

HVERDAGSFYSIK

Kogepunktet for saltvand

Forfatter: Jens Christian Hansen

Redaktør: Søren Storm

Korrekturlæst og faktatjekket af:

Vibeke Axelsen (Egaa gymnasium)

Kim Vedel Pedersen (Frederiksberg Gymnasium)

Margit From

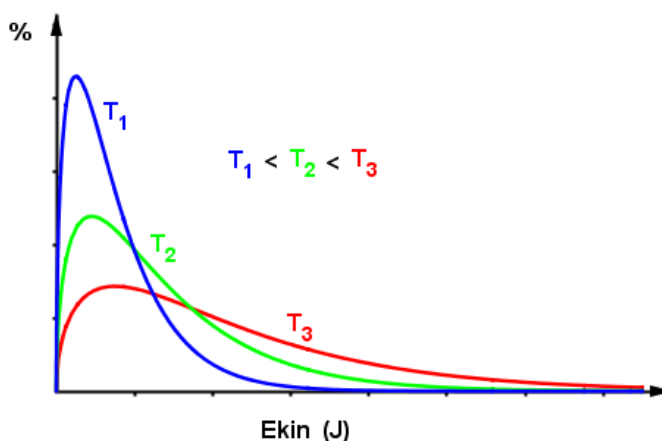
Støttet af: **novo nordisk fonden**

Indholdsfortegnelse

Kogning af vand på molekylenniveau (B/A-niveau).....	1
Kogning af vand på grydeniveau (makroskopisk niveau) (A-niveau)	2
Mættet vanddamps tryk som funktion af temperaturen	2
Salte i vand.....	3
Saltes påvirkning af faseovergangen mellem vand og is.....	3
Saltes påvirkning af faseovergangen mellem vand og damp.....	4

Kogning af vand på molekylenniveau (B/A-niveau)

Hvis vi i en skål har noget vand ved temperaturen T , er temperaturen et udtryk for vandmolekylernes gennemsnitlige kinetiske energi $\langle E_{kin} \rangle$. Nogle vandmolekyler har en kinetisk energi, der er mindre end gennemsnittet, nogle har en højere. På figur 1 ses en skitse af, hvordan den kinetiske energi fordeler sig for molekylerne ved tre forskellige temperaturer. På førsteaksen er angivet den kinetiske energi målt i joule. På andenaksen den andel af molekylerne målt i procent, der har en given kinetisk energi.



Figur 1. Fordelingen i % af molekylernes kinetiske energi, for det samme stof, ved temperaturerne T_1 , T_2 og T_3 .

Vand kan enten være på væskeform, gasform (damp) eller fast form (is). For at et vandmolekyle kan gå fra at være på væskeform til gasform, skal det slippe fri fra de andre vandmolekyler i væsken. Man siger, at vandmolekylet fordamper. Det kræver kinetisk energi.

Den kinetiske energi, vil for nogle vandmolekyler, være stor nok til, at de kan overvinde tiltrækningen fra de andre molekyler. Det sker ved vandets overflade, og det sker også uden, der tilføres ekstra energi. Hvis temperaturen i vandet øges, vil fordampningen øges, og hvis temperaturen sænkes, vil fordampningen sænkes.

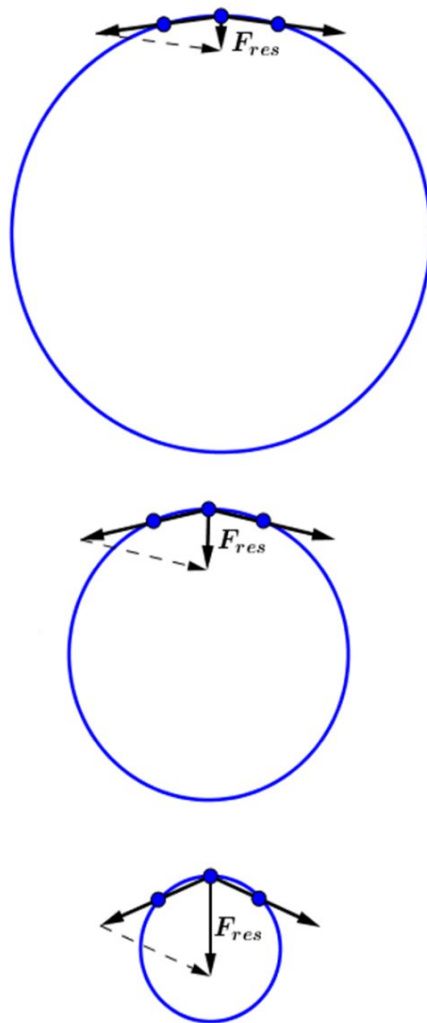
Kogning af vand på grydeniveau (makroskopisk niveau) (A-niveau)

Når vand bringes i kog i en gryde, kan man se, at der dannes små bobler ved bunden. Boblerne består af mættet vanddamp.

Når temperaturen i vandet stiger, vil damptrykket, og dermed trykket i boblerne, stige. Boblerne vil begynde at udvide sig, når det samlede tryk i boblerne overstiger omgivelsernes tryk samt trykket fra overfladespændingen i boblen. På et tidspunkt er opdriften fra boblerne stor nok til, at de kan løsrive sig fra bunden og bevæge sig op gennem vandet.

Da trykket falder op gennem vandsøjlen, vil boblernes størrelse vokse yderligere. Samtidig vil trykket og temperaturen i boblen falde. Da overfladespændingen bliver mindre, når boblen bliver større, vil trykket fra overfladespændingen ved vandoverfladen være forsvindende lille. Damptrykket i boblerne er derfor lig med omgivelsernes tryk.

Generelt siges en væske at koge, når trykket af de mættede dampe er lig med lufttrykket ved væskens overflade. Den temperatur, ved hvilken en væske koger, kaldes kogepunktet. Vands kogepunkt er 100 °C, når trykket ved overfladen er 1 atm = 101,3 kPa. Man kan derfor, ud fra figur 3, aflæse vandets kogepunkt ved at gå ud fra trykket på andenaksen.



Figur 2. Viser hvordan overfladespændingen mindskes, på den samme boble, på vej op gennem vandsøjlen. Du kan eksperimentere med en interaktiv model [her](#).

Mættet vanddamps tryk som funktion af temperaturen

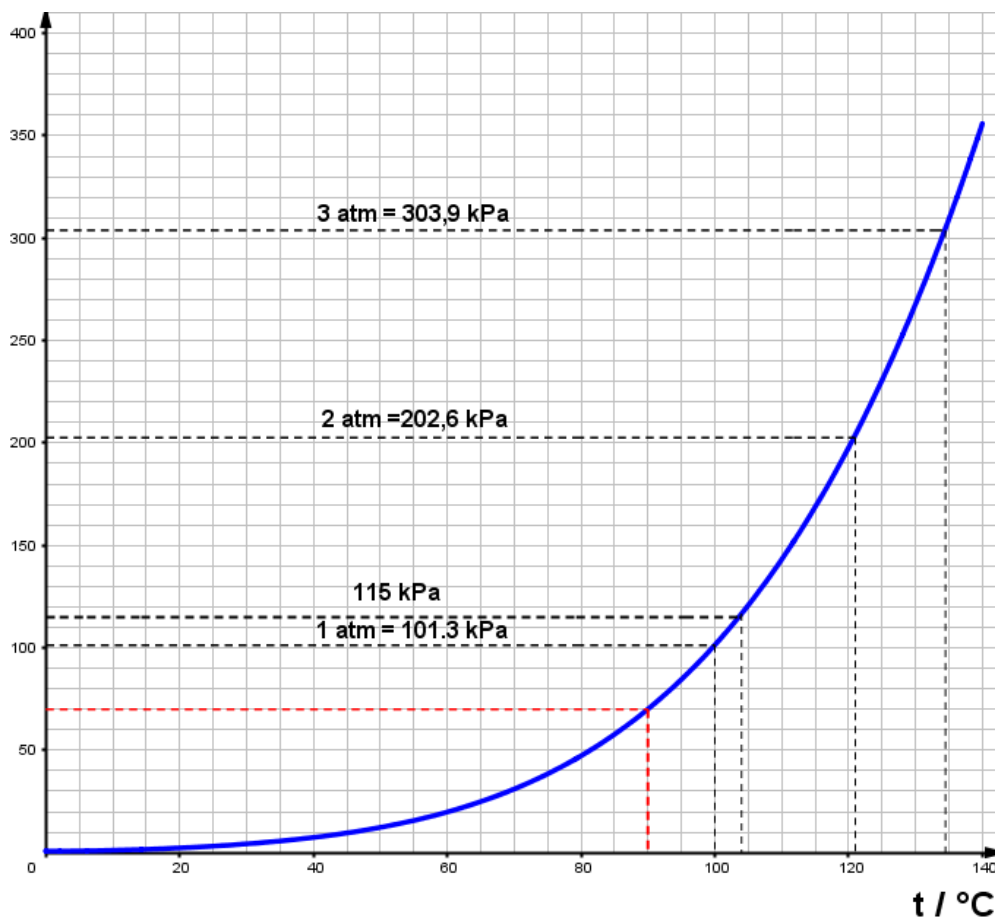
Man kan vise, under antagelse af at idealgasloven gælder for vanddamp, at mættet vanddamps tryk ved kelvintemperaturen T , med god tilnærmelse, er givet ved:

$$p(T) = p_0 \cdot e^{\frac{L_f}{R} \left(\frac{1}{T_0} - \frac{1}{T} \right)}$$

hvor p_0 er det tryk, der svarer til kogepunktet T_0 , L_f er fordampningsvarmen for vand, og R er gaskonstanten. Vi omskriver formelen, så temperaturen kan indsættes i enheder af °C, og indsætter værdierne for p_0 , L_f og R :

$$p(t) = 101,33 \text{ kPa} \cdot e^{\frac{40650 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,3145 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} \left(\frac{1}{373,15} - \frac{1}{273,15+t} \right) \frac{1}{\text{K}}}$$

p / kPa



Figur 3 Sammenhængen mellem temperaturen t og trykket $p(t)$ for temperaturintervallet $[0\text{ °C}; 140\text{ °C}]$

Salte i vand

Hvis man tilsætter bordsalt (99% er NaCl) til vand, vil tiltrækningen fra de polære vandmolekyler på ionerne i saltkrystallerne være så stærk at den bryder ionbindingen mellem Na^+ og Cl^- . Når det sker, siger man, at saltet opløses i vandet.

Saltionerne vil så 'binde' sig til vandmolekylerne. Na^+ vil binde sig til vandmolekylernes (delvist negativt ladede) oxygenatomer, og Cl^- vil binde sig til vandmolekylernes (delvist positivt ladede) hydrogenatomer.

Andre salte end NaCl vil kunne opløses i vand. Men der findes også salte, der slet ikke eller kun delvist, kan opløses i vand. Opløseligheden er afhængig af vandets temperatur, jo varmere det er, jo lettere opløses saltet og jo mere salt kan opløses. Der findes dog eksempler på salte, hvis opløselighed falder med temperaturen, fx lithiumsulfat.

Saltes påvirkning af faseovergangen mellem vand og is

Vand skifter fase fra væske til fast stof ved frysepunktet. Frysepunktet T_F er 0 °C og ændres kun minimalt hvis lufttrykket ændres. Ved at opløse et salt i vand sænkes frysepunktet. Hvis vi kalder frysepunktet for opløsningen $T_{F_{opl}}$ gælder der:

$$T_{F_{opl}} = -k_F \cdot i \cdot c_m + T_F$$

hvor k_F er en konstant knyttet til vand med værdien $1,86 \frac{^\circ\text{C}}{\frac{\text{mol}}{\text{kg}}}$, i er antallet af ioner, som den enkelte formelenhed af saltet opløses til og c_m er molaliteten af opløsningen. Molalitet er koncentrationen af et stof målt i mol pr kg opløsningsmiddel.

Beregnet eksempel:

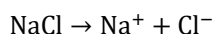
20 gram NaCl opløses i 200 g vand. Hvad bliver frysepunktet for blandingen?

Molaliteten c_m , som er stofmængden n af det salt, der opløses pr. kg vand, beregnes:

Molarmassen M for NaCl er $58,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, og dermed er $n = \frac{20 \text{ g}}{58,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,342 \text{ mol}$

$$c_m = \frac{0,342 \text{ mol}}{0,200 \text{ kg}} = 1,71 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Konstanten i bestemmes:



En formelenhed af NaCl danner to ioner, så $i = 2$

Saltopløsningens frysepunkt bliver så:

$$T_{F_{opl}} = -1,86 \frac{^\circ\text{C}}{\frac{\text{mol}}{\text{kg}}} \cdot 2 \cdot 1,71 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} + 0 \text{ } ^\circ\text{C} \cong -6,4 \text{ } ^\circ\text{C}$$

For samme salt, der opløses i samme mængde vand, vil i og k_F være konstante. Frysepunktet for opløsningen vil derfor falde lineært med molaliteten af saltet, og dermed indirekte med massen af salt der opløses. Der er dog en grænse for, hvor stor frysepunktssænkningen kan blive, da der er en øvre grænse for, hvor meget salt der kan opløses i en given mængde vand.

Den maksimale vægtprocent for NaCl opløst i vand ved $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ er 26,6%. Dette vil give en molalitet på $4,55 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$ og en frysepunktssænkning på $\sim 17 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Saltes påvirkning af faseovergangen mellem vand og damp

Vands kogepunkt er $100 \text{ } ^\circ\text{C}$ ved et lufttryk på $101,3 \text{ kPa}$ (1 atm). Men kogepunktet ændrer sig lidt afhængig af lufttrykket fra ca. $96 \text{ } ^\circ\text{C}$ ved $90,0 \text{ kPa}$ til ca. $104 \text{ } ^\circ\text{C}$ ved 110 kPa . Ved det samme lufttryk er kogepunktet konstant og betegnes herefter T_K

Ved at opløse et salt i vand øges kogepunktet. Kaldes dette kogepunkt $T_{K_{opl}}$ gælder der følgende sammenhæng:

$$T_{K_{opl}} = k_K \cdot i \cdot c_m + T_K$$

hvor k_K er en konstant knyttet til vand med værdien $0,513 \frac{^\circ\text{C}}{\frac{\text{mol}}{\text{kg}}}$, i er antallet af ioner, som den enkelte formelenhed af saltet opløses til, og c_m er molaliteten af opløsningen.

Beregnet eksempel:

20 gram NaCl opløses i 200 g vand. Lufttrykket er 102 kPa og $T_K = 100,2\text{ °C}$. Hvad bliver kogepunktet for blandingen?

Fra tidligere har vi:

$$c_m = 1,71 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \text{ og } i = 2$$

Saltopløsningens kogepunkt bliver så:

$$T_{K_{opl}} = 0,513 \frac{\text{°C}}{\frac{\text{mol}}{\text{kg}}} \cdot 2 \cdot 1,71 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} + 100,2\text{ °C} \cong 102\text{ °C}$$

Som for frysepunktssænkningen, så vil forøgelsen af kogepunktet, være en lineær funktion af molaliteten af saltet og dermed også massen af opløst salt. Der er en grænse for, hvor meget kogepunktet kan forøges. Ved 100 °C er den maksimale molalitet for NaCl $6,69 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$, hvilket giver en forøgelse af kogepunktet på $6,9\text{ °C}$.

Beregnet eksempel 2:

Som eksempel på et salt hvor $i = 3$, kan vi se på en opløsning af 20 g MgCl_2 i 200 g vand . Her får vi for frysepunktet, ved tilsvarende beregninger, at:

$$T_{F_{opl}} = -1,86 \frac{\text{°C}}{\frac{\text{mol}}{\text{kg}}} \cdot 3 \cdot 1,05 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} + 0\text{ °C} \cong -5,9\text{ °C}$$

Hvor det er benyttet at molarmassen M for MgCl_2 er $95,21 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ og $i = 3$ da $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$