne kun er lavet med fire cifre.



Figur 5: Bioethanols placering i carbonkredsløbet.

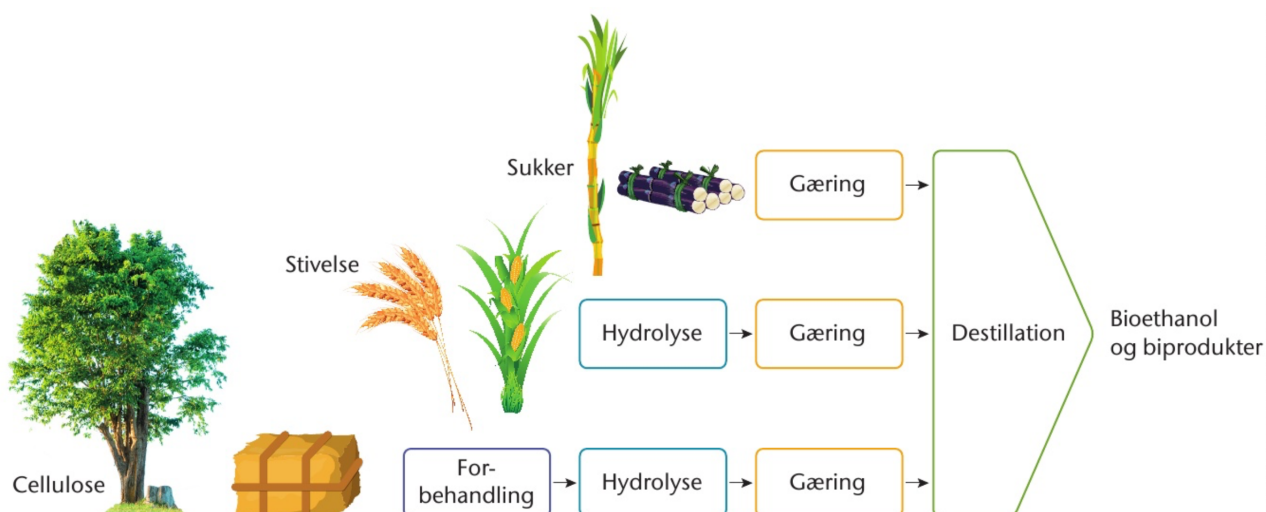
Bioethanol

Bioethanol er en anden vedvarende energikilde. Bioethanol er ethanol som er produceret ud fra biomasse, hvilket betyder organiske stoffer der er dannet ved fx fotosyntesen. Det hører derfor til under kategorien bioenergi. Bioethanol kan produceres ud fra tre typer af råmateriale

- Sukker, som kan komme fra sukkerrør, sukkerroer og frugt.
- Stivelse, som kan komme fra majs, korn, cassava, kartofler, rodfrugter og alger.
- Cellulose, som kan komme fra træ, halm og papir.

Produktion af bioethanol ud fra sukker eller stivelse kaldes første generation af bioethanol, mens produktion ud fra cellulose kaldes anden generation af bioethanol.

For at lave bioethanol skal man i alle tilfælde lave en gæring, hvor man bruger gærcellernes evne til at omdanne kulhydrater til ethanol.



Figur 6: Tre typer af biomasse, som alle kan omdannes til bioethanol. Hydrolyse betyder nedbrydning.

Hvordan kan ethanol bruges som energikilde?

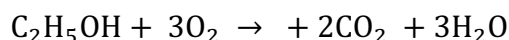
Der er et øget behov i verden for alternative energikilder, som på en bæredygtig måde kan gøre os fri af fossile brændsler. Her er produktion af bioethanol en mulig løsning. Bioethanol produceres af gærcellerne på samme måde, som man producerer øl eller vin, men udgangsstofferne kan i stedet for simple kulhydrater som glukose også være cellulose fra planteaffald f.eks. halm. Problemet ved anvendelse af cellulose er midlertidigt, at gærcellerne, som tidligere nævnt, ikke kan anvende cellulosen direkte, da det først skal

nedbrydes. Dette problem løses ved at tilsætte cellulaseenzymer til plantematerialet. Disse cellulase-enzymen er udvundet fra bakterier og kan spalte cellulosen til mindre stykker, så gærcellerne efterfølgende kan bruge kulhydraterne i gæringsprocessen.

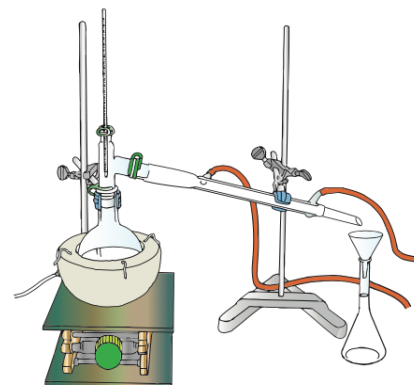
Før bioethanolen kan anvendes som brændstof, skal det oprensnes, så det er helt fri for kulhydrater og gærrester. For fx at kunne blande bioethanolen med benzin kræves at bioethanolen består af mindst 98,7% ethanol. Den første oprensning sker ved en destillation. Det er en metode, hvormed man kan adskille væsker i en blanding ved at udnytte, at stofferne har forskelligt kogepunkt. Opvarmer man en blanding af ethanol (kogepunkt 78°C) og vand (kogepunkt 100°C) til omkring 78°C, vil det primært være ethanol, der fordampes og kommer på gasform. Kun en mindre del af gassen vil være vand. Ved at lede gasblandingen bort og afkøle den, så den fortættes, opnår man en væske, i hvilken koncentrationen af ethanol er større end i den oprindelige væske. Forløbet *opvarmning – fordampning – fortætning* kaldes i denne sammenhæng for en destillation, og den fortættede væske kaldes for *destillatet*.

Når man skal lave bioethanol udføres destillationen i flere trin, indtil man ender med næsten ren ethanol. Det er dog ikke muligt at fremstille 100% ren ethanol ved destillation. Man kan højst fremstille 96% ethanol. Den sidste del af oprensningen foregår ved hjælp af en såkaldt *molekylær si*. En molekylær si er opbygget af et materiale med så små porer, at kun vandmolekylerne kan trænge ind i den, så den kan sortere vandet fra. Ved hjælp af den molekylære si oprensnes ethanolen til en renhed på over 99%, og den er nu et brugbart CO₂ neutralt brændstof.

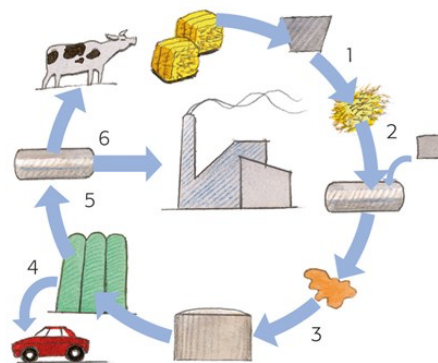
Når bioethanol afbrændes, sker det ved følgende reaktionsskema:



hvorved der dannes varmeenergi. Bioethanol kan derfor bruges som mere bæredygtigt brændstof i fx biler.



Figur 7: Destillationsopstilling.



Figur 8: Princippet i et bioethanolanlæg.

1. Halmen tilføres anlægget, snittes og varmebehandles.
2. Efterfølgende tilsættes enzymer.
3. Denne halmgrød sendes over i en stor gæringstank, hvor der dannes ethanol.
4. Den dannede ethanol destilleres og blandes i benzin.
5. Der er en rest som udskilles.
6. Af denne rest gives en del tilbage til landbruget som fodertilskud, og resten afbrændes, hvorved der dannes elektricitet og varme.

Dette kompendium er baseret på bøgerne:

- Bioteknologi A, Lone Als Egebo m.fl., Nucleus, 2017
- Mennesket og naturvidenskaben, Birgit Sandermann Justesen m.fl, GO forlag, 1. udgave, 2015