

**LABORATIVT ARBETE:
BERED EN BUFFERTLÖSNING
NIKLAS DAHRÉN**



Grundprincipen vid beredning av en buffertlösning

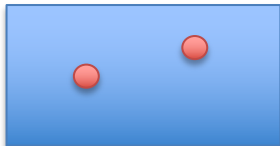
- ✓ När vi bereder en buffertlösning blandar vi en svag syra med dess korresponderande bas (den bas som syran också ger upphov till när protolyseras).
- ✓ **Acetatbufferten:** En vanlig buffert bildas när vi t.ex. blandar syran "ättiksyra" (HAc) med basen "natriumacetat" (NaAc). Det är dock enbart acetatjonerna (Ac^-) i saltet NaAc som fungerar som en bas och därför kan vi bortse från natriumjonerna och enbart skriva Ac^- i fortsättningen. Den buffert som bildas brukar kallas för en "acetatbuffert".



- ✓ **Proportionerna avgör buffertens pH-värde:** Om vi tar mycket av syran jämfört med basen kommer pH-värdet blir relativt lågt. Om vi däremot tar mycket av basen jämfört med syran kommer pH-värdet bli relativt högt. OBS: Vilket pH-värde det blir har också mycket att göra med den relativa styrkan hos syran resp. basen.
- ✓ **Det blir dock bäst buffertverkan** om vi tar ungefär lika stor mängd av syran resp. av basen.

När vi blandar syran med basen minskar koncentrationen av båda dessa (späds ut)

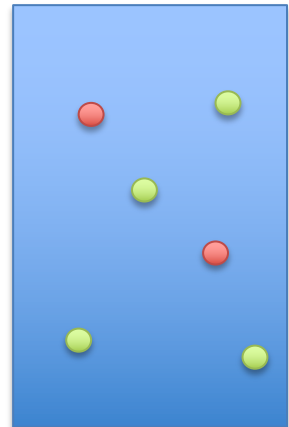
Syran: Ättiksyra



50 ml 0,10 M HAc



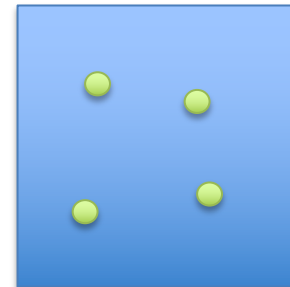
Buffertlösningen:
Ättiksyra + acetatjoner



150 ml buffertlösning:
0,033 M Hac
0,067 M Ac⁻



Basen: Acetatjoner
(natriumacetat)

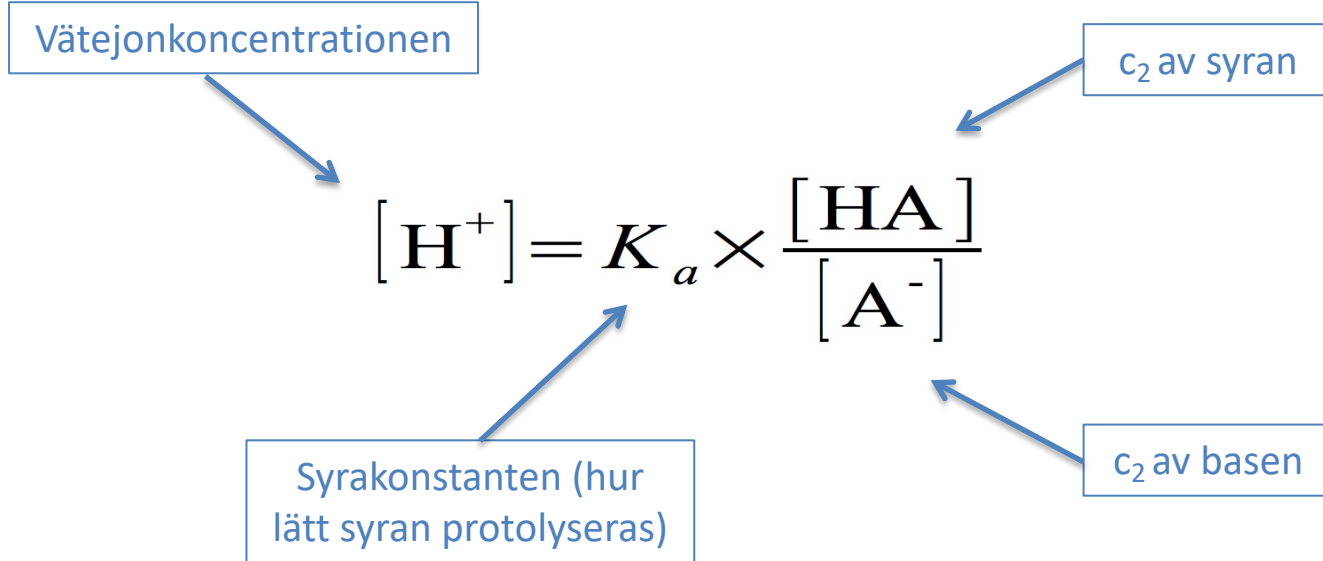


100 ml 0,10 M Ac⁻

$$c_2(\text{HAc}): c_1 \cdot V_1/V_2 = 0,10 \text{ M} \cdot 0,050 \text{ dm}^3/0,150 \text{ dm}^3 = 0,033 \text{ M}$$

$$c_2(\text{Ac}^-): c_1 \cdot V_1/V_2 = 0,10 \text{ M} \cdot 0,100 \text{ dm}^3/0,150 \text{ dm}^3 = 0,067 \text{ M}$$

Buffertformeln



Med hjälp av buffertformeln kan vi beräkna vätejonkoncentrationen (oxoniumjonkoncentrationen) och sedan kan vi med hjälp av följande samband beräkna buffertens pH-värde:

$$\text{pH} = -\log_{10} [H^+]$$

Protolys av ättiksyra och beräkning av ättiksyrans syrakonstant

- ✓ Protolys av ättiksyra (2 olika skrivsätt):



När vi tillsätter ättiksyra (i fast form) till en vattenlösning kommer ättiksyran bara protolyseras till viss del (det är en svag syra). Acetatjonerna som bildas fungerar som baser och plockar upp vätejoner/protoner vilket innebär att vi efter en liten stund kommer få en jämvikt där reaktionen går lika fort åt båda riktningarna.

- ✓ Formel för att beräkna syrakonstanten:

$$K_A = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

Syrakonstanten visar hur stark syran är. Ett lågt värde visar att jämviktsekvationen är förskjuten åt vänster och att vi därför har en låg koncentration av vätejoner/protoner (H^+) i lösningen eftersom syran enbart har protolyserats till viss del. **Ättiksyra är en svag syra och har syrakonstanten: $1,7 \cdot 10^{-5}$.**

Uppgift:

En acetatbuffertlösning bereds genom att 50 ml ättiksyra (HAc) med koncentrationen 0,10 M blandas med 100 ml av basen natriumacetat (NaAc) med koncentrationen 0,15 M. K_a för ättiksyran är $1,7 \cdot 10^{-5}$. Vad blir pH-värdet i bufferten?

Lösning:

1. Räkna ut rätt koncentration (c_2) av syran resp. basen efter att syran och basen har blandats med varandra (de har då blivit utspädda med varandra). Vi använder spädningsformeln för att göra detta ($c_1 \cdot v_1 = c_2 \cdot v_2$). Vi sätter in de kända värdena i formeln och räknar sedan ut c_2 genom att skriva om spädningsformeln.

	C_1	V_1	=	C_2 av HAc	V_2
HAc:	0,1 M	50 ml = 0,050 dm ³	$c_2 = \frac{c_1 \cdot v_1}{v_2}$	$0,10 \cdot 0,050 / 0,150 =$ 0,033 M	50 ml + 100 ml = 150 ml = 0,150 dm ³

	C_1	V_1	=	C_2 av Ac ⁻	V_2
Ac:	0,15 M	100 ml = 0,100 dm ³	$c_2 = \frac{c_1 \cdot v_1}{v_2}$	$0,15 \cdot 0,100 / 0,150 =$ 0,1 M	50 ml + 100 ml = 150 ml = 0,150 dm ³

Forts. lösning:

2. Vi sätter nu in de kända värdena i "buffertformeln" och räknar ut vätejonkoncentrationen.
3. I sista steget sätter vi in den beräknade vätejonkoncentrationen i "pH-formeln" och räknar ut pH-värdet.

$$[\text{H}^+] = K_a \times \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad [\text{H}^+] = 1,7 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,033 \text{ M}}{0,1 \text{ M}} = 5,61 \cdot 10^{-6}$$

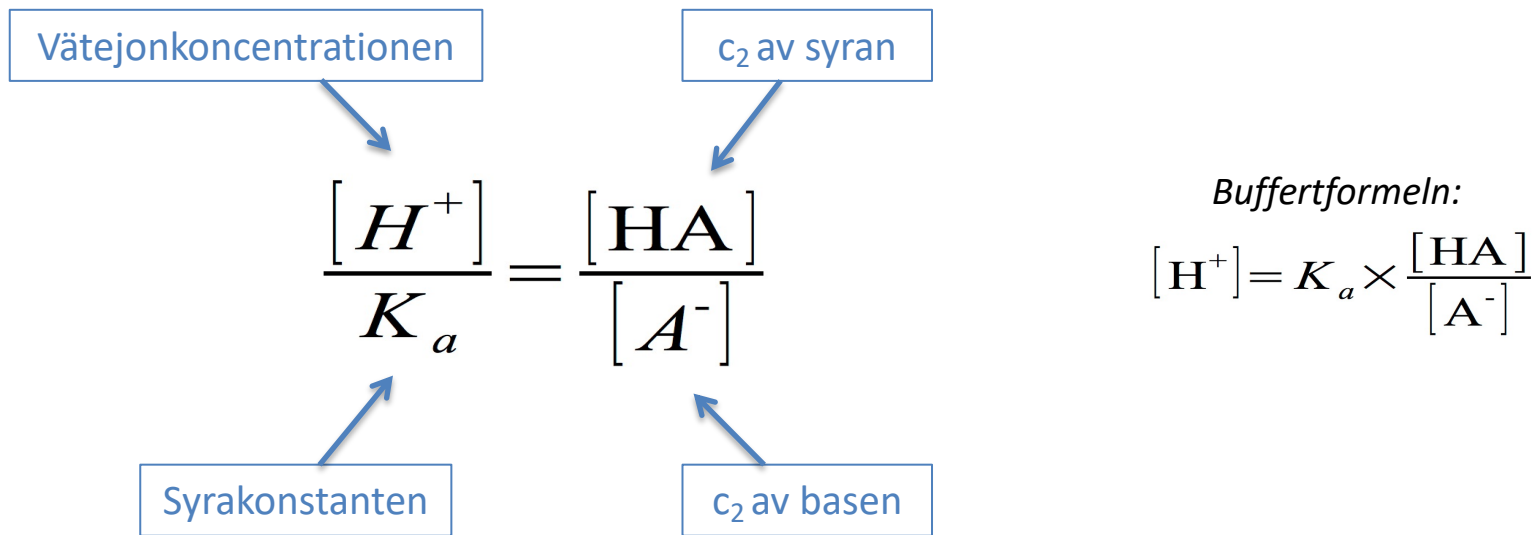
$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+] \quad \text{pH} = -\log[5,61 \cdot 10^{-6}] = 5,25$$

Svar: pH-värdet av vår buffert blir 5,25.

Med hjälp av ”den omskrivna buffertformeln” kan vi enkelt göra en buffert med rätt pH-värde

- ✓ **När vi bereder (tillverkar/blandar) en buffertlösning vill vi göra** en buffertlösning som har ett pH-värde som är anpassat till de molekyler som vi ska laborera med. T.ex. kan ett felaktigt pH-värde (för högt eller för lågt) påverka jon- och vätebindningar mellan sidokedjorna i ett protein (p.g.a. att laddningar ändras) vilket innebär att proteinet denatureras, förlorar sin 3D-struktur och därmed också sin funktion.
- ✓ **Med hjälp av den vanliga buffertformeln kan vi** (som har visats tidigare) beräkna vilket pH-värde en buffert har. Men det känns som onödigt arbete om vi först ska gissa vilka värden vi ska sätta in i buffertformeln för att vi ska få rätt pH-värde på vår buffert. Det blir en massa onödiga beräkningar tills vi kommer fram till rätt proportioner mellan syran och basen.
- ✓ **Istället kan vi skriva om buffertformeln och förenkla** den en aning. Vi kan då på ett mycket enkelt sätt beräkna hur mycket vi ska tillsätta av syran resp. basen för att få det pH-värde vi vill att bufferten ska ha.

Den omskrivna buffertformeln



- ✓ **Den här formeln visar att förhållandet mellan H^+ och K_a** är lika som förhållandet mellan syrans koncentration och basens koncentration. Den omskrivna buffertformeln använder vi när vi ska bereda en egen buffert med ett specifikt pH-värde och inte vill hålla på och testa oss fram!

Den omskrivna buffertformeln

$$\frac{[H^+]}{K_a} = \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Diagram illustrating the derivation of the buffer formula. The equation $\frac{[H^+]}{K_a} = \frac{[HA]}{[A^-]}$ is shown. To the right, two equations for c_2 are shown, both marked with a red 'X' and a circled V_1 in the numerator, indicating they are incorrect. The top equation is $c_2 = \frac{V_1}{2}$ and the bottom equation is $c_2 = \frac{V_1}{2}$. Blue arrows point from the c_2 terms to the $[HA]$ and $[A^-]$ terms in the main equation.

- ✓ c_1 är lika för både syran och basen om vi utgår från stamlösningar av syran och basen som har samma koncentration, t.ex. att båda har koncentrationen 0,1 M. Mitt tips är att göra det eftersom allt blir mycket enklare då!
- ✓ V_2 är lika för både syran och basen eftersom totalvolymen efter spädningen (c_2) blir lika för både syran och basen om vi blandar dessa med varandra.
- ✓ **Slutsats:** Det enda som skiljer mellan syran och basen är alltså V_1 , vilket är den volym vi tar av syran och basen till vår buffertlösning. Detta leder oss till en ännu enklare buffertformel...

Den omskrivna och förenklade buffertformeln när vi vill bereda buffertlösningar

$$\frac{[\text{H}^+]}{K_a} = \frac{V_1 (\text{syra})}{V_1 (\text{bas})}$$

Obs. c_1 måste vara lika för syran och basen för att denna formeln ska fungera.

- ✓ **Ovanstående formel används för att beräkna volymförhållandet** mellan syran och basen när vi ska göra vår buffertlösning. Om vi delar vätejonkoncentrationen med K_a -värdet får vi ut volymförhållandet mellan syran och basen (i %). Vi vet då hur vi ska gå tillväga för att kunna göra en buffert med det avsedda pH-värdet.
- ✓ **Denna formel fungerar dock enbart** om vi utgår från stamlösningar av syran och basen med samma koncentration (c_1 ska alltså vara lika för både syran och basen).

Tillvägagångssätt vid beredning av en buffert

1. **Gör stamlösningar:** Första steget är att bereda en stamlösning av en syra resp. en stamlösning av en bas med samma koncentration (det blir mycket enklare då!). T.ex. en syra resp. en bas med konc. 0,1 M.
2. **Bestäm lämpligt pH-värde:** Vi bestämmer sedan vilket pH-värde vi vill att buffertlösningen ska ha (beroende på vad vi ska ha bufferten till). T.ex. pH-värdet 4,7.
3. **Räkna ut vätejonkoncentrationen:** Vi räknar ut den vätejonkoncentration vårt valda pH-värde motsvarar, med hjälp av följande formel: $[H^+] = 10^{-pH}$
4. **Räkna ut volymen av syran resp. basen:** Vi räknar nu ut hur stor volym vi ska ha av syran jämfört med basen genom att använda den omskrivna och förenklade buffertformeln. Vi delar alltså vätejonkoncentrationen på K_a -värdet. Vi multiplicerar sedan svaret med 100 och får då ut i procent hur stor volym av syran vi ska ha jämfört med basen (obs. inte av totalvolymen!).

$$\frac{[H^+]}{K_a} = \frac{V_1(\text{syra})}{V_1(\text{bas})}$$

5. **Bestäm totalvolym och bered bufferten:** Vi bestämmer lämplig totalvolym av bufferten och räknar utifrån totalvolymen ut t.ex. hur många ml vi ska ha av syran resp. av basen. Till sist blandar vi syran med basen.

Uppgift:

Bered minst 500 ml acetatbuffert med pH-värdet 6,3. Utgå från stamlösningar av ättiksyra och natriumacetat som båda har konc. 0,2 M. K_a för ättiksyra är $1,7 \cdot 10^{-5}$. Hur stor volym ättiksyra resp. natriumacetat ska vi tillsätta till bufferten för att få rätt pH?

Lösning:

1. Vi börjar med att räkna ut den vätejonkoncentration som behövs för att få pH-värdet 6,3.

$$[H^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6,3} = 5,01 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

2. Vi räknar nu ut hur stor procentuell volym vi ska ha av syran jämfört med basen genom att använda den omskrivna och förenklade buffertformeln. Vi delar då vätejonkoncentrationen på K_a -värdet:

$$\frac{[H^+]}{K_a} = \frac{V_{1(\text{syra})}}{V_{1(\text{bas})}} \quad \frac{[H^+]}{K_a} = 5,01 \cdot 10^{-7} / 1,7 \cdot 10^{-5} = 0,029 = 2,9 \%$$

Ovanstående betyder: Om vi har 100 ml av basen så ska vi ha 2,9 ml av syran (= 2,9 %). Vi behöver minst 500 ml buffert i detta exempel så därför är det lämpligt att ta t.ex. 490 ml av basen och 14,2 ml av syran (= 2,9 %). Eller 486 ml av basen + 14,1 ml av syran (= 2,9 %).

Svar: Vi blandar t.ex. 490 ml av basen och 14,2 ml av syran. Då blir pH-värdet 6,3.



Se gärna fler filmer på:
kemilektioner.se
youtube.com/kemilektioner