

Veckans föreläsningar- läsvecka 6



Onsdag 7 december – Kapitel 6. Syror och baser

Att läsa och göra: Se läslista och presentationen + Quizen: "Har jag förstått det som presenterades på föreläsningen om syror och baser?"

49 <i>Fö</i> <i>UJ</i>	Gaser, allmänna gaslagen, Avogadros lag	GASERS EGENSKAPER Powerpointbilder	Övningskompendium ideala gaser: I1-I13 <i>Uppgifter som går igenom: I1, I5b</i>
	Kemisk jämvikt Starka och svaga syror, pH Oxider Buffertlösningar	6: 217-235	6:29-33, 6:36, 6:40, 6:45, 6:47- 48, 6:53, 6.54 <i>Uppgifter som går igenom: 6:41, 6:44, 6:55</i>

Kap 6 Syror och baser

Kort repetition av vad som tidigare har sagts på kursen om syror och baser:

- Surt och basiskt ges av koncentrationen av vätejoner, H^+ ($= H_3O^+$, oxoniumjoner) respektive hydroxidjoner, OH^-
- pH är ett mått på surhet
- Rent vatten är neutralt och har pH-värdet 7 (lika många H^+ och OH^-)
- Sura lösningar har $pH < 7$ och innehåller fler vätejoner än hydroxidjoner
- Basiska lösningar har $pH > 7$ och innehåller fler hydroxidjoner än vätejoner
- Indikatorlösningar används för att enkelt bestämma ämnes surhetsgrad (färg avgör pH-värdet)

Kap 6 Syror och baser

Vanliga syror i industrin är:

H_2SO_4 (svavelsyra)
 HCl (saltsyra)
 HNO_3 (salpetersyra)
 CH_3COOH (ättiksyra)
 H_3PO_4 (fosforsyra)

Vanliga baser i industrin är:

NaOH (natriumhydroxid)
 NH_3 (ammoniak)

”Business to business kemikalier”

Dessa syror och baser säljs primärt enligt ”business to business”, det vill säga att en industri säljer till en annan industri som har syror/baser i processen men där slutprodukten inte är en syra eller bas.

Stora volymer produceras

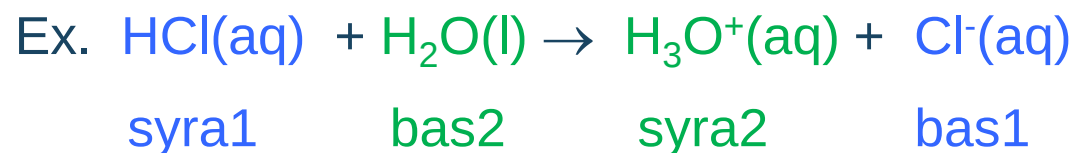
30 liter svavelsyra per person och år



Kap 6 Syror och baser

Allmänt - Syror och baser i vattenlösning - Korresponderande syra-bas par

En syra producerar vätejoner (protongivare):



- Korresponderande syra-baspar i reaktionen: HCl/Cl^- (syra1/bas1)
 $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ (syra2/bas2)
- Det finns alltid två syra-baspar i en syra/bas reaktion
- När en proton från en syra går över till en bas och vice versa kallas reaktionen för en **protolysreaktion**

Korresponderande syra-baspar

SYRA	BAS
HCl	Cl^-
H_2SO_4	HSO_4^-
HSO_4^-	SO_4^{2-}
HNO_3	NO_3^-
H_2CO_3	HCO_3^-
HCO_3^-	CO_3^{2-}
HAc	Ac^-
NH_4^+	NH_3
H_3O^+	H_2O
H_2O	OH^-
OH^-	O^{2-}

Kap 6 Syror och baser

Allmänt - Syror och baser i vattenlösning – Korresponderande syra-bas par

En bas producerar hydroxidjoner (protonupptagare): Ex. $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
(eller det bildas OH^- t.ex genom NaOH)

bas1syra2syra1bas2

Korresponderande syra-baspar i reaktionen: $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ (syra1/bas1)
 $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ (syra2/bas2)

Korresponderande syra-bas par förekommer i alla protolyser.

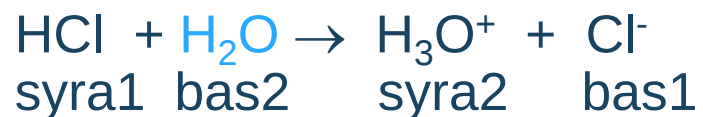
Exemplen vi gått igenom: HCl/Cl^- och $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ samt $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ och $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$

Kap 6 Syror och baser

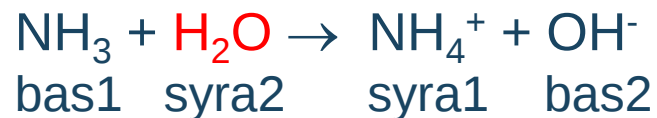


Amfolyter – ämnen som kan både vara en syra och bas (beroende på den kemiska omgivningen)

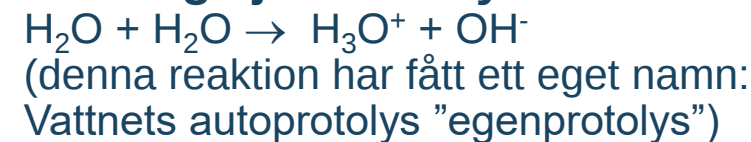
Att notera från exemplen är att H₂O är bas i en HCl-lösning



medan H₂O är en syra i en NH₃-lösning



Vatten är en amfolyt och kan reagera med sig själv i en syra-basreaktion:



Andra vanliga amfolyter:

HCO₃⁻, H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻, HSO₄⁻
(flerprotoniga syrors "mellanprotolyter" är amfolyter)



Kap 12 Syror och baser

pH-värde

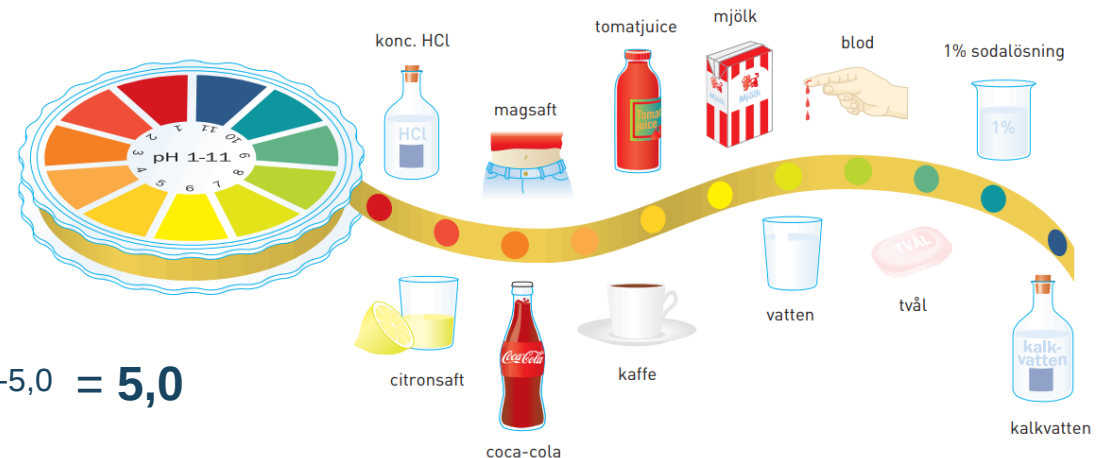
- Vi definierar pH som ett mått på surhet (vätejonskoncentrationen)
- pH-värdet anges, som vi tidigare pratat om, vanligtvis i intervallet 0-14.
(Låga pH = surt, höga pH = basiskt, neutralt pH = 7)
- pH-värdet kan mätas med pH-indikatorlösning, pH-papper eller pH-meter med elektroder (noggrant)

Enligt definition är $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ vilket ger $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

OBS! Hakparenteserna [] innebär att det är koncentration av ämnet i molar

Exempel: Om $\text{pH} = 2,0$ då är $[\text{H}^+] = 10^{-2,0} = 0,010 \text{ mol/dm}^3$

Exempel: Om $[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ då är $\text{pH} = -\log 1 \cdot 10^{-5,0} = 5,0$



Kap 6 Syror och baser

pOH-värde

Analogt med pH-värde kan man uttrycka hydroxidjonskoncentrationen som pOH

Enligt definition är $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$ vilket ger $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$

Exempel: Om $\text{pOH} = 1,0$ då är $[\text{OH}^-] = 10^{-1,0} = \mathbf{0,10 \text{ mol/dm}^3}$

Exempel: Om $[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ då är $\text{pOH} = -\log 1 \cdot 10^{-2,0} = \mathbf{2,0}$

Kap 6 Syror och baser



Vattnets jonprodukt

$2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ (vattnets autoprotolys) OBS! Dubbelpilarna $\rightleftharpoons$ betyder att reaktionen kan gå åt båda håll. Kallas en jämviktsreaktion

Vattnets jonprodukt definieras som $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2$ (vid 25 °C)

Logaritmering ger $\Rightarrow \text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \Rightarrow \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$

Exempel: Om pH-värdet i en vattenlösning är 4,5 vad är pOH-värdet?

$\text{pH} + \text{pOH} = 14$ om $\text{pH} = 4,5$ då är $\text{pOH} = 14 - 4,5 = \mathbf{9,5}$

Exempel: Om vätejonskoncentration är $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-8}$ vad är hydroxidjonskoncentrationen?

$\Rightarrow K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-14} / 1 \cdot 10^{-8} = \mathbf{1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3}$

Kap 6 Syror och baser

Starka syror och baser

Starka syror – avger alla vätejoner

HCl (saltsyra)

HNO₃ (salpetersyra)

H₂SO₄ (svavelsyra) (Stark syra när den avger första vätejonen)

Starka baser – avger alla hydroxidjoner

NaOH (natriumhydroxid, lut)

KOH (kaliumhydroxid)



Kap 6 Syror och baser

Svaga syror och baser

Svaga syror

Avger endast ett fåtal vätejoner i vattenlösningar. De flesta syror är svaga

Ättiksyra (CH_3COOH)

Ammoniumjoner (NH_4^+)

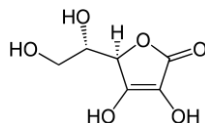
Askorbinsyra ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$)

Myrsyra (HCOOH)

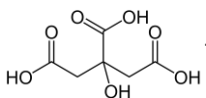
Citronsyra ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$)

Kolsyra (H_2CO_3)

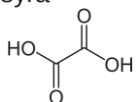
Oxalsyra m.fl. (COOH)₂



Tvåprotonig syra



Treprotonig syra



Tvåprotonig syra



Svaga baser

Genererar endast få hydroxidjoner i vattenlösningar. Dessa är alltid de korresponderande baserna till svaga syror

Acetatjon

Ammoniak

Askorbatjon

Formiatjon

Citratjon

Vätekarbonat- och karbonatjon

Väteoxalat- och oxalatjon



"Förpackning för ammoniak, flaska" is licensed under CC-BY-NC-ND 2.5

Kap 6 Syror och baser

Kemisk jämvikt råder för svaga syror och baser

Karakteristik för en kemisk jämvikt

- För att förstå reaktioner som inte sker fullständigt så måste man förstå kemisk jämvikt
- I vårt fall avges alla vätejoner hos de starka syrorna och baserna men inte hos de svaga
- Reaktionerna är dynamiska och fortsätter men förhållandet mellan reaktanter och produkter ändras inte. Jämvikt råder i systemet!
- En kemisk jämvikt indikeras med dubbelpilar $\rightleftharpoons$

Exempel: Svag syra HA i vattenlösning



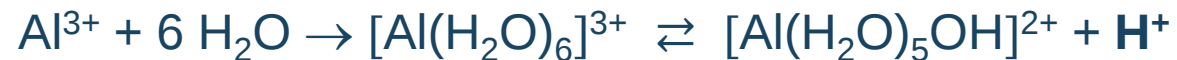
Jämviktspilar

Kap 6 Syror och baser

Hydratiserade metalljoner som syror – Står ej i boken!

Vissa metalljoner med hög positiv laddning ger starkt sura lösningar

Ex. Fe^{3+} -joner och Al^{3+} -joner hydratiserar (reagerar) i vattenlösning enligt:



Metalljon-vatten komplexen vill sänka laddning från +3 till +2 och det gör det genom att "slita sönder" en vattenmolekyl till OH^- och H^+ . OH^- binds in till komplexet och sänker laddningen medan H^+ frigörs och bildar sur lösning.

Kap 6 Syror och baser

Basiska och sura oxider – Står ej i boken!

Basiska oxider

Metalliska oxider är ofta basiska



Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₃ N ₂ O ₅	O	OF ₂
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₃ P ₂ O ₅	SO ₂ SO ₃	Cl ₂ O Cl ₂ O ₇
K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅ As ₂ O ₃	SeO ₂ SeO ₃	Br ₂ O
Rb ₂ O	SrO	In ₂ O ₃ In ₂ O	SnO ₂	Sb ₂ O ₅ Sb ₂ O ₃	TeO ₂	I ₂ O ₅
Cs ₂ O	BaO	Tl ₂ O	PbO ₂ PbO	Bi ₂ O ₃	Po	At

Sura oxider

Icke-metalliska är alltid sura



Blå – Basiska oxider

Gröna – "Neutrala" oxider (kan vara både syror/baser)

Röda – Sura oxider

Kap 6 Syror och baser

Salter som syror och baser

Salt kan innehålla joner som är syror eller baser. Vissa salter är neutrala

- Natriumklorid, NaCl – Neutralt då Na^+ och Cl^- är neutrala
- Ammoniumklorid, NH_4Cl – Surt då NH_4^+ är en svag syra och Cl^- är neutralt
- Natriumacetat, CH_3COONa – Basiskt då CH_3COO^- är en svag bas och Na^+ är neutral



"Salt Crystals" by Dawn Endico is licensed under CC-BY-SA 2.0.

Kap 6 Syror och baser

Syra-bas titrering (jmf laboration 3.1)

- Om man i ett prov med en okänd substansmängd stark syra (t.ex. HCl) tillsätter en känd substansmängd hydroxidjoner (t.ex. NaOH) tills $\text{pH} = 7$, då har man tillsatt lika mycket hydroxidjoner som det fanns vätejoner
- Titrerpunkten (ekvivalenspunkten eller stökiometriska punkten) kan avgöras med en lämplig pH-indikator eller pH-meter
- En pH-indikator är ofta en svag syra som har en färg när den är en syra (HIn) och en annan färg som bas (In^-). Ex. BTB-indikator är gul i sura lösningar och blå i basiska och grön i neutrala ($\text{pH} = 7,00$)

Titrerreaktionen: $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
eller $\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}(\text{aq})$

I titrerpunkten har man tillsatt lika mycket hydroxidjoner som det fanns vätejoner $n(\text{H}^+) = n(\text{OH}^-)$

I titrerpunkten är **pH = 7,00** vid titrering av stark syra/bas

Titrerpunkten kan bestämmas med en **indikator som ändrar färg med pH**



Kap 6 Syror och baser

Titreruppgift

Ex. Ett 100,0 cm³ prov med **X** mol HCl titreras med 0,100 mol/dm³ NaOH. Det åtgår 50,0 cm³ NaOH för att nå titrerpunkten (BTB-indikator: lösningen blir grön). Vad är koncentrationen HCl i det ursprungliga provet?

1. Titrereaktionen: $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ($1 \text{ mol OH}^- \Leftrightarrow 1 \text{ mol H}_3\text{O}^+$)
2. Beräkna substansmängd OH⁻ som åtgått: $n_{\text{OH}^-} = 0,100 \text{ mol/dm}^3 \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = \mathbf{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$
3. Beräkna koncentrationen H₃O⁺: $C = (1/1) \cdot n / V = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0,100 \text{ dm}^3 = \mathbf{5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3}$

Svar: Koncentrationen HCl är **0,050 mol/dm³**

Kap 6 Syror och baser

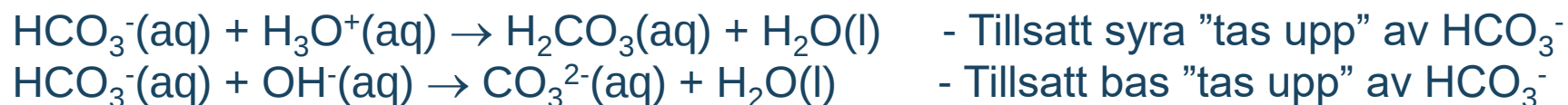
Buffertlösningar

Definition: En lösning som kan förhindra pH-ändringar fast man tillsätter lite syra eller bas till lösningen

Ex. Karbonatbuffert (vi har denna i våra kroppsvätskor för att hålla konstant pH)

Ingående ämnen: H_2CO_3 , HCO_3^- , CO_3^{2-} (H_2CO_3 är en tvåprotonig syra där HCO_3^- är en amfolyt)

Om lite syra eller bas tillsätts till lösningen sker "buffert-reaktioner":



Amfolyten HCO_3^- har förmågan att "neutralisera" vätejoner och hydroxidjoner och på så sätt blir pH-värdet stabilt

Sammanfattning - Kap 6 Syror och baser

* pH är ett mått på en lösningssurhetsgrad. I alla vattenlösningar är $\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$.

* Starka syror är i motsats till svaga syror fullständigt protolyserade.

* En syra-basindikator (HIn) är en svag syra där molekylen HIn har en annan färg än In^- .

* Vid kemisk jämvikt är reaktionshastigheten lika i båda riktningarna. En dubbelpil i en reaktionsformel visar att det vid jämvikt finns mätbara koncentrationer av ämnena i båda leden.

* Om en jämvikt störs genom ändring av en koncentration så sker en reaktion så att störningen motverkas och blandningen intar ett nytt jämviktsläge.

* Varje syra har en korresponderande bas. En stark syra motsvaras av en svag bas.

* En vattenlösning av ett salt är sur, neutral eller basisk beroende på jonernas protolys.

* Koncentrationen av en syra kan bestämmas genom titrering med en hydroxidlösning.

* En buffertlösning har förmåga att stå emot pH-ändringar vid tillsats av syra eller natriumhydroxidlösning.