

Exercici 1

• Compara en una taula els valors obtinguts per a cada solució amb els dos mètodes. Raona les diferències observades.

	A	B	C	D	E
Paper universal	0-1	4-5	5-6	9	10
pHímetre	1,27	4,31	5,43	8,79	10,01
pH standard	1,4	4,4	5,6	9	10

Les dades obtingudes varien respecte el valor que s'hauria d'haver assolit (pH standard) per la imprecisió dels instruments utilitzats.

Paper universal: és el més imprecís de tots. Simplement dona un valor aproximat. Influeix totalment la visió de l'observador per tant s'obté una dada totalment subjectiva. Serveix únicament per mesurar una aproximació sobre el valor en qüestió.

En l'observació del pH de la substància A, vam observar la imprecisió del sistema del paper universal al veure que, cada membre del grup interpretava un valor diferent. Això demostra les observacions abans esmentades. També vam observar un petit marge d'error amb la utilització del pHímetre.

pHímetre, va tenir un marge d'error d'aproximadament 0,13 respecte el valor standard de pH (1,4) de la substància A. És més precís i totalment objectiu, ja que les qualitats de l'observador no són necessàries per tal d'interpretar un valor el més fiable possible. Al ser l'únic aparell en el qual la observació del pH es fa de forma objectiva, direm que és l'aparell més fiable del que disposem per tal d'analitzar el pH de les substàncies estudiades.

Mitjançant la utilització del pHímetre, l'instrument més fiable que hem pogut utilitzar, hem observat que s'ha patit un error d'aproximadament 0,122 respecte el pH standard de cada una de les substàncies a analitzar. Només la substància E ha donat els resultats esperats amb un marge d'error matemàticament nul.

Exercici 2

• Explica els canvis observats en el color dels quatre indicadors segons la solució problema utilitzada.

Els indicadors són àcids o bases febles, generalment orgànics, que tenen la particularitat que la forma molecular i la seva forma ionitzada tenen colors diferents. En conseqüència, el color d'una solució que conté dissolt un indicador depèn del pH de la solució.

	A	B	C	D	E
pH	1.27	4.31	5.43	8.79	10.01
Blau de timol	Rosa	Groc	Groc	Blau	Blau
Blau de bromofenol	Groc	Lila	Lila	Lila	Lila
Roig de metil	Vermell	Vermell	Taronja	Groc	Groc
Fenoltaleïna	Incolor	Incolor	Incolor	Rosa	Rosa

A taula podem observar com cada indicador canvia de color en mesclar-se amb les substàncies que

ocupen els diferents tubs. Els colors estranys o lleugerament diferents poden ser deguts a imprecisions en el procés de l'experiment.

Aquest canvi de color be donat pel pKa de les solucions indicadores emprades. Aquelles que disposen de 2 pKa presenten dos canvis de colors en les solucions dels tubs d'assaig, mentre que aquelles que només tenen una, només presenten un canvi de coloració.

Així el Blau de Timol canvia dos vegades de coloració (rosa–groc–blau) segons el pH de la solució on es troba ja que té dos constants d'acidesa. La resta, Blau de bromofenol, Roig de metil i Fenolftaleïna, només tenen un pKa, i per tant només presenten un canvi de color, diferent segons l'indicador del que estem parlant.

El color canvia quan s'arriba a un pH igual al pKa indicador, que és la zona de viratge.

Exercisi 3

·Preparació d'una solució amortidora

Les solucions amortidores són solucions que es preparen al pH proper al pK de l'àcid que s'utilitza. Es fan servir a la majoria d'experiments bioquímics ja que tenen la capacitat de resistir les variacions de pH dins d'un rang proper al seu pK al afegir àcid o base, mantenint així estable el pH de la solució, i mantenint per tant les propietats de les substàncies biològiques amb què es treballa.

Reactius: Tris 1M

HCl 1M

Solucions estàndards de pH

Aigua destil·lada

Dades: Tris: PM 121,1 g/mol; pKa 8,08

HCl: densitat 1,19 g/ml; puresa 37%; PM 36.46 g/mol

Protocol experimental:

- Calcular el volum de Tris 1M necessari per obtenir 100 ml de dissolució a concentració final 50 mM.
- Lliurar el volum calculat a una proveta, amb una pipeta graduada.
- Afegir aigua destil·lada fins a 90 ml. Passar la solució a un got de precipitats i agitar-la amb un agitador magnètic.
- Rentar l'elèctrode amb aigua destil·lada, assecar-lo amb paper de filtre i introduir-lo en la solució de Tris, procurant que no toqui l'imant.
- Afegir gota a gota amb una pipeta graduada HCl 1M fins que el pH arribi i es mantingui en el valor 9. Retirar l'elèctrode. Anotar el volum afegit de HCl.
- Passar la solució a la proveta i ajustar el volum a 100 ml amb aigua destil·lada.

Exercicis:

1. Calcular les quantitats de Tris i de HCl necessàries per preparar les solucions originals de Tris i de HCl 1M a partir de Tris sòlid i HCl concentrat.

a) = 0,1211 g Tris sòlid/ml dissolució

Aquesta és la relació entre el solut i la dissolució que ens permetrà obtenir dissolució(1) de Tris 1M. Calculant el volum de dissolució(1) necessari per obtenir 100 ml de nova dissolució(2) a 50mM, podrem calcular la quantitat de Tris que cal per formar la dissolució(2).

= 5 ml. dissolució 1M

= 0,6055 g Tris sòlid

Calen 0,6055 g de Tris sòlid per elaborar 5 ml de solució 1M, amb els quals es podran obtenir 100 ml de solució Tris 50mM.

b)=

Calen 0,08284 ml HCl comercial (2) amb puresa del 37% per obtenir l'HCl pur(1) necessari per formar 1ml de dissolució 1M.

Experimentalment vam afegir un volum de 0,75 ml HCl 1M a la dissolució de Tris per rebaixar el pH a 9. Per preparar aquest volum es va necessitar:

= 0,0621 ml HCl de puresa 37%

2. Comparar el volum de HCl necessari per ajustar el pH amb el que es calcularia teòricament per portar la solució de Tris inicial 50mM del pH inicial a pH 9.

Calculem el pH inicial de la dissolució Tris 50mM:

$pK_a=8,08$! $pK_b=14-8,08=5,92$! $K_b= \text{antilog} (-pK_b) = 1,202 \cdot 10^{-6}$

$\text{Tris} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Tris}^+ + \text{OH}^-$

Inici 0,05 – – –

Equilibri 0,05-x x x

$1,202 \cdot 10^{-6} = ! x = 2,44 \cdot 10^{-4}$

$[\text{OH}^-] = 2,44 \cdot 10^{-4} \text{ M}$! $p\text{OH}_{\text{inicial}} = -\log 2,44 \cdot 10^{-4} = 3,61$! $p\text{H}_{\text{inicial}} = 14-3,61= 10,39$

Les concentracions de la solució en equilibri són:

$[\text{Tris}] = 0,05-2,44 \cdot 10^{-4}= 0,0498 \text{ M}$

$[\text{Tris}^+] = 2,44 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-p\text{H}) = 4,074 \cdot 10^{-11} \text{ M}$

S'afegeix una concentració de $\text{H}^+(\text{y})$, que provenen de HCl 1M, de manera que s'altera l'equilibri.

La reacció es desplaçarà per restablir aquest equilibri (LeChatelier).

Calculem la concentració de H^+ que cal afegir perquè el nou equilibri s'estableixi en pH 9.

$Tris^+ \rightleftharpoons Tris + H^+$

Inici $2.44 \cdot 10^{-4}$ 0.0498 $4.074 \cdot 10^{-11} + y$

Equilibri $2.44 \cdot 10^{-4} - x$ $0.0498 - x$ $4.074 \cdot 10^{-11} + y - x$

Sabem: $4.074 \cdot 10^{-11} + y - x = 10^{-9}$, ja que és la concentració final de protons quan el pH és 9.

Establim l'equilibri:

$K_a = 8.32 \cdot 10^{-9} = \frac{x}{5.126 \cdot 10^{-3}}$

La concentració de H^+ en l'equilibri és:

$[H^+] = 10^{-9} = 4.074 \cdot 10^{-11} + y - 5.126 \cdot 10^{-3}$

La concentració afegida(y) és:

$y = 5.126 \cdot 10^{-3} M$

Per tant, el volum de HCl 1M que cal afegir a 100 ml Tris 0,05mM perquè arribi a pH 9 és:

100 ml diss. = 0,5126 ml HCl

A la pràctica hem hagut d'afegir 0,75 ml HCl 1M per aconseguir pH 9, mentre que la teoria ens diu que hauríem d'haver afegit 0,5126 ml. Això pot ser degut a que el protocol experimental indicava afegir HCl en una dissolució de Tris de només 90 ml, en què aquest estava més concentrat, i això pot haver afectat l'equilibri. Pot ser degut també a que les dissolucions inicials no tinguessin la concentració exacta indicada, o també a la manca de precisió en les nostres observacions per determinar els 0,75 ml de HCl.

Exercisi 4

·Titulació de les solucions amortidores.

1.Representació gràfica de la variació del pH en en afegir HCl a cada una de les solucions tampó.

A)Observació del pK dins les corbes de les gràfiques.

·Tal i com es pot apreciar en les gràfiques anteriors l'efecte tampó és al voltant del seu pK.

En el cas del compost Tris(hidroximetil)aminometà el seu pK és al voltant de 8,08.Aquest compost depenent de la concentració tampona més o menys efectivament,peró en aquest cas és un tampó realment efectiu en les concentracions observades . L'efecte observable és que arriba a suportar l'inclusió d'entre 8 i 10 ml d'HCl. De fet s'ha necessitat 18 ml per a baixar el pH de 9 a 2.

En el cas del tampó fosfat 50 mM amb pK 7,51 tampona ampliament al voltant de 8 i 10 ml de HCl. Aquest compost depenent de la concentració tampona més o menys efectivament,peró en aquest cas és un tampó realment efectiu en les concentracions observades.És el tampó més eficaz ja que s'ha necessitat 24 ml de HCl per a poder baixar el pH9 a pH2.

En el cas del tampó fosfat 2 mM no arriba a tamponar ni dos ml de HCl demostrant que degut a la seva concentració, els ions (H₃O⁺) no és neutralitzen oscil·lant enormement del pH 9 del compost a 2,7 en només afegir-hi 2 ml de HCl.

2. Raonament de l'eficàcia dels tres sistemes tampó en les diferències trobades.

$$= \text{pH} / \text{ml HCl}$$

Tampó Tris

$$= \text{pH}(2-9) / \text{ml HCl}(18-0)! = -0,38$$

·En aquest cas el nombre resultant de la fórmula de l'eficàcia és l'intermitg. Per tant, es pot interpretar com el segon més eficaç dels tres compostos emprats.

Tampó fosfat 50mM

$$= \text{pH}(2-9,2) / \text{ml HCl}(24-0)! = -0,3$$

·En aquest cas el nombre resultant de la fórmula de l'eficàcia és el més elevat. Per tant, es pot interpretar com el més eficaç.

Tampó fosfat 2mM

$$= \text{pH}(2-9) / \text{ml HCl}(6-0)! = -1,160$$

·En aquest cas el nombre resultant de la fórmula de l'eficàcia és el menys elevat. Per tant el podem interpretar com el menys eficaç.

3. Raonament sobre els indicadors de pH més efectius.

·Obviament si les condicions de preparació de concentracions és l'adient, l'instrument per a mesurar el pH més eficient és el mesurador de pH electrònic (pHímetre).

No obstant, depen exclusivament de la necessitat d'establir uns resultats real per a pH's

Ja que podem utilitzar les tires reactives (per a determinar pH's orientatius o estàndards),

o bé utilitzar els mètodes col·lorimètrics per a determinar si segons la reacció i els colors que s'ens presenten treballem amb àcids, bases i si es neutralitzen entre elles i fins i tot determinar si treballem amb substàncies monopròtiques, dipròtiques o tripròtiques.

Una observació adient és el fet que els indicadors col·lorimètrics viren (cambien de color) allà on deixen de tamponar.

En el cas del Roig de Metil vira a toronja al pH 5,1. (és el viratge més clar) a on aquells elements deixen de tamponar en el pH abans esmentat.

En el cas de la Fenolftaleïna vira a un color blanquinos al pH 9,6.

En el cas del Blau de Bromofenol ens mostra un viratge força clar allà on els elements deixen de tamponar en el pH 4,0.

El Blau de Timol també mostra clarament els dos PH's (1,5-8,8) i l'efecte tamponador amb els elements barrejats (dos viratges tres colors).

Conclusió.

·En el treball de laboratori resulta adient treballar segons la conveniència dels resultats buscats, i per tant, és probable que sigui adient l'utilització dels tres mètodes. Sobretot, per la facilitat de poder contrastar dades observables tant com dades teòriques i dades mesurables.