

HVERDAGSFYSIK

Stiger trykket i en
rystet sodavand?

Indeholder bl.a.:

- Kort om CO_2
- Opløselighed af CO_2 i vand
- Tryk i væsker

Forfatter: Jens Christian Hansen

Redaktør: Søren Storm

Korrekturlæst og faktatjekket af:

Vibeke Axelsen (Egaa gymnasium)

Kim Vedel Pedersen (Nørre Gymnasium)

Støttet af: **novo nordisk fonden**

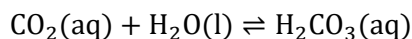
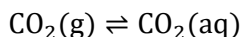
Kort om dette teorigæfte

Kære elev og underviser. Hæftet her er *ikke* nødvendigt for at kunne arbejde med Hverdagsfysik. Men det kan være en hjælp, hvis du har yderligere interesse i den fysik, der behandles i temaet "Stiger trykket i en sodavand, når den rystes?".

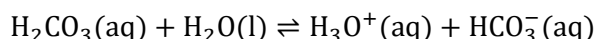
Først lidt faktisk om carbondioxid:

I har nok i anden sammenhæng - fx i forbindelse med temaer eller faglige forløb omkring klima og drivhuseffekt - hørt om carbondioxid (kuldioxid) og den indflydelse, det har på klimaet her på Jorden.

- Carbondioxid har den kemiske formel CO_2
- CO_2 er på gasform ved normalt tryk og temperaturer over $-78,2^\circ\text{C}$.
- Gassen er farveløs, uden lugt og smag og ikke giftig.
- Ved tryk på over 5,1 atm og en temperatur over $-56,6^\circ\text{C}$ er det muligt at få CO_2 på væskeform. Dette udnyttes i trykflasker der indeholder CO_2 på væskeform.
- Jordens atmosfære indeholder CO_2 . Den sidste opgørelse (2020) viser, at pr. 1 million luftmolekyler er antallet af CO_2 -molekyler ca. 400. Det vil sige, har man en stofmængde n af atmosfærisk luft udgør CO_2 ca. 0,04 % af denne stofmængde. Dette betyder tilsvarende, at carbondioxid i atmosfærisk luft har et partialtryk på 0,04 kPa, når det samlede lufttryk er 100 kPa.
- Vand i naturen indeholder CO_2 og carbonsyre (kulsyre). Det skyldes, at CO_2 opløst i vand, eksisterer i en ligevægt med carbonsyre (H_2CO_3). Mere præcist opløses luftens CO_2 i vand og derefter reagerer det med vandet som beskrevet ved følgende to reaktioner:

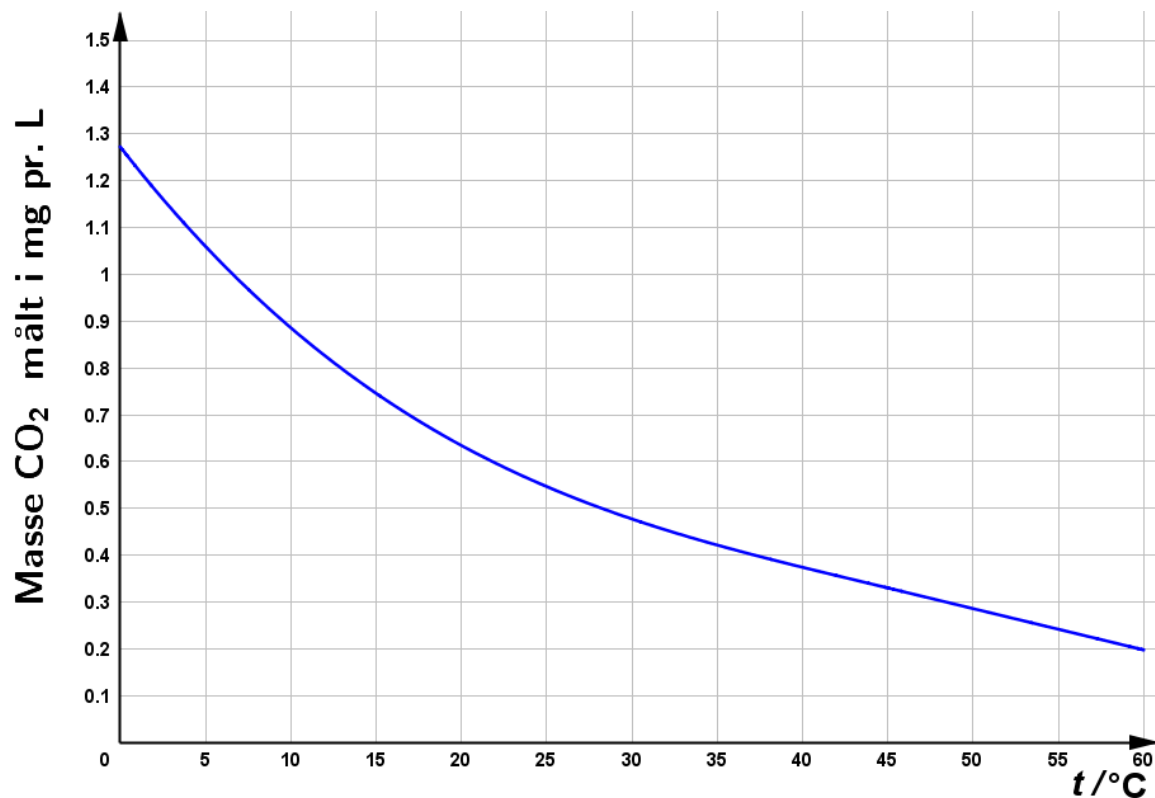


Herefter sker der følgende, da carbonsyre reagerer med vandet



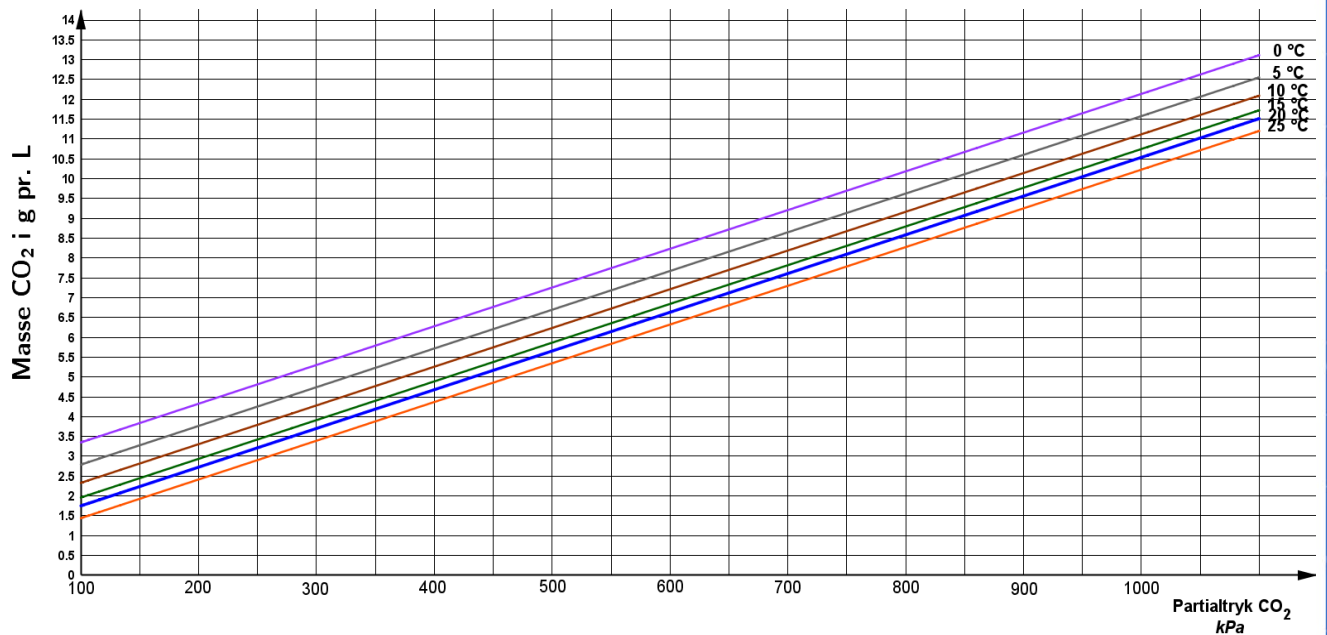
Betegnelsen carbonsyre kommer netop af syreionen H_3O^+ , som dannes ved reaktionen.

Destilleret vand indeholder ikke CO_2 . Stiller man destilleret vand i en åben skål så vandet er i kontakt med luften i omgivelserne, vil vandet gennem overfladen 'optage' CO_2 . Den mængde CO_2 , der kan opløses i vandet afhænger af vandets temperatur. Figur 1 (herunder) viser opløseligheden af CO_2 i vand.



Figur 1. Opløseligheden af CO₂ i vand, i temperaturintervallet fra 0 °C til 60 °C. Lufttrykket er 1 atm og partialtrykket af CO₂ er 0,04 kPa. Det fremgår af figuren, at der kan opløses mere carbondioxid i koldt vand end i varmt vand.

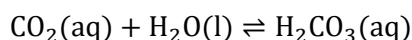
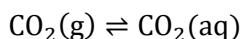
Den mængde CO₂ der kan opløses i en given mængde vand ved en bestemt temperatur afhænger af partialtrykket af CO₂. På Figur 2 ses, at der er lineær sammenhæng mellem den masse CO₂, der kan opløses ved en given temperatur og partialtrykket af CO₂.



Figur 2. Opløseligheden af CO₂ (g/L) i vand, som funktion af partialtrykket af CO₂, begyndende ved 100 kPa. Angivet for 0, 5, 10, 15, 20 og 25 °C.

Hvis koncentrationen af CO_2 øges, vil partialtrykket fra CO_2 tilsvarende øges. Det ses af figur 2, at jo højere partialtryk af carbondioxid desto mere carbondioxid vil der kunne opløses i vandet. Desuden kan det bemærkes, at kurverne for de lave temperaturer ligger højere end kurverne for de høje temperaturer, netop som det fremgik af figur 1.

Den øgede opløselighed af CO_2 når trykket øges, udnytter man i produktionen af sodavand og 'danskvand' med brus. Under tryk tilføres en større mængde CO_2 , flasken lukkes, og der indstiller sig følgende ligevægte mellem CO_2 på gasform og carbonsyre i flasken.

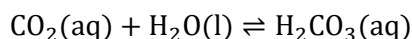
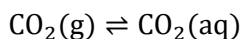


Er trykket over væsken højt, vil ligevægten forskydes mod højre. Sænkes trykket over væsken, fx hvis flasken åbnes, forskydes ligevægten mod venstre, og der frigives CO_2 . Det ses ved, at der dannes bobler. Det er ikke en øjeblikkelig proces, faktisk kan det være et godt stykke tid, før der indfinder sig en ny ligevægt i forhold til omgivelsernes partialtryk fra CO_2 . En cola, der åbnes, bliver faktisk først 'flad' efter flere timer. Omrøres eller rystes den, går det dog væsentligt hurtigere.

Som det ses af Figur 1, er opløseligheden af CO_2 i vand stærkt temperaturafhængig, og halveres næsten fra 5 °C til 25 °C. Når man skal tilføre en større mængde CO_2 til sodavand, kan det derfor være en fordel, at det foregår ved en lav temperatur fremfor stuetemperatur.

Hvad sker der i en rystet Cola/sodavand

Som nævnt ovenfor, så laver man sodavand ved at tilsætte smagsstoffer samt CO_2 til vand under tryk. Afhængig af temperaturen og det tryk, hvormed carbondioxiden tilsættes, vil der indstille sig følgende ligevægte i flasken



Trykket af CO_2 over væsken bestemmer, hvor meget ovenstående ligevægte er forskudt mod højre eller venstre. For en sodavand vil 'tomrummet' over væsken, være overvejende ren CO_2 ved et tryk, der ligger mellem 280 kPa og 380 kPa afhængig af temperaturen og produktionsmåden. Det er dette tryk, der bestemmer, hvor meget ovenstående reaktioner er forskudt mod højre.

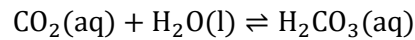
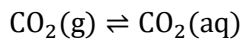
Sænkes trykket, fx ved at flasken åbnes, vil trykket over væsken falde. Dermed vil reaktionerne forskydes mod venstre, og der vil blive frigivet CO_2 , og der dannes CO_2 bobler i sodavanden.

Drikker man en nyåbnet sodavand vil carbonsyren sammen med boblerne give den syrlige boblende og friske smag.

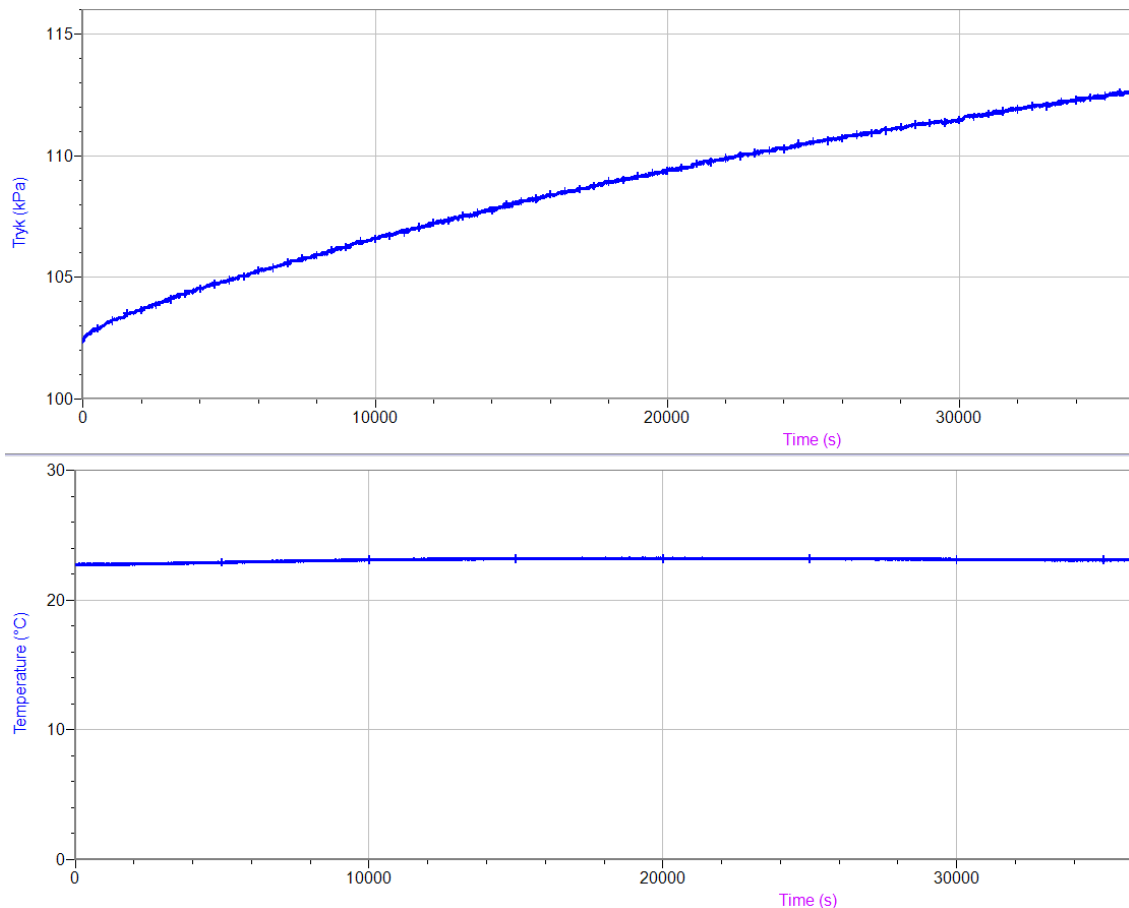
Ligevægten vil stort set ikke forskydes for en uåbnet flaske, selvom den rystes. Måler man trykket, bør det stort set være konstant, hvis ellers temperaturen holdes uændret. Men på grund af den mekaniske påvirkning (flaske rystes) vil man se, at der dannes mange små bobler, som indeholder CO_2 ; specielt langs siden af flasken.

Hvis man åbner en rystet flaske, falder trykket over væsken, og det faldende tryk gør, at boblerne udvider sig og bevæger sig hurtigt opad (opdrift), og man risikerer, at den bruser over.

Sodavand er jo bedst at drikke, når der er brus og syre i væsken. Glemmer man en åben sodavand nogle timer, bliver den 'flad' og for de fleste udrikkelig. Men det er overraskende, hvor langsom reaktionerne



forskydes mod venstre, når flasken er åben. Lukkes sodavanden igen, og måler vi trykket over væsken ved konstant temperatur, kan vi se af Figur 3 at trykket stadig stiger 10 timer (36000 s) efter. Så ligevægtsreaktionerne er ekstremt langsomme.

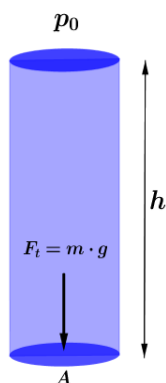


Figur 3 Trykopbygningen for en dansk vand, der har stået åben ved stuetemperatur i 5 dage, og som derefter er blevet lukket igen. Temperaturen af dansk vand er $\sim 23^\circ\text{C}$, og der er målt over 10 timer. Bemærk der er ikke opnået ligevægt ved dette eksperiment.

Tryk i væsker

Væsker er med god tilnærmelse usammentrykkelige, hvilket betyder, at væskers densitet kun ændres meget lidt under store kraft/trykpåvirkninger.

Vi ser på en lodret væskesøjle med højden h og tværsnitsarealet A . Da densiteten ρ af væsken er konstant, vil massen m af væsken i søjlen være givet ved



$$m = \rho \cdot A \cdot h$$

Den kraft, som væskesøjlen påvirker grundfladen med, svarer til tyngdekraften

$$F_t = m \cdot g = \rho \cdot A \cdot h \cdot g$$

og dermed vil trykket af væskesøjlen p_h i dybden h være

$$p_h = \frac{F_t}{A} = \frac{\rho \cdot A \cdot h \cdot g}{A} = \rho \cdot h \cdot g$$

Det samlede tryk, hvor omgivelsernes tryk medregnes, er derfor:

$$p = p_0 + p_h = p_0 + \rho \cdot h \cdot g$$

hvor p_0 er det tryk, der er på væskeoverfladen.

Eksempel: Densiteten af en cola er $1,05 \cdot 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$. Ved bunden af en $\frac{1}{2}$ L cola, hvor højden af væskesøjlen er 0,22 m, vil der ved bunden være et væskesøjletryk p_h fra væsken på

$$p_h = 1,05 \cdot 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot 0,22 \text{ m} \cdot 9,82 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cong 2,3 \text{ kPa}$$

hvor tyngdeaccelerationen g er sat til standardværdien i Danmark.

Trykket i en idealgas

Trykket p afhænger af temperaturen T , rumfanget V og antallet af gasmolekyler angivet ved stofmængden (antal mol) n .

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \text{ eller } p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

hvor R er gaskonstanten $R = 8,3145 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Denne sammenhæng mellem p, V, T og n kaldes *Idealgasloven*

Ved omskrivning fås

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R$$

Er stofmængden n for en idealgas konstant, er $\frac{p \cdot V}{T}$ konstant. Hvis den samme idealgas bringes fra én tilstand p_1, V_1, T_1 til en anden tilstand p_2, V_2, T_2 , vil der derfor gælde:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} = n \cdot R = k$$

hvor k er en konstant.

Densiteten af en idealgas

Der gælder, at kendes stofmængden n og molarmassen M af en gas, kan massen m bestemmes ved

$$m = n \cdot M$$

Fra idealgasloven fås:

$$\frac{n}{V} = \frac{p}{R \cdot T}$$

og da $m = n \cdot M$ og dermed $n = \frac{m}{M}$ fås

$$\frac{m}{V} = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

Udtrykket på venstre side er netop densiteten ρ af gassen, så

$$\rho = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \quad (4)$$

Eksempel:

I en CO_2 -boble i en cola, som netop er fremstillet og ikke har været åbnet, er trykket 300 kPa. Molarmassen af CO_2 er $0,044 \frac{\text{kg}}{\text{mol}}$ og colaens temperatur er 5°C . Densiteten af CO_2 -boblen bliver så

$$\rho = \frac{300 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot 0,044 \frac{\text{kg}}{\text{mol}}}{8,314 \frac{\text{J}}{(\text{mol} \cdot \text{K})} \cdot 278 \text{ K}} = 5,7 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = 5,7 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Daltons lov

Består gassen af en blanding af forskellige idealgasser, er det samlede tryk p lig med summen af de deltryk/partialtryk p_i , som de enkelte gasser ville udøve.

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

Denne sammenhæng kaldes Daltons lov, opkaldt efter fysikeren John Dalton.

Opdrift i væsker

I en væske med densiteten ρ_V , vil et legeme der fortrænger et volumen V i væsken blive påvirket af en kraft modsatrettet tyngdekraften, kaldet 'Opdrift' bestemt ved

$$F_{op} = \rho_V \cdot g \cdot V \quad (5)$$

hvor g er tyngdeaccelerationen.

Hvis densiteten af legemet er ρ_L , vil tyngdekraften på legemet være

$$F_t = \rho_L \cdot g \cdot V$$

Om legemet, på grund af opdriften, bevæger sig opad i væsken, er bestemt af om $F_{op} > F_t$.

Eller

$$F_{op} > F_t \Rightarrow (\rho_V - \rho_L) \cdot g \cdot V > 0$$

Dvs, er væskens densitet større end legemets, vil legemet bevæge sig opad i væsken

Eksempel:

Tidligere beregnede vi densiteten af en CO₂-boble ved trykket 300 kPa og temperaturen 5 °C til Da densiteten af colaen er $1,05 \cdot 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$, og dermed meget større end densiteten af CO₂-boblen, vil opdriften på boblen umiddelbart få den til at bevæge sig opad i væsken. Men de bobler, der dannes, sidder enten på bunden eller på indersiden af flasken og holdes fast på grund af de intermolekylære kræfter, der er mellem boblen og flaskens inderside (adhæsion).

Hvis flasken åbnes, vil trykket i boblen falde til omgivelsernes tryk og boblens volumen bliver større. Fra idealgasloven har vi

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

hvis temperaturen er konstant - og det er rimeligt at antage - vil der gælde

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad \text{eller} \quad V_2 = V_1 \cdot \frac{p_1}{p_2}$$

Så hvis trykket i boblen falder fra 300 kPa til ca. 100 kPa (~ 1 atm) vil boblens volumen blive ca. 3 gange større. Et volumen, der er 3 gange større, giver en opdrift, der også er 3 gange større, hvilket i de fleste tilfælde er nok til at boblen frigøres fra flaskens bund eller sider og stiger op. Da trykket fra den overliggende væske falder, når boblen bevæger sig opad, vil volumenet af boblen blive lidt større på vejen op gennem væsken. Denne volumenændring er dog meget lille sammenlignet med volumenændringen forårsaget af trykændringen fra 300 kPa til 100 kPa. På grund af friktion fra væsken på boblen, vil boblens hastighed opad hurtigt blive konstant.

Selv efter flasken er åbnet, vil der stadig være bobler på bunden og langs siderne. Knipses man med fingrene på flasken bund eller sider, vil man iagttage, at disse bobler frigøres og bevæger sig opad i væsken. En let rotation af flasken kan også frigøre boblerne.