

pH-papper

Ett typiskt pH-papper är indränkt med en blandning av indikatorer för att få färgomslag vid ett flertal olika pH-värden, en så kallad universalindikator. Det gör att man får en hel färgskala där man kan bestämma pH med en noggrannhet på cirka en pH-enhet. För att pH-papperet ska ge bra utslag måste det fuktas av lösningen. Om man avser att testa sura eller basiska ämnen i gasform, till exempel vätekloridgas eller ammoniakgas, bör man först fukta papperet med rent vatten. Då löser sig de sura/basiska gaserna och kommer att reagera med indikatorerna.

Om man önskar en bättre noggrannhet måste man använda sig av en elektronisk pH-meter som kalibrerats mot kända pH-lösningar. Då uppnår man en precision som är cirka 0,1 pH-enheter eller bättre.

Säkerhet: Risk för stänk i ögonen och på kläder av stark syra och bas, men de görs lämpligen relativt utspädda.

Blanda en syra och en bas

Saltsyra är en stark syra och natriumhydroxid en stark bas. Därmed är båda ämnen mycket reaktiva. Vid reaktionen mellan dem förloras mycket energi. Det ämne som bildas, natriumklorid, är därför energifattigt och mycket stabilt. För att få ren natriumklorid måste mängderna (antal mol) syra och bas vara precis lika stora.

Reaktionen mellan syra och bas kallas neutralisation. När koksalt bildas blir resultatet faktiskt neutralt med pH 7. Begreppet neutralisation får dock inte tolkas så att reaktionsprodukten har neutralt pH, utan det är själva principen att syra och bas förbrukar varandra som avses. Till exempel ger neutralisation av natriumhydroxid med ättiksyra saltet natriumacetat, som har basisk reaktion.

I experimentet kan 0,1 mol dm³ vara en lämplig koncentration för HCl och NaOH. Det är viktigt att BTB verkligen blir grön. I annat fall innehåller lösningen rester av syra eller bas.

Aktivt kol binder organiska ämnen som BTB, men inte salter. Tillsatsen av aktivt kol med följande filtrering är därmed en effektiv metod att rena saltlösningen.

Säkerhet: Risk för stänk av hydroxid eller syra i ögonen och på kläder. Lösningarna är dock utspädda.

Leder salter ström?

För att ett ämne ska leda ström krävs två saker. Det ska finnas laddade partiklar och de måste vara rörliga. I metaller är elektronerna de partiklar som leder strömmen. I salter är det joner. I ett salt i fast form är emellertid jonerna bundna till fixa positioner. När saltet går i lösning blir jonerna rörliga och kan leda ström.

Man skulle kunna tro att elektronerna i elektroden fortsätter att vandra genom lösningen, men det sker inte. Elektronerna kan inte förekomma fria i en lösning. Därför måste laddningen överföras till (reduktion) eller tas från (oxidation) en molekyl i kontaktytan mellan lösningen och elektroden. Elektronerna i ledningen och jonerna i lösningen avlöser varandra i ett strömmens stafettlopp genom den slutna strömkretsen. Som en liten parentes kan nämnas att det finns joner som innehåller både positiva och negativa laddningar, till exempel en i varsin ände. Visserligen utsätts jonerna för dragningskrafter i spänningsfältet i lösningen, men åt olika håll. Jonen vandrar därför inte trots att den innehåller laddningar.

Säkerhet: Liten risk. Kopparsulfat är dock något giftigt varför man bör tvätta händerna efteråt. Kaliumnitrat i fast form får inte komma i kontakt med organiska ämnen, eftersom det finns risk för antändning.

Vilken metall har lättast för att avge elektroner?

Spänningsserien anger hur lätt metallerna kan avge elektroner. Ett mått på förmågan är normalpotentialen, som är den spänning som fås när en halvcell med metallen (till exempel jämvikten $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Mg}(\text{s})$ för magnesium) kopplas samman med normalvätgaselektroden (jämvikten $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2(\text{g})$). Normalpotentialerna för metallerna Ca till och med Ag är

Ämne	Jämvikt	Normalpotential
Ca	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2,87 V
Na	$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2,71 V
Mg	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,36 V
Al	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \leftrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66 V
Zn	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76 V
Fe	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44 V
Sn	$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14 V
Pb	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13 V
H	$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00 V
Cu	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34 V
Ag	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80 V

Säkerhet: Liten risk. Var dock noga med att instruera eleverna om att tvätta händerna efter hantering av bly.

Elektrolys av kopparkloridlösning

Utfällningen av koppar på katoden är väl synlig, ofta som ett brunsvart skägg. Den mörka färgen beror på att ytan är så ojäm och därför absorberar ljuset effektivt.

Vid anoden utvecklas klorgas. Undvik alltför stora mängder klorgas som kan irritera luftvägarna. Man kan påvisa klorgasen genom att hålla ett fuktat lackmuspapper vid öppningen. Klorgasen bleker färgen. Observera att för en elektrolyscell gäller minnesregeln PANK (Positiv = Anod, Negativ = Katod).

En elektrolyscell är en elektrokemisk cell där reaktionen drivs av en yttre spänningskälla. I en galvanisk cell har elektroderna motsatt polaritet. Ett galvaniskt element drivs av den inre, kemiska energin.

Säkerhet: Liten risk. Kopparklorid (eller kopparsulfat) är dock något giftigt varför man bör tvätta händerna efter laborationen.