En buffert-lösning har förmågan att balansera små tillsatser av syra och bas så att lösningens pH inte ändras. (för mycket)

En buffert gör man genom att använda en svag syra och dess konjugerande bas.

Man blandar lika stora delar av syra-formen och bas-formen.

Om förhållandet mellan basformen och syraformen är ett så är buffert verkan störst.

Då är pH =pKa.

En vanlig buffert är den som baseras på ättiksyra och dess konjugerande bas. Men man kan använda andra svaga syror.

Ättiksyra:

Ättiksyrans-konjugerande bas: om man vill mäta använda den konjugerade basen till en syra så tar man ett salt där den konjugerade basen ingår.

Tex saltet

Ka för Ättiksyra =

pKa för Ättiksyra=

Skriv reaktions formeln för när ättiksyra dissocierar i vatten:

|  |
| --- |
|  |

Skriv ett uttryck för jämviktskonstanten för reaktionen.

|  |
| --- |
| Ka= |

Skriv ner Hendersen Hasselbalchs formel

|  |
| --- |
|  |

Du gör en buffert genom att hälla i 0.5 mol av saltet i **en liter** av en lösning ättiksyralösning med koncentrationen 0.5 mol/liter.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| V=1 liter |  |  |  |  |
| I | 0.5 |  | 0.5 | 0 |
| C | -x |  | +x | +x |
| E | 0.5-x |  | 0.5+x | x |
| Slutkoncentration |  |  |  |  |

*OBS i rutorna står antal mol av molekylerna och i rutan längst upp till vänster anger man volymen. Man måste hålla koll på att det är mol som står i rutorna. För att få slutkoncentrationen så delar man med totala-slutvolymen.*

När man häller i lika många molekyler av syran som av dess konjugerande bas inställer sig en jämvikt enligt ICE-tabell ovan.

Beräkna H+ koncentrationen i buffert lösningen vid jämvikt. \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Beräkna slut-koncentrationen av

Beräkna slut koncentrationen av \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Beräkna pH i buffertlösningen vid jämvikt \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Du kan nu hälla i lite syra eller bas i din buffert utan att pH ändras mycket.

Uppgift:

Häll nu i 40 ml av en lösning med pH= 2.

Hur många mol H+ joner tillsätter du?\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

När du tillsätter dessa till din buffertlösning så inställer sig en ny jämvikt. Fyll i tabellen nedan och beräkna slutkoncentrationerna för samtliga partiklar i lösningen.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| V=1 +0.02 |  |  |  |  |
| I | 0.5 |  | 0.5 | 0.000018+0.0004 |
| C | -x |  | +x | +x |
| E | 0.5-x |  | 0.5+x | 0.000418+x |
| Slutkoncentration |  |  |  |  |

Beräkna slutkoncentrationen av samtliga partiklar som ingår i jämvikten.

X=-0.000399

Beräkna H+ koncentrationen i buffert lösningen . \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Beräkna slut-koncentrationen av

Beräkna slut koncentrationen av \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Beräkna pH i buffertlösningen vid den nya jämvikten \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Ph ändras mycket lite vid tillsats av 40 ml sur lösning med pH = 2.

Förklara varför:

Räkna ut hur mycket pH förändras om du tillsätter 60 ml av en lösning med pH=1.

Redovisa så prydligt du kan.

Det finns ett annat sätt att göra en buffert där man utgår bara från ättiksyra och en starkbas. Jämför med titreringen.