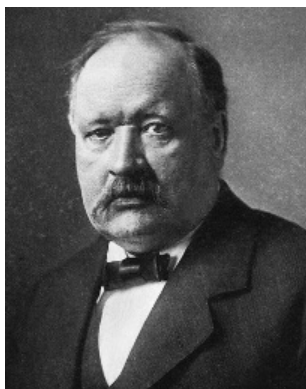


És molt àcid... però quant?

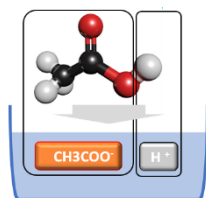


Svante August Arrhenius, va ser el primer científic suec en guanyar el premi Nobel.... i en calcular que si produïem CO_2 a un ritme prou elevat tindríem un escalfament de tot el planeta terra. Malauradament va tenir raó en aquest punt... i també en la idea que li va fer guanyar el premi Nobel:

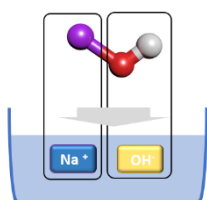
En reaccions entre àcids i bases, així com en altres reaccions, les molècules (elèctricament neutres) es parteixen en dues parts: una carregada positivament i l'altra negativament. Però la idea no va agradar gaire al principi. Tan poc que li van posar la pitjor nota possible en la defensa de la seva tesi doctoral!

Una mica de teoria

Les molècules no poden tenir càrrega elèctrica neta¹... però algunes es poden dividir en dues parts: una carregada positivament i l'altra amb la mateixa càrrega, però negativa. Gràcies a això podem, per exemple, fabricar bateries o recobrir metalls per tal que no s'oxidin (vegeu l'activitat Q2: electrodeposició). De totes aquestes substàncies n'hi ha dues d'especials, perquè també obliguen a l'aigua a partir-se en dos: els àcids i les bases... i precisament la forma en què es parteixen és el que distingeix àcids i bases.



Quan diluïm un àcid en aigua, com l'àcid acètic, un dels seus hidrògens prefereix enganxar-se a una molècula d'aigua que quedar-se amb l'àcid. D'aquesta forma la molècula queda carregada negativament i l'aigua positivament. Com que "aigua carregada positivament perquè té un hidrogen addicional" és un nom molt llarg, anomenem "hidroni" a la molècula d'aigua amb un hidrogen enganxat H_3O^+ .



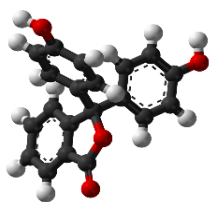
Mirem ara què passa amb una base com l'hidroxid de sodi.... doncs el mateix que amb els àcids! Però ara la molècula prefereix despendre-se'n no només d'un àtom d'hidrogen, sinó de tot un grup OH- anomenat grup hidroxil. En el nostre cas el sodi queda sol i, a diferència de l'àcid, queda carregat positivament. El grup OH^- , marxa, més a gust en dissolució que formant part de la molècula d'hidroxid de sodi.²

¹ Això no és del tot cert...al cap i a la fi tots els fenòmens electroestàtics es produeixen en arrencar electrons d'un material. Però faran tot el possible per despendre's de la càrrega sobrant, sigui amb una guspira o apropant-se a un altre material per tornar a ser neutres... una tempesta n'és un bon exemple!

² La clau de tot plegat està en el núvol d'electrons que defineix l'enllaç de les molècules... però això és una altra història per ser explicada en una altra ocasió.

Q1.- Àcids i Bases

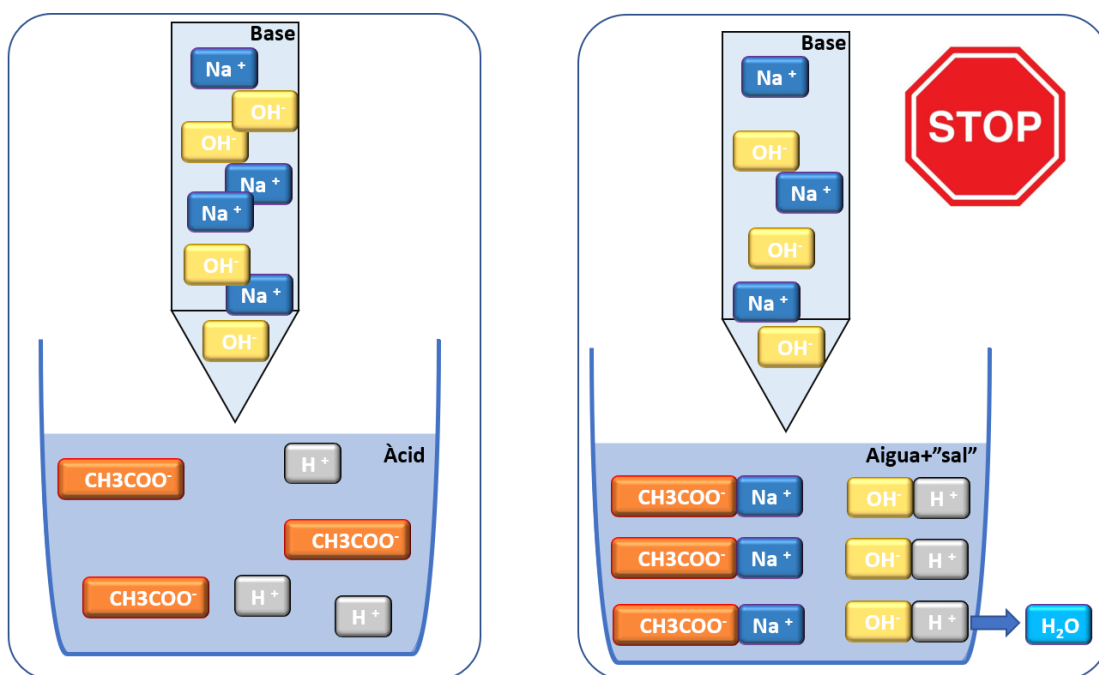
VISIONS: STEAM-FÒRUM



Però encara ens falta una tercera protagonista... és una molècula de nom força complicat: fenolftaleïna. Aquesta substància té una propietat molt interessant per nosaltres. Si una dissolució és àcida (té un excés d'ions hidroni) la fenolftaleïna és transparent, però si és bàsica (té un excés d'ions hidroxil) canvia de color i es fa d'un violeta intens. Donat que aquesta substància ens indica quan una dissolució és àcid o base, l'anomenarem *indicador*.

... I què passa ara si barregem un àcid i una base? Doncs que si encertem la proporció exacta de forma que el nombre d'ions positius hidroni (H_3O^+), sigui igual al nombre d'ions negatius hidroxil (OH^-), la solució no serà ni àcida ni bàsica: això és el que farem en el nostre experiment:

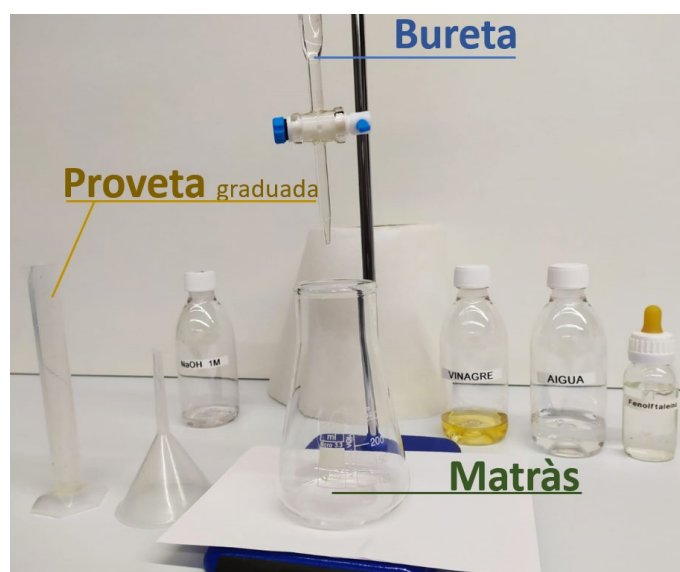
Deixarem caure una dissolució d'hidròxid de sodi (base) a sobre d'una dissolució d'àcid acètic fins que ambdues es neutralitzin. És a dir fins que cada ió hidroni (H_3O^+) tingui la seva parella hidroxil (OH^-) i per tant, en barrejar-se, tinguem senzillament aigua ($2\text{H}_2\text{O}$)... i això ho veurem gràcies al nostre indicador!



El nostre experiment

L'objectiu del nostre experiment és determinar quantes molècules d'àcid acètic tenim en una ampolla de vinagre, com el que comprem al supermercat.

Per fer això tenim una dissolució d'hidròxid de sodi que posarem a dintre una **bureta** i el deixarem caure dintre un **matràs** on tindrem la nostra dissolució de vinagre i l'indicador. Per tal de mesurar les quantitats de vinagre i aigua que posarem al matràs utilitzarem una **proveta graduada**. Amb ella podrem mesurar els volums de líquid d'una forma molt senzilla!



Mesurem!

Abans de començar comprovem que tenim tot el que ens fa falta per fer l'experiment. Si manca algun element demaneu-ho a la monitora o monitor.

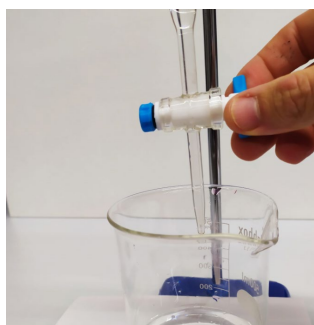
- Ampolla amb vinagre de la qual calcularem l'acidesa.
- Ampolla amb aigua: Per diluir el vinagre i veure més fàcilment el canvi de color de l'indicador.
- Ampolla amb una dissolució de NaOH (1M): per tal de poder neutralitzar l'àcid acètic.
- Matràs: on posarem la dissolució de vinagre i aigua.
- Bureta: on posarem l'hidròxid de sodi (NaOH).
- Proveta: per mesurar els volums de vinagre i aigua.

Ara cal fer uns petits preparatius abans de començar amb l'experiment:

- Mesurem un volum d'aigua de 20ml: per fer això omplim la proveta amb aigua, tot enrasant-la amb la marca de 20 mil·lilitres.
- Posem l'aigua dintre el matràs. Amb compte que no caigui res fora.
- Mesurem un volum de vinagre de 20ml: omplim la proveta amb 20 mil·lilitres de vinagre.
- Posem el vinagre dintre el matràs.
- Omplim la bureta amb la dissolució (1M) de NaOH. Per fer això utilitzarem l'embut que tenim a la taula. Ens caldrà omplir-la fins a la marca de 0ml que veureu a la bureta. Això pot resultar estrany perquè de fet la bureta està plena: però el que volem mesurar és la quantitat de NaOH que deixem caure!
- Si ens passem de llarg posem l'ampolla amb la dissolució de NaOH a la part inferior de la bureta. Obrim l'aixeta, i la tanquem quan el líquid estigui enrasat a 0ml.
- Per últim posem quatre gotes d'indicador a dintre el matràs on tenim el vinagre i l'aigua.



Comencem l'experiment! Ara ja podem començar a deixar caure la dissolució de NaOH dintre el matràs amb el vinagre i l'aigua destil·lada... d'una forma controlada!



- Obrim l'aixeta de la part inferior de la bureta. Un rajolí de dissolució de NaOH caurà dintre el matràs. Probablement deixant un rastre de color violeta. Tranquil·litat! Encara no ha canviat de color!

Q1.- Àcids i Bases

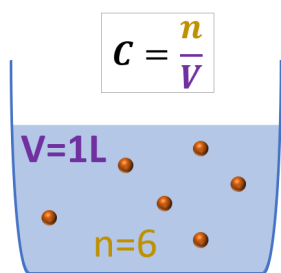
VISIONS: STEAM-FÒRUM

- Mentre deixem caure el rajolí agafarem amb molt de conte el matràs i donarem voltes per tal que el NaOH es dissolgui en el vinagre. Mentre ho va fent es veu el rastre violeta de l'indicador.
- En algun moment el rastre violeta serà més persistent. És hora de tancar l'aixeta i deixar caure la dissolució de NaOH a poc a poc.
- Finalment, arribarà un moment en què el color del líquid del matràs canviarà completament: és hora de parar!
- Ara podrem llegir de la bureta quanta dissolució de NaOH ens ha calgut per neutralitzar l'àcid. Apuntem aquest número.

Mil·lilitres de dissolució de NaOH 1M per neutralitzar l'àcid:

$V_{\text{NaOH}} =$ ml

Analitzem!

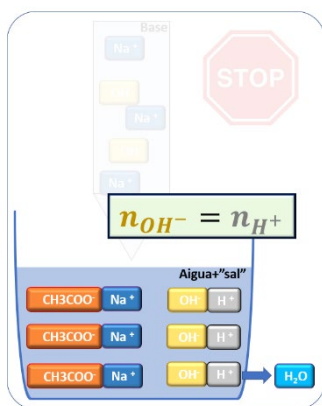


Abans de començar els nostres càlculs ens cal entendre que és una dissolució... i és molt fàcil. Suposem que en un litre d'aigua tenim, per exemple, hidròxid de sodi. Per fer-ho molt fàcil suposem que tenim només sis molècules d'hidròxid de sodi perdudes en un mar infinit de dissolució³. La concentració seria de $n=6$ molècules per litre, per tant $C = 6 \frac{\text{molècules}}{\text{litre}}$. Això vol dir que per calcular quantes molècules tenim en dos litres,

ens cal senzillament multiplicar les que hi ha en un litre per dos: tindrem 12 molècules en dos litres. És a dir, estem fent el càlcul $n = C \cdot V$

El problema és que una molècula és molt i molt poc. Per tant imaginem ara que cada esfera del dibuix és, de fet, un paquet amb moltes, moltes, moltes molècules, tantes com $6,023 \cdot 10^{23}$. A aquest paquet de molècules se l'anomena mol⁴. Per tant és més intel·ligent expressar una concentració en nombre de mols d'hidròxid de sodi (que anomenem solut), per litre de barreja d'aigua+Hidròxid de sodi (dissolució). A sobre, a la "concentració" l'anomenarem "molaritat" i l'escriurem amb una M. Per tant per saber el nombre n de mols de solut en una dissolució de volum v farem el càlcul:

$$n = M \cdot V$$



Ara ja estem preparades per quantificar el nostre experiment. Quan el nostre indicador ha canviat de color tenim el mateix nombre d'hidroxils (OH^-) que d'hidronis (H_3O^+), i exactament el mateix passarà amb el nombre d'ions d'àcid i base⁵.

Per calcular el nombre de mols d'àcid acètic que tenim al nostre matràs. Ho farem a partir del volum que hem llegit a la bureta i de la concentració molar de l'hidròxid de sodi. Donat que la dissolució d'hidròxid de sodi es 1M:

$$M_{\text{NaOH}} = 1 \frac{\text{mols de NaOH}}{\text{litre de dissolució}}$$

per calcular el nombre de mols d'àcid acètic en la dissolució ens caldrà fer el càlcul:

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = n_{\text{NaOH}} = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = \boxed{\text{mols}_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

³ Per ser clar: el volum és el de la dissolució sencera (aigua+NaOH). No és el volum de l'aigua només!

⁴ Ja podríem haver agafat un altre numeret... però que sigui aquest no és casualitat!!! S'ha escollit per tal que $6,023 \cdot 10^{23}$ àtoms d'hidrogen tinguin una massa d'un gram.

⁵ Amb el vostre permís, al dibuix li hem tret una aigua a l'ió hidroni, i per tant hem escrit només (H^+)

Vull saber més!

... podem calcular la concentració d'àcid acètic?

Molts cops no ens interessa el nombre de mols d'una dissolució concreta. Ens interessa quina concentració tenim. Nosaltres podem dividir ara directament el nombre de mols entre els 40ml de la dissolució de vinagre i aigua que tenim. Però molts cops veureu calcular la concentració en un sol pas. Com hem vist, just quan l'indicador canvia de color:

$$n_{NaOH} = n_{CH_3COOH}$$

Podem escriure aquesta equació també així:

$$M_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = M_{CH_3COOH} \cdot V_{CH_3COOH}$$

I per tant, com que sabem el volum de dissolució que tenim, calculem directament la molaritat de la barreja de vinagre i aigua així:

$$M_{CH_3COOH} = M_{NaOH} \cdot \frac{V_{CH_3COOH}}{V_{NaOH}}$$

Ara podeu calcular la concentració d'àcid acètic de la dissolució. Ànims!

... i el Ph?

L'aigua no és ni àcida ni bàsica... però això no vol dir que no tingui ions hidroni i hidroxil; l'únic que passa és que el seu nombre és exactament igual. I extremadament petit! La concentració de ions és de només

$$[OH^-] = [H^+] = 10^{-7} M$$

On estem utilitzant una notació més correcta per a la concentració: posem entre claudàtors la molècula de la qual estem donant la concentració. Com hem vist, un àcid es trenca incrementant el nombre de ions hidroni. Doncs bé, aquesta concentració és la que ens determina el Ph... però com que és taaant petita, farem el seu logaritme:

$$pH = -\log[H^+]$$

És a dir, el pH de l'aigua és pH=7: ni àcida ni bàsica, neutra. Si dissolem un àcid en l'aigua, el nombre d'hidronis creix i el pH... disminueix!!! Sí, sí, disminueix per culpa del signe negatiu davant del logaritme!

En el nostre cas un podria pensar: doncs bé, tenim la concentració de ions hidroni que hem calculat, fem el logaritme canviat de signe i ja està... però malauradament és una mica més complicat.

Quan l'àcid acètic està tranquil·lament en la dissolució, està compartint els seus ions H^+ amb l'aigua...però no tots!⁶ En equilibri només una part s'ha trencat, per tant la concentració de ions hidroni no serà igual a la concentració d'àcid acètic.

Probablement el càlcul per saber quants ions hidroni tenim en equilibri l'heu fet a classe, aquí només us donem el resultat final:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot [CH_3COOH]}$$

On la constant K_a (constant de dissociació de l'àcid) ens indica si l'àcid es dissocia molt o poc. Per tant, ara podeu calcular el pH de la vostra dissolució d'àcid acètic!

⁶ Com que l'àcid acètic no es dissocia completament, s'anomena àcid feble. Els que ho fan completament s'anomenen àcids forts, com l'àcid sulfúric.