**Sneeuw en ijs smelten met zout**

In gebieden met een koude en ijzige winter, wordt vaak zout gebruikt om gladde wegen te ontdooien. Zout laat ijs en sneeuw smelten en voorkomt dat het opnieuw bevriest. Het zout verlaagt het smelt- of vriespunt van water en dit wordt ‘[vriespuntdaling](https://www.greelane.com/link?to=understanding-freezing-point-depression-609182&lang=nl&alt=https://www.thoughtco.com/understanding-freezing-point-depression-609182&source=melting-snow-and-ice-with-salt-602184)’ genoemd .

Wanneer je zout aan water toevoegt, breng je opgeloste vreemde deeltjes in het water. Het vriespunt van water wordt lager naarmate er meer deeltjes worden toegevoegd tot het punt waarop het zout niet meer oplost. [Voor een oplossing van tafelzout](https://www.greelane.com/link?to=table-salt-molecular-formula-608479&lang=nl&alt=https://www.thoughtco.com/table-salt-molecular-formula-608479&source=melting-snow-and-ice-with-salt-602184) ([natriumchloride](https://www.greelane.com/link?to=difference-between-sodium-and-salt-608498&lang=nl&alt=https://www.thoughtco.com/difference-between-sodium-and-salt-608498&source=melting-snow-and-ice-with-salt-602184), NaCl) in water is deze temperatuur -21 oC gemeten in een laboratorium. In de echte wereld, op een echt trottoir, kan natriumchloride ijs slechts tot ongeveer -9 C smelten.

Natriumchloride is niet het enige zout dat wordt gebruikt voor ontdooien, en het is ook niet noodzakelijk de beste keuze. Natriumchloride lost [op in twee soorten](https://www.greelane.com/link?to=dissolving-salt-water-chemical-physical-change-608339&lang=nl&alt=https://www.thoughtco.com/dissolving-salt-water-chemical-physical-change-608339&source=melting-snow-and-ice-with-salt-602184) deeltjes: één natriumion en één chloride-ion per natriumchloridemolecuul. Een verbinding die meer ionen in een wateroplossing afgeeft, zou het vriespunt van water meer verlagen dan van keukenzout. Calciumchloride (CaCl 2) lost bijvoorbeeld op in drie ionen (een van calcium en twee van chloride) en verlaagt het vriespunt van water meer dan natriumchloride. Meer deeltjes betekenen meer smeltvermogen. Dit noemen we een colligatieve eigenschap, een eigenschap die afhangt van het aantal deeltjes in een stof.

Hier zijn enkele veel voorkomende zouten die gebruikt worden om ijs en sneeuw te smelten, bij elkaar gezet evenals hun [chemische formules](https://www.greelane.com/link?to=chemical-composition-of-road-salt-609168&lang=nl&alt=https://www.thoughtco.com/chemical-composition-of-road-salt-609168&source=melting-snow-and-ice-with-salt-602184), temperatuurbereik, voor- en nadelen:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Naam** | **Formule** | **Laagste praktische temperatuur\*** | **Aantal deeltjes** | **Pluspunten** |  | **Nadelen** |
| Ammoniumsulfaat | (NH4)2SO4 | -7°C | Oplosbaar  3 deeltjes | Kunstmest |  | Beschadigt beton |
| Calciumchloride | CaCl2\_ | -29 C | Oplosbaar  3 deeltjes | Smelt ijs sneller dan natriumchloride |  | Trekt vocht aan, opper-vlakken glad onder -18°C |
| Magnesium chloride | MgCl2\_ | -15 C | Oplosbaar  3 deeltjes | Smelt ijs sneller dan natriumchloride |  | Trekt vocht aan |
| Kaliumacetaat | KCH3OO | -9 C | Oplosbaar  2 deeltjes | Biologisch afbreekbaar |  | Bijtend |
| Kaliumchloride | KCl | -7°C | Oplosbaar  2 deeltjes | Kunstmest |  | Beschadigt beton |
| Natriumchloride (steenzout, haliet) | NaCl | -9 C | Oplosbaar  2 deeltjes | Houdt trottoirs droog |  | Corrosief, beschadigt beton en vegetatie |
| Ureum | NH2CONH2 | -7°C | Oplosbaar  1 deeltje | Kunstmest |  | Landbouwkwaliteit is corrosief |

\*de laagste praktische temperatuur is hoger dan de maximaal te bereiken vriespuntdaling als de maximale hoeveelheid stof is opgelost.

Opdracht 1

A Ga na of de genoemde zouten oplosbaar zijn en geef de oplosvergelijking als dit het geval is.

Alle stoffen oplosbaar; voor de pijl vaste stof (s), na de pijl juiste ionen en coëfficiënten.

B Schrijf in de lege kolom van bovenstaande tabel uit hoeveel losse deeltjes (ionen) de opgeloste stof bestaat.

Zie tabel

De keuze voor het gebruik van een zout wordt vaak bepaald door de nadelen van het zout. Natriumchloride wordt gebruikt voor ijsmachines omdat het goedkoop, gemakkelijk verkrijgbaar en niet-toxisch is. Toch wordt natriumchloride (NaCl) vermeden voor het zout van wegen en trottoirs, omdat het natrium zich kan ophopen en de elektrolytenbalans in planten en dieren in het wild kan verstoren, en het kan bovendien auto's aantasten.  Dan is het eveneens goedkope ureum een betere keuze. Magnesiumchloride smelt ijs sneller dan natriumchloride, maar het trekt vocht aan, wat kan leiden tot gladde omstandigheden op koude wegen in de winter.

Nu lijkt het alsof de nadelen de keuze van een zout voor vriespuntdaling bepaalt, maar het belangrijkste is natuurlijk om te weten of met een bepaalde hoeveelheid van het gekozen zout de gewenste vriespuntdaling bereikt kan worden. De mate van vriespuntsdaling is zoals we nu weten, niet afhankelijk van de soort opgeloste stof, maar alleen van het aantal opgeloste deeltjes. Hoe meer deeltjes er opgelost zijn, hoe meer het vriespunt van het oplosmiddel daalt. Verder is de vriespuntdaling afhankelijk van het [oplosmiddel](http://nl.wikipedia.org/wiki/Oplosmiddel).

Je kunt de vriespuntdaling zelf berekenen met de volgende formule:

ΔTvp = Kvp . (n / mo) . i

Hierin is: ΔTvp de vriespuntdaling (Δ betekent verandering, in dit geval daling)

Kvp is de molaire vriespuntdaling, voor water is die constante 1,86 kg.K/mol.

n is het aantal mol opgeloste stof

mo is de massa van het oplosmiddel in kg

i is het aantal ionen waarin een zout splitst bij oplossen.

Opdracht 2

A Bereken de vriespuntdaling als 15 gram NaCl in 200 g water wordt opgelost.

B Voer deze berekening ook uit als 15 gram kaliumchloride wordt gebruikt.

Antwoord:

A n = aantal mol opgeloste stof: 15/58,44 = 0,26 mol NaCl.

mo = 200/1000 = 0,2

i = 2 en Kvp = 1,86 kg.K/mol

ΔTvp = 1,86 x (0,26/0,2) x 2 = 4,84 °C

B n = aantal mol opgeloste stof: 15/74,55 = 0,20 mol KCl.

mo = 200/1000 = 0,2

i = 2 en Kvp = 1,86 kg.K/mol

ΔTvp = 1,86 x (0,20/0,2) x 2 = 3,72 °C

Opdracht 3

Bereken hoeveel gram ureum in 200 ml water opgelost moet worden om dezelfde vriespuntdaling als keukenzout te krijgen? Gebruik voor de ΔTvp het antwoord uit opdracht 2A.

Antwoord:

4,84= 1,86 x (n / 0,2) x 1 ,

n = 0,2 x 4,84 / 1,86 x 1 = 0,968 / 1,86 = 0,52 mol ureum

aantal gram ureum opgelost: 0,52 mol = x / 60,06; x = 31 gram

Opdracht 4

Er wordt 138,2 gram onbekende moleculaire stof X in een mengsel van water en ijs van 1,0 kg van 0 °C opgelost. Na het oplossen is de temperatuur van het water + ijs −5,58 °C. Bereken de molaire massa van deze stof.

Antwoord:

5,58 = 1,86 x (n / 1) x 1 ,

n = 5,58 / 1,86 = 3 mol onbekende stof

molmassa onbekende stof: 3 mol = 138,2 / x; x = 138,2 / 3 = 46,1 gram/mol.

Opdracht 5

In bovenstaande tekst staat dat de maximale vriespuntdaling van een NaCl-oplossing

– 21 oC is in het laboratorium.

Bereken hoeveel mol NaCl dan opgelost is in 1 kg water.

Antwoord:

ΔTvp = 21 °C; i = 2; Kvp = 1,86 kg.K/mol en mo = 1,

Dus uit 21 = 1,86 x (n / 1) x 2 volgt dat n = 21 x 1 / 1,86 x 2 = 5,65 mol NaCl.

(aantal gram opgelost NaCl: 5,65 = x / 58,44 en x = 330 gram NaCl)

Opmerking: in Binas tabel 45B is gegeven dat de maximale oplosbaarheid van NaCl 6,15

mol bedraagt in 1 kg water, wat een vriespuntdaling van 23 °C veroorzaakt.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| ΔTvp (0C) maximaal | max 32, 3 °C bij 5,78 mol/kg H2O | max 22,9 °C bij 6,15 mol/kg H2O | max 17,7 °C bij 4,77 mol/kg H2O | max 20,1 °C bij 3,6 mol/kg H2O |

Opdracht 6

Om de wegen ijsvrij te houden heeft Rijkswaterstaat in 2020 bijna 12.000 ton zout gestrooid op 5571 km rijkswegen, dat zijn alle snelwegen en autowegen samen.

Bereken hoeveel kg zout per meter weg gebruikt is.

Antwoord:

12.000 ton zout komt overeen met 12.000.000 kg zout = 12 106 kg zout

5571 km rijksweg zijn 5.571.000 meter weg = 5,571 106 meter weg

Aantal kg zout per meter weg: 12 106 kg / 5,571 106 = 2,15 kg zout.

Nu we weten hoe de vriespuntdaling berekend kan worden, gaan we verder met de voorbereiding van het daadwerkelijk meten van die vriespuntdaling in vier gegeven zoutoplossingen en een zelfbedacht mengsel.

Opdracht 7

Bereken de verwachte vriespuntdaling van de vier mengsels die in het experiment gebruikt worden. Lees de werkwijze vooraf door. Maak een schatting van het volume van de zoutoplossingen en ga ervan uit dat het aantal milliliters zoutoplossing gelijk is aan het aantal gram water.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Stof | ammoniumsulfaat | natriumchloride | kaliumchloride | magnesiumchloride |
| Aantal gram | 15  (90 gr ijswater) | 15  (90 gr ijswater) | 15  (90 gr ijswater) | 15  (90 gr ijswater) |
| ΔTvp (0C) | 6,82 °C | 10,75 °C | 8,27 °C | 9,92 °C |

Antwoord:

Ammoniumsulfaat

n = 0,11 mol (NH4)2SO4; mo = 90/1000 = 0,09; i = 3; Kvp = 1,86 kg.K/mol

ΔTvp = 1,86 x (0,11/0,09) x 3 = 6,82 °C

Natriumchloride

n = 0,26 mol NaCl; mo = 90/1000 = 0,09; i = 2; Kvp = 1,86 kg.K/mol

ΔTvp = 1,86 x (0,26/0,09) x 2 = 10,75 °C

Kaliumchloride

n = 0,20 mol KCl; mo = 90/1000 = 0,09; i = 2 en Kvp = 1,86 kg.K/mol

ΔTvp = 1,86 x (0,20/0,09) x 2 = 8,27 °C

Magnesiumchloride

n = 0,16 mol MgCl2; mo = 90/1000 = 0,09; i = 3 en Kvp = 1,86 kg.K/mol

ΔTvp = 1,86 x (0,16/0,09) x 3 = 9,92 °C

**Experiment Vriespuntdaling**

Doel:

Meten van de reële vriespuntdaling in oplossingen van ammoniumsulfaat, natrium-, calcium- en magnesiumchloride en een combinatie van twee van deze zouten.

Benodigdheden:

Vergruisd ijs

Natriumchloride

Calciumchloride

Magnesiumchloride

2 bekerglazen 300 ml

Thermometer

Roerstaafje

Maatcilinder

Ammoniumsulfaat

Werkwijze

1. Breng 80 gram vergruisd ijs in bekerglas. Voeg hieraan 10 ml water toe.
2. Zet de thermometer in bekerglas en meet de temperatuur.
3. Weeg 15 gram zout af en noteer de massa in de tabel.
4. Voeg de afgewogen hoeveelheid zout toe aan het ijswater in bekerglas. Roer tot het zout is opgelost.
5. Meet de temperatuur en noteer deze wanneer de laagste waarde is bereikt
6. Giet de zoutoplossing in een maatcilinder en noteer het volume.

Eindopdracht

Bedenk met welke twee zouten in welke hoeveelheden uit bovenstaande tabel je een koudmakend mengsel van -15 °C zou kunnen maken.

1. Maak de door jezelf bedachte oplossing met een combinatie van twee zouten en meet op dezelfde manier de vriespuntdaling.

Waarneming

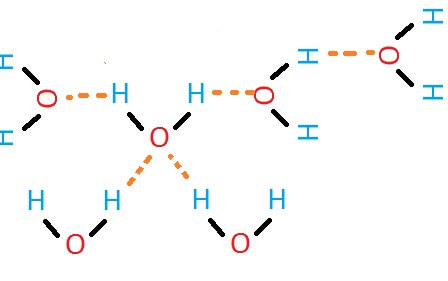
|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | Temperatuur ijswater | Hoeveelheid zout | Laagste temperatuur zoutoplossing | Volume zoutoplossing |
| Natriumchloride |  |  |  |  |
| Calciumchloride |  |  |  |  |
| Magnesiumchloride |  |  |  |  |
| Ammoniumsulfaat |  |  |  |  |
| Eigen mengsel |  |  |  |  |

Verwerking

Bereken uit je metingen de vriespuntdaling voor de vijf oplossingen. Vergelijk de berekende en gemeten waarden van de vriespuntdaling en verklaar de verschillen.

Door het experiment en de berekeningen heb je gezien dat het vriespunt van zuiver water lager wordt door toevoeging van zouten. Zuiver water bevriest bij 0 0C. Hoe dit in zijn werk gaat is goed te zien in de volgende animatie <http://biomodel.uah.es/en/water/index.htm> Bekijk deze.

In ijs zijn de watermoleculen netjes geordend in een zogeheten kristalrooster. In die toestand liggen de watermoleculen op een vaste plaats en worden bijeengehouden door hun waterstofbruggen. Als de temperatuur van vloeibaar water daalt, worden de watermoleculen naar deze vaste plaatsen getrokken en nemen ze hun plek in het kristalrooster in. Het water is dan bevroren. Dat gebeurt voor zuiver water bij ongeveer 0 0C. Maar waarom bevriezen zuivere vloeistoffen eerder dan oplossingen of mengsels? In zuiver ijs zitten geen opgeloste stoffen, alleen water. De moleculen kunnen daardoor relatief makkelijk hun plek in het kristalrooster innemen. Dat gaat minder makkelijk als er stoffen in het water zijn opgelost. Die opgeloste stoffen verschillen van vorm en lading en passen daardoor niet netjes in het kristalrooster van ijs. Iedere stof die is opgelost, verlaagt de ‘concentratie’ water (waar opgeloste stof zit, kan immers geen water zitten. Er zijn dus in de oplossing minder watermoleculen die kunnen overgaan van vloeibare naar vaste toestand.

Op dezelfde manier kan het smelten van een ‘bevroren’ zoutoplossing in vergelijking met ijs verklaard worden. IJs heeft een veel hoger smeltpunt dan de zoutoplossing doordat veel meer sterke waterstofbruggen gevormd zijn in het kristalrooster. Het kristalrooster heeft namelijk weinig tot geen verstoringen, want er zijn geen ionen aanwezig. In de zoutoplossing zorgen ionen wel voor die verstoringen en minder waterstofbruggen en zal het ‘zoutijs’ bij een lagere temperatuur dan 0 0C smelten.

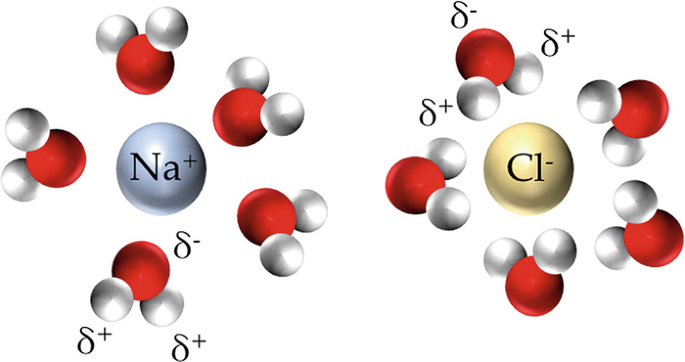
Opdracht 8

Teken vijf watermoleculen met waterstofbruggen.

Opdracht 9

Teken een natrium-ion en een chloride-ion,

beide met een watermantel.



Opdracht 10

Leg uit dat ook ureum, propaan-1,2-diol en ethaan-1,2-diol het vriespunt van water kunnen laten dalen.

Deze drie moleculen kunnen waterstofbruggen vormen met de watermoleculen door de NH-groep in het ureummolecuul en de OH-groepen die aanwezig zijn in het propaan-1,2-diol molecuul en ethaan-1,2-diol molecuul. Deze stoffen verstoren dus het vormen van waterstofbruggen tussen de watermoleculen onderling en zorgen er zo voor dat het water minder snel zal bevriezen en dus een vriespuntdaling laat zien.