

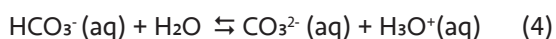
Temperaturens inverkan på havets förmåga att ta upp koldioxid

Foto: Wikimedia Commons

Havet är en av de större kolsänkorna i kolets kretslopp. I luften förekommer kol som koldioxid. Mer koldioxid i luften leder till att mer koldioxid tas upp av havet. Här är ett förslag på en laboration som går att göra tillsammans med eleverna.

Introduktion

Flera olika (jämvikts-)reaktioner sker då koldioxid tas upp i vattnet:



När koldioxid löser sig i vatten bildas oxoniumjoner, H_3O^+ enligt reaktionerna (3) och (4). Koncentrationen oxoniumjoner, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ökar. (Oxoniumjoner kallas även för vätejoner, H^+ .) En ökad oxoniumjonkoncentration leder till att värdet på $\lg[\text{H}_3\text{O}^+]$ ökar och att pH minskar. Lösningen blir surare. Om utandningsluft blåses ner i en vattenlösning kommer koldioxid att lösa sig i vattnet. Detta kan användas som en enkel övning för att simulera havsförurning.

Förförsök

Fyll en bägare med kallt kranvatten och en annan med varmt kranvatten. Tillsätt lika många droppar BTB till varje bägare (det ska bli blått). Blås ner utandningsluft i en bägare i taget och mät tiden för hur lång tid det tar innan lösningarna gulfärgas. I vilken bägare gick det snabbast?

Experimentell metod

Ett sätt att ta reda på hur mycket koldioxid som har tagits upp av vattnet är att mäta pH-värdet innan och efter att luften blåsts ner i vattnet. Därefter tillsätts så mycket av en basisk lösning (med känd koncentration) att det ursprungliga pH-värdet återfås. När oxoniumjonerna förbrukas förskjuts reaktionerna (3) och (4) från höger till vänster vilket leder till att reaktionerna (1) och (2) förskjuts åt vänster och koldioxid avgår som gas.

Om basen natriumhydroxid, NaOH , tillsätts sker då följande reaktion:



Denna metod kallas för syrabastitrering och vanligtvis används en byrett (Bild 1). Na^+ -jonerna är åskådarejoner och deltar inte i någon reaktion.

Analys av data

Eftersom man kan avläsa volymen tillsatt natriumhydroxid, $V(\text{NaOH})$, och dess koncentration, $c(\text{NaOH})$, är känd kan man beräkna substansmängden $n(\text{NaOH})$. Enligt reaktionsformel (5) är denna substansmängd ekvivalent med substansmängden oxoniumjoner.

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{NaOH})$$

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

Den substansmängd koldioxid som har tagits upp av vattnet är alltså $n(\text{CO}_2) = n(\text{NaOH})$.

Syfte

Att undersöka vattentemperaturens inverkan på havets förmåga att uppta koldioxid.

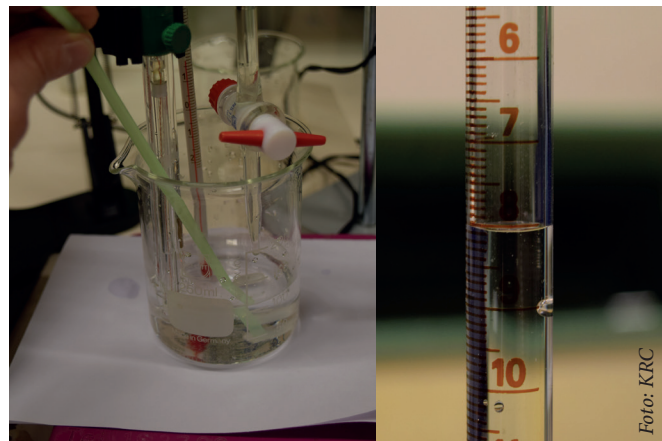


Bild 1: Luft som blåses ner i en bägare med byrett (t.v.) och avläsning av byrett som tömts på 8,1 cm³ (t.h.)

Foto: KRC

$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+]$
”p” betyder
negativa
tiologaritmen
och ”H” står
för $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Uppgift

1. Planera en laboration där ni undersöker temperaturrens inverkan på vattens förmåga att uppta koldioxid.
2. Utför och utvärdera er laboration vid nästkommande laborationstillfälle.

Fundera på

- Vilka förenklingar väljer ni och hur stor påverkan tror ni de har på resultatet?
- Formulera en frågeställning som ert experiment kan besvara.

Formulera ytterligare en frågeställning som ni skulle ha kunnat besvara om ni hade haft dubbelt så lång tid till ert förfogande i labbet.

Till Läraren

Eleverna kan göra laborationen som en öppen uppgift eller med hjälp av nedanstående instruktion.

Material

2 bägare 250 cm³, kristallisationsskål, sugrör, isbitar, värmeplatta termometer, stativ, klämmare, byrett, magnetomrörare, magnet, och pH-mätare.

Kemikalier

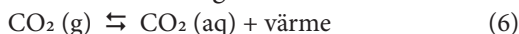
kalibreringslösningar, NaOH 0,020 mol/dm³, BTB, eventuellt salt (t.ex. NaCl).

Utförande

1. Häll 100 cm³ kranvatten i två olika bägare, som du markerar med A och B.
2. Fyll ett lite större kärl, t.ex. en kristallisationsskål, till hälften med isbitar och vatten. (För att öka kyleffekten kan man tillsätta salt i vattenbadet.)
3. Sätt ned bägare B i isbadet.
4. Kalibrera en pH-mätare.
5. Mät pH-värdet i bägare A. Låt pH-mätaren vara kvar i lösningen.
6. Mät temperaturen i bägare A.
7. Ta ett djupt andetag och blås med ett sugrör ner utandningsluften i bägare A. Blås inte alltför snabbt. För att försöket ska vara reproducerbart behöver du blåsa ner lika mycket luft i både bägare A och B.
8. Fyll en byrett med 0,020 mol/dm³ NaOH.
9. Tillsätt under omrörning NaOH till bägare A tills pH-värdet återgått till det som uppmättes innan utandningsluften blåstes ner i vattnet.
10. Använd volymen tillsatt NaOH för att beräkna substansmängden koldioxid som tagits upp av vattnet när luften blåstes ner i det.
11. Gör om punkterna 5 - 11 för bägare B.

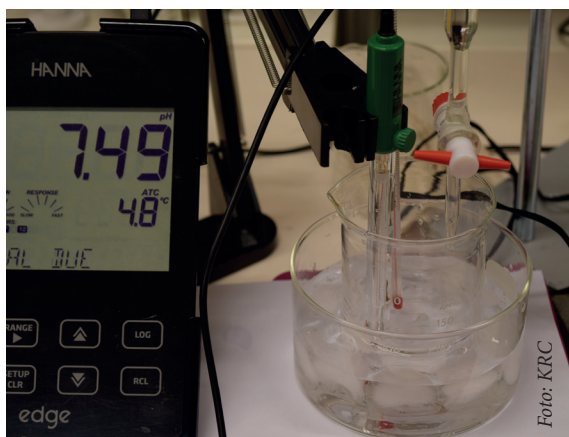
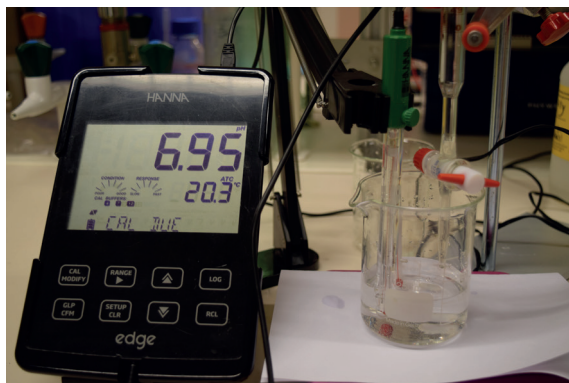
En till reaktionsformel

Kallt vatten löser gaser bättre än varmt vatten.¹



Det gör att reaktionsformel (6) förskjuts åt höger i kallare vatten och åt vänster i varmare vatten. Omvänt så minskar mängden löst koldioxid i varmare vatten.

1 Diagram över lösligheten av koldioxid i vatten vid olika temperaturer <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Solubility-co2-water.png>



Bilder: pH-värdet när utandningsluft bubblats ned i bägare vid rumstemperatur (överst) och i kylt vatten (nederst).

Exempel på resultat

Person 1

Bägare A: T=17 °C, V(NaOH) = 8,1 cm³

$$\Rightarrow n(\text{CO}_2) = 0,0081 \cdot 0,02 \text{ mol} = 0,16 \text{ mmol}$$

Bägare B: T=10 °C, V(NaOH) = 9,5 cm³

$$\Rightarrow n(\text{CO}_2) = 0,0095 \cdot 0,02 \text{ mol} = 0,19 \text{ mmol}$$

Person 2

Bägare A: T=20 °C, V(NaOH) = 11,0 cm³

$$\Rightarrow n(\text{CO}_2) = 0,011 \cdot 0,02 \text{ mol} = 0,22 \text{ mmol}$$

Bägare B: T=+5 °C, V(NaOH) = 16,0 cm³

$$\Rightarrow n(\text{CO}_2) = 0,016 \cdot 0,02 \text{ mol} = 0,32 \text{ mmol}$$