

Vriespuntsverlagende werking door CaCl_2

Onderzoeksvraag

Hoe kun je het vriespunt van ijs zo laag mogelijk brengen?

Voorbereiding

Begrippen als achtergrond voor experiment

Vriespuntsverlagende werking

Materiaal + stoffen

10g CaCl_2
2 bekers met water
2 thermometers

Veiligheid

Etiketten

<p>Calciumchloride (0 aq) CaCl₂</p> <p>Waarschuwing H 319 P 305+351+338</p> <p>CAS 10043-52-4</p>

H/P zinnen

H-zinnen

H 319 Veroorzaakt ernstige oogirritatie.

P-zinnen

P 305+351+338 BIJ CONTACT MET DE OGEN: voorzichtig afspoelen met water gedurende een aantal minuten. Indien mogelijk, contactlenzen verwijderen. Blijven spoelen.

WGK code

WGK 1: zwak verontreinigend

Uitvoeren

Werkwijze

Vul een maatbeker van 200 ml telkens met ongeveer 50 g verbrijzeld ijs.
Breng onder de maatbeker een paar druppels water aan en zet de beker op de tafel. Voeg 1 lepel CaCl_2 en meng. Controleer de temperatuur. Laat de beker een tijd op de tafel staan en probeer de beker nadien van de tafel weg te nemen.

Waarneming (+ foto's)



Reflecteren

Optredende reacties

/

Besluit

Het toegevoegd CaCl_2 werkt vriespuntsverlagend en kan theoretisch de temperatuur doen dalen tot meer dan -30°C . Vriespuntsdaling is het verschijnsel dat de temperatuur waarbij een vloeistof vast wordt daalt als er andere stoffen in opgelost zijn.

De mate van vriespuntsdaling is niet afhankelijk van de soort opgeloste stof, doch alleen van het aantal opgeloste deeltjes. Hoe meer deeltjes er opgelost zijn, hoe meer het vriespunt van het oplosmiddel daalt. Dit verschijnsel vormt daarmee de basis voor de gladheidsbestrijding door middel van strooizout (pekkel).

Verder is de vriespuntsdaling afhankelijk van het oplosmiddel. Die afhankelijkheid heet de molaire vriespuntsdaling. Voor water is die constante $1,86 \text{ kg}\cdot\text{K}/\text{mol}$. De opgeloste deeltjes zijn:

- het aantal moleculen (uitgedrukt in mol per $1,0 \text{ kg}$ oplosmiddel) als de opgeloste stof niet splitst in ionen
- het aantal ionen (uitgedrukt in mol per $1,0 \text{ kg}$ oplosmiddel) als het een oplosbaar zout betreft.

Een in water oplosbaar zout levert een grotere vriespuntsdaling dan een stof die niet splitst in ionen. Als het water 'verzadigd' is en er geen zout meer kan oplossen: dan kom je aan $-21,1^\circ\text{C}$. Wil je beneden in twintig nog ijs wegstrijken, dan moet je het keukenzout (natriumchloride of NaCl) vervangen door calciumchloride (CaCl_2). Als dat oplost, levert één mol drie deeltjes (een calciumion en twee chloorionen) tegen twee bij keukenzout.

Strooizouten

Calciumchloride zorgt voor een grote vriespuntsdaling echter het is, wegens het dubbele aantal chloorionen, dubbel zo giftig voor planten als natriumchloride. En het is nog eens duurder ook. De strooidiensten gebruiken het dan ook alleen als ze wel moeten. Bovendien vreet het beton aan, net als twee andere goedkope zouten die wel eens gebruikt worden: ammoniumsulfaat (zeg maar kunstmest) en magnesiumchloride

Koppeling aan leerplan/nen

B18 Voor eenvoudige voorbeelden van chemische/fysische reacties het bijbehorend energiediagram interpreteren als voorbeeld van endo- of exo-energetisch proces.

Bronnen

Literatuur

<https://nl.wikipedia.org/wiki/Calciumchloride>

Film

<http://www.youtube.com/watch?v=Wk68ln3x9sE&feature=related>

