

Sulfat de platí

Sulfit d'or 3

Difosfat de radi

Dicromat de beril·li

Peroxomonosulfat de manganés 4

Arsenat de mercuri 2

Hipiodit d'hidrogen

Acid peroxodisulfuric

Selenat de bismut 5

10) Corurfluorurperoxodifosfat de arsenic 3 i liti

Ortofosfat de franci

Metafosfat de plom 4

Metabora de níquel 2

Ortoborà de coure 2

Ortosilicat de cobalt 3

Diborà cianur d'or 1

Nítrat de níquel 2 pentahidrat

Ac perbromic

Hidrogenperoxodifosfat de bari

20) Clorurfluornitrit de cadmi i potasi

Oxi selenur de platí 2

Cianur d'hidrogen

Hidrogentiosulfat de bismut 3

Ac selenós

Hidroxid d'amoni

Peroxid d'estronci

Tris metaborat d'argent i radi

Hidur de plom 2

Disulfur de carboni

30) peròxid de beril·li

carbonat d'amoni

Ac selenós

Ac peroxodisulfúfic

Oxi clorur de sodi

Carbonat d'amoni

Hidroxid d'al·lumini

Trioxid de diïode

Peroxid d'estronci

Fluorur d'oxigen

40) Clorur d'hidrogen

Fluorurnitrurperoxonitrat de carmi i radi

Peroxonitrat de cadmi fluorur i radi

Hidrogensulfat de níquel 2

Trihidrogenortosilicat d'argent

Dihidrogenperoxodifosfat d'estronci

Tiosulfat de zinc

Bis(sulfat) d'alumini i potasi

Clorofosfat de magnesi

Hidroxinitrat d'argent i cesi

50) Clorur d'estany 2 decahidratat

Sulfat de zinc heptahidratat

Trioxid de dibrom

Peròxid de beril·li

Oxid d'alumini

Ac periodic

Hidròxid de níquel 3

Hidrogensulfit de cadmi

Cianur d'or 3

Metaborat d'argent

60) Borà

Nitrat de cobalt 2 pentahidrat

Oxisulfur de platí 2

Peroxodifosfat de bari

Ac fluorhídric

Dicromat de liti

Hidroxid de gal·li

Dioxid de carboni

Ac selenhídric

Dihidrogenortosilicat d'alumini

70) hidrogenfluorur de bari

peroxid de sodi

ió perclorat

Ac peroxomonosulfúric

Iodur de plom 2

Arsina

Tetraclorur de carboni

Hidroxid de bari

Sulfit d'al·lumi

Amoniac

80) Pentaclorur de fosfor

Ac sulfhídric

Ortoarsenit de plom 4

Peroxid de beril·li

Bromnitrat de coure

Nítrur d'argent

Ac peroxodisulfúric

Cianur de zinc

Ac hipoiódós

Silà

90) Hidrazina

Ac permangànic

Ac dicròmic

Ac peroxonítric

Metasilicat de plati 4

Manganat de magnesi

Peroxonitrat d'antimoni 5

Ortoborat de cesi

Clornítrurperoxodifosfat de plati 4 i radi

Bis peroxomonosulfat de bari i radi 100) Oxi bromurfluoruriodurperoxomonofosfat de cobalt 2, estany 4 i titani 3

GASSOS:

- No tenen ni forma ni volum determinat i tenen una densitat baixa comparada amb la dels sòlids i líquids. En el seu interior dominen les forces dispersives.
- La llei dels gasos ideals es fomenta en tres lleis: Boyle i Mariotte, Charles i Gay–Lussac, Avogadro.
- Boyle–Mariotte:

$$M i t = c t P = K \cdot 1/V$$

- Charles i Gay-Lussac:

$$M i p = c t V = V_0 + V_0 \cdot \delta \cdot t \quad V = V_0 (1 + \delta t) \quad \delta = 1/273,16$$

$$V_1 / V_2 = T_1 / T_2$$

- Avogadro:

$$P i t = c t V = K \cdot n$$

$$\text{Llei general } P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P \cdot \delta \cdot V = m \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot \delta = d \cdot R \cdot T$$

Barreges de Gassos:

$$\text{Fracció Molar} = \delta_i = n_i / n_t \quad p_i = \delta_i \cdot p_t \quad p_i / p_t = n_i / n_t$$

$$\text{Densitat de 1 respecte 2} = d_{1,2} = \delta_1 / \delta_2$$

Pressió de Vapor: Pressió que realitza el vapor del líquid amb el que està en equilibri. Depèn de la naturalesa del gas i de la T.

$$P_t = p_{\text{líquid}} \cdot p_v$$

Teoria cinètica-molecular:

- Un gas es format per moltes partícules per tant s'hi poden aplicar lleis estadístiques.
- Les partícules estan en continu moviment caòtic.
- Els xocs entre les partícules s'ignoren. Els xocs contra les parets són elàstics (cren la p).
- La v de les partícules es negligible.

$$v_i = v \text{ de partícules}$$

$$V = V \text{ del recipient } P \cdot V = 1/3 \cdot N \cdot m \cdot v_i^2$$

$$m = m \text{ de cada partícula } P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad E_c = 3/2 \cdot K \cdot T$$

$$N = n^\circ \text{ de partícules}$$

Equilibri líquid-gas:

- Està en equilibri quan no evoluciona amb el temps i les variables es mantenen ct.
- La velocitat de canvi d'estat és el n° de partícules que canvien d'estat per unitat de temps.
- L'equilibri dinàmic és l'equilibri al que tendeix el sistema després de modificar el V ó la P.

DISSOLUCIONS:

- Són barreges homogenies entre diferents substàncies. Pot ser binària, ternària, ... Segons l'estat físic es classifiquen en: gassoses (g-g, g-l, g-s) sòlides (s-s, s-g, s-l) i líquides (l-l, l-g, l-s). Poden ser

saturades (no admet més solut), concentrades (té molt solut) o diluides (té molt poc solut).

- Concentració: quantitat de solut per quantitat de dissolvent.

$$\% \text{ en massa} = m_s / m_D \cdot 100$$

$$\% \text{ en volum} = V_s / V_D \cdot 100$$

$$M = \text{molaritat} = \text{mols } s / l_D$$

$$M = \text{molalitat} = \text{mols } s / \text{kg } d$$

$$g / l = g_s / l_d$$

$$\delta_s = \text{mols } s / \text{mols } s + \text{mols } d$$

- Solubilitat: màxima quantitat de solut que admet el d per aquella t.
- Sals Hidratades: com calcular els grams de sal anhidra.

g sal anhidra

g sal hidratada \cdot = g sal anhidra

δ sal hidratada

- Equació química: és la representació d'una reacció. S'han de col·locar els estats físics dels reactius i dels productes. Existeixen els ions espectadors, aquests no canvien quan passen de reactius a productes:



El Cl i el Na són espectadors ja que no canvien.

- Reaccions de combustió: els productes són CO_2 i H_2O i els reactius són l'oxigen i un compost qualsevol.
- Reaccions d'àcid + base: els productes són H_2O + una sal i els reactius són una àcid i una base.
- Reactiu limitant: condiona la quantitat de producte que s'obtindrà. S'ha de comparar a nivell de mols.
- Rendiment del procés: quantitat de producte que s'obté / quantitat que s'hauria d'obtenir.

PRACTICA: PREPARACIO DE DISSOLUCIONS

1.- OBJECTIUS:

- Preparar dissolucions d'una determinada concentració a partir d'un sòlid i de dissolucions més concentrades.
- Posar en pràctica els coneixements de química que hem après fins al moment.

2.- MATERIAL

- Proveta
- Pipeta

- Balances
- Matràs aforat de 250 cm³
- Vas de precipitats
- Contagotes
- Espàtula
- Vareta de vidre o agitador
- Embut
- Pera

3.- PRODUCTES

- Àcids concentrats
- Sals minerals
- Sals hidratades

4.- FONAMENT TEÒRIC:

Inicialment, cal recordar les maneres més comunes (que són les que hem usat per aquesta pràctica) emprades per mesurar la concentració d'una dissolució. Aquestes són:

Molaritat	M	Expressa la relació entre mols de solut i litres de dissolució
Molalitat	m	Expressa la relació entre mols de solut i kg de dissolvent

Aquesta pràctica es basa en dissolucions i primer de tot cal definir aquest concepte, per tant, entenem dissolució com a mescla homogènia de diversos components i, per tant, monofàsica. Els components poden ser gasosos, líquids o sòlids. Els gasos són solubles en totes les proporcions, per això qualsevol mescla de gasos es pot considerar com una dissolució.

Un altre concepte que cal definir quan parlem de dissolucions és el de solubilitat i aquesta es defineix com a quantitat d'una substància necessària per obtenir una solució saturada. S'expressa en grams de solut per 100 grams de dissolvent.

Per finalitzar caldria nomenar, si més no, les propietats col·ligatives de les dissolucions, que són els canvis de propietats que experimenten les substàncies quan esdevenen dissolució; aquests canvis són bàsicament tres: descens de la pressió de vapor, augment del punt d'ebullició i descens del punt de congelació.

5.- DISCUSSIÓ DE RESULTATS:

Inicialment cal reproduir els càlculs efectuat per tal de trobar les masses i volums de les substàncies emprades. Per cadascuna de les parts de la pràctica són:

- Dissolució diluïda a partir d'una dissolució concentrada d'àcid:

250cm³Diss

- Dissolució de CuSO₄ a partir de CuSO₄·5H₂O:

$$250\text{cm}^3\text{H}_2\text{O} \frac{1\text{kgH}_2\text{O}}{1000\text{cm}^3\text{H}_2\text{O}} \frac{0,1\text{molsCuSO}_4}{1\text{kgH}_2\text{O}} \frac{1\text{molCuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1\text{molCuSO}_4} \frac{249,5\text{gCuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1\text{molCuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 6,4\text{gCuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

- Dissolució d'una sal sòlida:

Com es pot veure en els càlculs, en les dissolucions obtingudes a partir de dissolucions més concentrades sols cal saber el volum de la segona que conté els mols de solut necessaris per la primera. En això ens ajuda el fet que les concentracions estiguin expressades en forma molar, ja que així ens dóna la directa relació entre mols de solut i el volum de la dissolució.

A la segona part de la pràctica, cal remarcar que per calcular la part de solut que es necessitava per la dissolució, les molècules d'aigua agregades a la sal hidratada sols s'han tingut en compte al moment de determinar la massa d'un mol de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Això és, perquè aquestes molècules, en afegir aigua al solut, s'alliberen del complex molecular i passen a integrar part del dissolvent. Així doncs, la part de sal hidratada que passa a ser sal anhidra solut té menys massa que la sal hidratada pesada, però té la mateixa quantitat de mols de sal.

La tercera part de la pràctica no té res d'especial. Cal, en la part teòrica, conèixer quina és la massa de la sal àcida (NaHSO_3) que conté el nombre de mols que calen per obtenir la dissolució, segons les condicions demanades.

6.- CONCLUSIONS:

En resum, aquesta és més aviat una pràctica necessària per repassar com es fan en un laboratori els diferents tipus, segons la naturalesa dels solut i dissolvent, de dissolucions més usats i com es calculen les quantitats necessàries per fer-les. Ens ha calgut, també, recordar les diferents maneres d'expressar les concentracions d'una dissolució i com es fan les dissolucions, segons com estiguin expressades. Per acabar, també s'ha hagut de tenir en compte el comportament de les sals hidratades en dissolució.

PRACTICA: Comprobació de la llei de Hess

Objectiu:

- Determinació de el calor de dissolució o de reacció en diferents processos.
- Verificació de la Llei de Hess.

Fonament teòric:

Llei de Hess: El calor que s'absorbeix o es despren en una reacció química que té lloc a pressió i a volum constant és independent de les etapes per les que passi el sistema; depen únicament de l'estat inicial i de l'estat final. Per tant l'entalpia és una funció d'estat.

Com a resultat d'aquesta llei se'ns permet calcular la variació d'entalpia de diferents reaccions a partir de les variacions d'entalpia de reaccions conegudes. Per tal de completar el fonament teòric caldria també recordar un altre concepte que és el de Variació d'Entalpia (ΔH°): és la variació d'entalpia que té lloc en la formació/combustió/hidratació d'un mol del compost a partir dels seus elements en condicions normals (només recordar que les condicions normals equivalen a 1 atm. de pressió i 25 °C de temperatura).

Cal dir que el mètode que va proposar Hess per calcular la variació d'entalpia no és l'únic que existeix ja que també es pot calcular a partir de les energies d'enllaç entre els àtoms de la reacció. El problema d'aquest mètode és que només té en conte la energia per trencar i crear els enllaços però no té en conte les forces d'atracció que generen els àtoms degut a la seva proximitat en l'espai, i per tant, és més exacte és el mètode que va ser proposat per Hess.

Resposta a les qüestions i discussió de resultats:

- Les diferents entalpies calculades al laboratori són les següents:

$\delta H_1 = 9.3 \text{ kcal/mol}$; $\delta H_2 = 22 \text{ kcal/mol}$; $\delta H_3 = 13.9 \text{ kcal/mol}$.

- Si fem la suma, obtenim que $9.3 + 13.9 = 23.2 > 22$.
- Si partim amb aquestes dades inicials:

Per la dissolució d'HCl concentrat (D1): $= 1.18 \text{ g/cm}^3$; conc. del 35%; agafem 20 cm^3 .

Per la dissolució d'HCl diluït (D2): $= 1.014 \text{ g/cm}^3$; volum final de 250 cm^3 .

$$20 \text{ cm}^3 D1 \frac{1.18 \text{ gD1}}{1 \text{ cm}^3 D1} \frac{35 \text{ gHCl}}{100 \text{ gD1}} = 8.26 \text{ gHCl} \quad \frac{1 \text{ molHCl}}{36.5 \text{ gHCl}} = 0.23 \text{ molHCl}$$

$$250 \text{ mlD2} \frac{1.014 \text{ gD2}}{1 \text{ mlD2}} = 253.5 \text{ gD2}$$

$$\% \frac{8.26 \text{ gHCl}}{253.5 \text{ gD2}} 100 = 3.25\%$$

$$M = \frac{0.23 \text{ mol}}{0.25 \text{ l}} = 0.92$$

- Un dels principals motius que se'ns acut per justificar aquesta diferència no és precisament un error en les operacions, fetes segons unes fórmules abastament comprovades. Aquest motiu podria ser atribuït, doncs, a un error en el moment d'efectuar la part pràctica de l'experiència:

Un error com no prendre correctament les temperatures inicials i finals (gairebé només en el cas de les segones) en les diferents reaccions. Així doncs, en el nostre cas, podem suposar que en el cas de la segona reacció ens hem quedat un pèl curts en el moment de prendre la temperatura final, cosa més lògica que no pas pensar que hem pres increments de temperatura massa grans en els altres dos casos.

Un altre motiu (i de ben segur el més sentit i utilitzat) és el de la precisió del material: el fet que en els calorímetres s'hagi de tenir en compte el pes equivalent en aigua, els termòmetres d'alcohol (de menys precisió)... són elements que atorguen punts a aquest factor.

També tenim el factor del rendiment de les reaccions; és a dir, nosaltres calculem les entalpies en kcal/mol de NaOH suposant que la transformació d'aquesta base ha estat del 100%. I això, molt probablement, no hagi estat així, cosa que implicaria que l'entalpia experimental és diferent (i més petita) que la teòrica.

És difícil saber quines poden ésser les solucions a aquests diversos problemes. Creiem que, pel primer, només hi ha una possible situació, que seria la que correspon al mètode científic: repetir amb prou cura i diverses vegades cadascuna de les experiències un nombre de vegades suficient com per poder extreure'n un valor com a terme mitjà. Aquest seria un valor molt més aproximat que no pas el nostre. D'altra banda, però, aquesta solució té un clar problema de temps i és que no es pot repetir l'experiència diverses vegades en les dues hores de pràctica. Però aquesta és la teòrica millor solució.

Pel que fa al segon, no en farem cap comentari.

I respecte al tercer, caldria, un cop acabada l'experiència, calcular quin ha estat el rendiment del procés i efectuar el càlcul tenint en compte aquest percentatge.

- **Conclusions:**

En resum, aquesta és més aviat una pràctica necessària per tal de comprobar com s'aplica la Llei de Hess en un laboratori químic. Per tal que els resultats fosin els més exactes possibles, ens ha calgut, també, recordar les diferents maneres d'obtenir els valors de les calors de reacció, combustió, etc. Per acabar, també s'ha hagut de tenir en compte que la mesura del calorímetre no era exactament la que es solia agafar en altres anys i aquesta ha estat una petita modificació a la que ens hem adaptat sense gaires dificultats. En general es podria dir que la pràctica va servir per demostrar els apunts donats a classe de química.

PRACTICA: Valoració àcid–base

1.– Objectiu:

L'estudi de les principals característiques de les reaccions àcid–base, realitzar diferents càlculs de pH utilitzant indicadors i l'estudi d'una reacció de NaOH preparada a la pràctica.

2.– Fonament teòric:

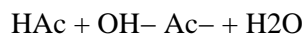
Realitzar la valoració d'una reacció àcid–base consisteix en determinar el volum d'una dissolució d'un àcid (o base) de concentració coneguda que cal per neutralitzar una dissolució d'una base (o àcid) la concentració de la qual desconexim. De valoracions àcid–base ens en podem trobar de molts tipus però les més normals són:

Valoració d'àcids forts amb bases fortes

El punt d'equivalència d'un àcid fort i una base forta és 7. Això ho podem veure perfectament en la següent gràfica que s'anomena corba de valoració àcid–base. En el nostre cas, i per tal de visualitzar correctament el canvi bruscat varem introduir un indicador (substància, generalment orgànica, que es caracteritza per tenir un color diferent quan es troba en medi àcid que quan està en medi bàsic). Qualsevol indicador que viri de color entre pH=10 i pH=4 serviria perfectament per trobar el punt final i per tal d'escollir l'apropiat consultarem la taula d'indicadors situada al final d'aquest apartat. Per calcular el pH d'aquesta dissolució, a més d'utilitzar un indicador per mostrar el pH, el podem calcular amb els mols que reaccionen. Si sobren mols de base el pH el calcularem com a $pOH = -\log [OH]$ ($14 = pH + pOH$) i si sobra àcid ho calcularem de la següent manera $pH = -\log [H_3O]$.

Valoració d'un àcid dèbil per una base forta

La valoració és diferent a l'anterior, ja que, apareix hidròlisi amb la sal que es forma. Ex: àcid acètic (àcid dèbil) amb una dissolució de NaOH.



L'augment de pH és ràpid al principi, però s'atura desseguida per culpa efecte *tampó*. S'arriba al pH=7 abans d'arribar al punt d'equivalència que s'asoleix en pH 8,9 (caràcter bàsic). A partir d'aquest moment, el NaOH en excés que s'hi afegeix fa variar el pH ja que no hi ha àcid acètic. Per determinar el seu pH s'hauria de calcular el pOH de la base forta que està en excés, que ho podem fer amb la concentració de OH ($pOH = -\log [OH]$) o fent servir un indicador com la fenoftaleína que vira entre 7,5 i 10.

Taula D'indicadors

Nom Interval de viratge Canvi de color

Àcid Base

Violeta de metil 0,5 – 1,5 Groc Blau

Blau de timol 1,2 – 2,8 Vermell Groc

Groc de metil 8,0 – 9,6 Groc Blau

Taronja de metil 2,9 – 4,0 Vermell Groc

Vermell de metil 3,1 – 4,4 Vermell Groc

Blau de bromotimol 4,2 – 6,3 Groc Blau

Vermell de fenol 6,4 – 8,0 Groc Vermell

Fenolftaleína 8,0 – 9,6 Incolor Lila

Timolftaleína 9,3 – 10,5 Incolor Blau

3.- Discussió de resultats:

Primera part de la pràctica:

En aquest apartat de la pràctica queda patent la utilitat de diversos indicadors i el seu comportament, segons el pH del medi on es trobin. Així, els analitzem amb mostres que aportin els tres medis diferents:

- Aigua (H₂O): aporta un medi neutre (pH=7).
- Àcid acètic (CH₃-COOH) i àcid clorhídric (HCl): aporten un medi àcid (pH<7), tot i que ho és més en el segon cas (és un àcid molt més fort que el primer).
- Hidròxid de sodi (NaOH) i amoníac (NH₃): provoquen un medi bàsic (pH entre 7 i 14), tot i que ho és més el primer que el segon (és una base més forta).

Si ens referim als indicadors obtenim que:

- Paper de tornassol: és un indicador molt efectiu a l'hora de determinar el pH numèricament de dissolucions, si bé el codi cromàtic que presenta no és radicalment diferenciat. D'altra banda, és un indicador poc pràctic a l'hora de fer les valoracions. Demostra, amb la gradació i en els resultats, la major o menor força dels àcids i les bases corresponents.
- Fenolftaleína: és un indicador claríssim i útilíssim per poder distingir si el pH d'una dissolució és de caràcter àcid o bàsic, ja que en el primer cas pren una coloració transparent i en el segon una rosa molt intensa. No serveix, però, per centrar-nos en aquesta escala.
- Zinc (Zn): no presenta un comportament molt diferenciat entre el del medi bàsic i el del medi àcid, si bé en el segon _després d'escalfar-lo_ sembla que reacciona desprenent bombolles.
- Carbonat de calci (CaCO₃): aquest indicador és encara menys precís que l'anterior, ja que no evidencia canvis.

Segona part de la pràctica:

En aquesta segona part de la pràctica cal tenir en compte les característiques dels indicadors, que hem demostrat a la primera part de la pràctica, les característiques de les reaccions àcid-base i el mètode com es fan les valoracions, per la qual cosa remetem a la introducció teòrica. Així doncs, sabent la quantitat d'hidròxid de sodi que ha reaccionat per neutralitzar l'àcid (punt en que la fenolftaleína _l'indicador seleccionat per aquesta part de la pràctica, ja que és el que demostra més clarament el canvi del pH del medi_ comença a pendre la coloració de medi bàsic) podrem saber quina és la quantitat d'aquest àcid.

La certesa del resultat d'aquesta pràctica hauria de ser fiable, ja que s'ha repetit tres vegades el procés de la valoració i s'han obtingut un resultat (quantitat d'hidroxid de sodi reaccionat) molt semblant en els tres processos. A partir d'aquests resultats i l'equació de la reacció, i mitjançant factors de conversió, hem deduït la concentració de la dissolució d'àcid clorhídric inicial.

4.- Conclusions:

En aquesta pràctica discernim i evidenciem la utilitat i practicitat de diversos indicadors, a l'hora de valorar el pH ja sigui de dissolucions, ja sigui de reaccions.

També posem en pràctica (i d'avançada als conceptes teòrics estudiats a classe) el mètode de realització de les valoracions, tenint en compte els resultats de la primera part al moment de triar l'indicador del punt de neutralització de la reacció.

PRACTICA: Precipitats: formació i redissolució

1) OBJECTIU:

Observació d'algunes reaccions de precipitació i redissolució de precipitats.

• FONAMENT TEÒRIC:

Primer de tot cal aclarir el concepte de dissoldre, que vol dir separar una substància en ions, aquests estan units per unes forces d'atracció electrostàtiques que, com més fortes siguin, més difícil seran de trencar i per tant menys fàcil de dissoldre aquella substància. Això es mesura amb un altre factor anomenat *solubilitat* i que correspon a la concentració de la solució saturada (està en equilibri amb un excés de solut sense dissoldre). La solubilitat depèn de diversos factors com:

* la natura del dissolvent:

* Apolar: format per molècules amb distribució simètrica de càrregues (CCl₄, C₆H₆...)

* Polar: format per molècules amb distribució asimètrica de càrregues (H₂O)

* la natura del solut:

* densitat de càrrega dels ions que formen el compost: si és baixa, fàcil de dissoldre; i si és molt alta gairebé és insoluble.

* el tamany relatiu dels ions: com més diferents els tamanys dels diferents ions de la molècula, més fàcilment es dissoldrà.

* la temperatura: en general són reaccions endotèrmiques, és a dir, un augment de temperatura les afavorirà.

En un procés de dissolució hi intervenen diferents energies:

* H_d (entalpia de dissolució d'una substància) que és la variació d'entalpia que té lloc en la dissolució d'un mol de la substància.

* E_r (energia reticular) és la mínima energia necessària perquè quedin lliures les partícules que formen un mol de la substància.

* Hh (entalpia d'hidratació) variació d'entalpia que té lloc en la hidratació de les partícules contingudes en un mol de la substància.

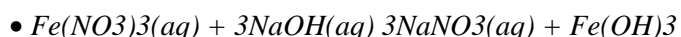
Cal definir una nova constant: en una solució aquosa d'un electrolit (àcid, base o sal) poc soluble, el producte de les concentracions dels ions procedents de l'electrolit, elevades als coeficients estequiòmètrics corresponents, és un valor constant que es representa per K_{ps} i s'anomena *constant del producte de solubilitat*. Només varia si variem la temperatura o la natura dels components.

Hi ha diverses maneres de provocar una dissolució i ho podem fer controlant en tot moment quina substància precipita i quina no, així podem recuperar algun ió o obtenir una solució diferent. Alguns d'aquestes mètodes es realitzen mitjançant el quocient de reacció (ajuntar dues dissolucions solubles que contenen un ió que pot formar una solució insoluble amb l'altre ió), per un ió comú en dues dissolucions, dissolució de precipitats (rebaixant la concentració d'alguna de les espècies iòniques en solució), o la precipitació fraccionada (separació dels diferents ions continguts en una dissolució, anant formant compostos insolubles que continguin aquests ions. Aquesta formació és esglaonada i per filtració podem separar les diverses substàncies) que es pot fer amb un sol agent precipitant o amb diferents agents precipitants.

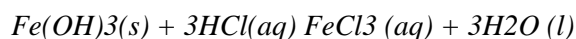
Caldrà remarcar també el concepte de substància amfòtera, ja que l'utilitzarem a la pràctica: és aquella espècie química, molecular o iònica, que es pot comportar com a àcid i com a base depenent de les circumstàncies i de la natura de les substàncies amb les que reacciona.

• QÜESTIONS:

1) Escriu totes les equacions químiques que tenen lloc i justifica l'aparició i redissolució dels precipitats, així com els colors dels sòlids i de les solucions. Anomena tots els complexos que apareguin.



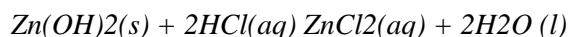
color taronja.



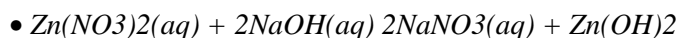
color llima, redissolució



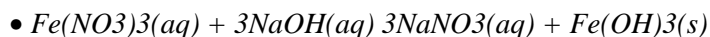
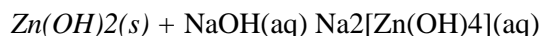
precipitat blanc



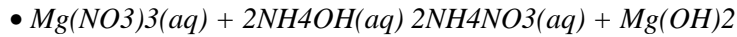
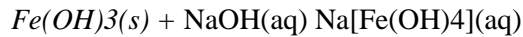
Es redissol i queda transparent.



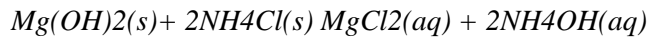
Precipitat blanc, que després es redissol perquè al continuar afegint NaOH, apareix tetrahidroxozinc (soluble):



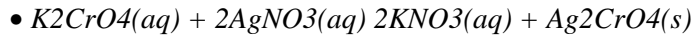
Precipita amb un color taronja molt fosc, després apareix un color més clar però apareix més precipitat.



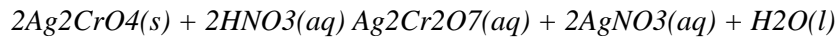
Apareix un precipitat blanc translúcid.



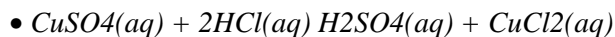
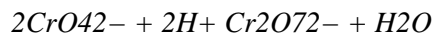
El sòlid es dissol i queda blanc transparent.



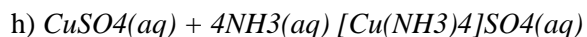
Inicialment el $K_2CrO_4(aq)$, és groc fosforito, després precipita i queda un color iode



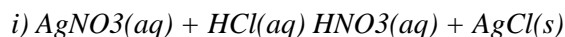
Queda un color taronja i es redissol. Es forma $Ag_2Cr_2O_7$ perquè els ions cromat i dicromat es poden interconvertir en solució aquosa segons l'equilibri:



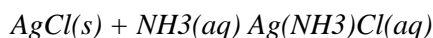
El clorur de coure (II) és soluble en clorhídric, per això no precipita. En posar un excés de l'àcid, es forma un complex de color groc-llima: el ió tetraclorocuprat (II): $[CuCl_4]^{2-}$



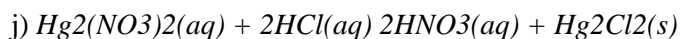
Primer apareix un color blau fluix amb impurificacions i posteriorment un blau més intens sense aquestes.



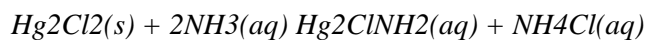
Apareix un precipitat blanc.



Apareix menys precipitat, perquè hi ha una petita redissolució.



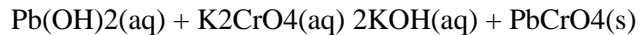
Precipitat blanc



Apareix una mica (molt poc) de Hg sòlid de color negre.



Apareix un precipitat blanc. Escalfem amb una mica d'aigua i es dissol.



- **Discuteix el possible caràcter amfòter del Zn(OH)_2 i del Fe(OH)_3 .**

El Zn(OH)_2 és blanc i pot passar fàcilment a tetrahidroxozinc, una substància fàcilment soluble. És una substància amfòtera.

El Fe(OH)_3 no és amfòter i és insoluble.

- **Discuteix la solubilitat del PbCl_2 amb la temperatura.**

Com més alta és la temperatura, més soluble és la substància, i això ens permet poder separar-lo d'altres substàncies no tant solubles o insolubles a temperatures més elevades, com el AgCl .

- **BIBLIOGRAFIA:**

- Apunts de classe.
- *Química COU*. Ed. Casals
- *Química analítica Cualitativa*. F.Burriel. Paraninfo S.A.

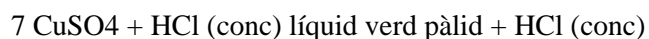
Análisis Inorgánico Cualitativo Sistemático. F. Buscarons, Ed.Grijalbo.**Objectiu**

L'observació d'algunes reaccions de precipitació i la realització de reaccions de redissolució.

- **Introducció Teòrica**

En aquesta pràctica varem treballar amb reaccions de precipitació, les quals consisteixen en la separació d'una solució en forma de precipitat. La precipitació d'un compost a partir d'una solució pot ésser aconseguida per diversos mètodes, tant físics com químics. Entre els primers, cal esmentar tant la concentració per evaporació de dissolvent com el refredament, els quals poden conduir a una sobresaturació. Entre els mètodes químics, el més emprat és l'addició d'un reactiu dit precipitant, el qual pot actuar formant un compost insoluble amb els ions o molècules existents en el medi considerat, o bé variant la polaritat d'aquest medi. Aquest compost insoluble pot ser, i generalment ho és, un complex. Un complex és un compost químic que conté un àtom o un ió central, generalment d'un metall de transició, acceptador d'electrons, voltat d'un grup d'ions o de molècules (anomenats genèricament lligands), donadors d'electrons. Aquest grup tendeix a conservar la seva identitat fins i tot en solució, bé que és susceptible de dissociació parcial. La càrrega elèctrica del complex és la suma algebraica de les càrregues de l'ió central i dels lligands, i hi ha complexos neutres, catiónics o aniónics. El major o menor desplaçament de l'equilibri en una reacció de formació de complexos fa que un complex sigui més o menys estable. Les geometries dels complexos més corrents són la quadrada (hibridació dsp^2) i la tetraèdrica (hibridació sp^3), per als metalls d'índex de coordinació 4, i l'octaèdrica (hibridació d^2sp^3) per als d'índex 6. La formació de complexos modifica les propietats de llurs constituents originals, en general exaltant la força àcida dels lligands i estabilitzant alguns estats d'oxidació anormals dels metalls. Els reactius orgànics més importants de la química analítica són lligands formadors de complexos, caracteritzats per llur selectivitat o especificitat i llur sensibilitat, llur solubilitat en solvents orgànics, o llur coloració intensa que permet la determinació absorciomètrica de molts metalls.

3 Resultats



Líquid de color groc canari

8 $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_3$ (2M) precipitat blanc + NH_3 (2M)

Líquid de color blau intens

9 $\text{AgNO}_3 + \text{HCl}$ (2M) Precipitat blanc flotant + NH_3 (20%)

Líquid cirtalí, precipitat al fons

10 $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_3 + \text{HCl}$ Precipitat blanc (térbol) + NH_3 (2M)

Líquid térbol amb precipitat blanc

11 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HCl}$ (2M) Precipitat blanc(térbol) + H_2O + calor

Líquid transparent + K_2CrO_4

Precipitat taronja intens (líquid taronja)

PRACTICA: Potencials normals. Pila Daniell

• **Objectiu:**

Predicció de la reaccionabilitat d'una sèrie de metalls amb HCl i HNO_3 utilitzant la taula de potencials normals.

Comprovació experimental de la predicció.

Determinació de la força electromotriu de la pila.

• **Introducció Teòrica:**

En aquesta introducció teòrica tractarem, bàsicament dos conceptes com són els de pila i potencials normals de oxidació–reducció. Considerem com a **pila** tot generador electroquímic que produeix una tensió contínua per acció d'una reacció química, tensió que va decreixent a mesura que la pila es va consumint. És anomenada també **pila elèctrica**, *pila galvànica* o *pila voltaica*. Essencialment es compon d'un electròlit i dos elèctrodes (positiu i negatiu), que constitueixen un parell voltaic. En 1836 John Frederic Daniell (Londres, 1790–id., 1845) químic britànic i professor en el King's College de Londres ideà un tipus de pila impolaritzable, amb dos líquids. El 1868 aparegué la pila de Leclanché, que és la que ha donat lloc a les utilitzades actualment. També cal esmentar les anomenades **piles de concentració**, basades en la variació d'energia lliure que té lloc en el transport d'una substància des d'un sistema de concentració elevada a un de baixa concentració. N'existeixen dos tipus: les *piles de concentració en els elèctrodes* i les *piles de concentració en l'electròlit*. Totes aquestes piles, d'electròlit líquid (anomenades *piles líquides*) han estat substituïdes per les *piles seques*. Una pila seca és la de *mercuri*, on el recipient és el pol positiu, d'acer, i el negatiu és de zinc. La tensió, d'1,35 V. Les *piles alcalines* són formades per un ànode de zinc de gran superfície, un càtode de diòxid de manganès i un electròlit d'hidròxid de potassi. L'ur tensió nominal, d'1,5 V.

El potencial normal o estandard d'una pila és aquell que es dona quan la temperatura és 298 K, $1,013 \cdot 10^5$ Pa de pressió i la concentració és 1M. Per tant podem dir que el potencial d'una pila depen de la concentració de la temperatura i de la pressió.

A continuació podem veure en tres etapes la reacció que es produiria en una cuba si hi introduïm un dissolució de clorur de sodi i hi fem circular electricitat (en l'última imatge podem veure com es despren clorur gas).

• **Resultats:**

• **Comenta els resultats i les reaccions obtingudes al laboratori.**

En aquest apartat de la pràctica, de fàcil resolució tant pràctica com teòrica, els resultats han estat fantàsticament coincidents entre teoria i pràctica, si bé en la majoria de casos ha calgut escalfar els tubs d'assaig. Ho podem resumir en aquest quadre:

	Reactius	Resultat teòric	Potencial	Resultat pràctic	Coincidència	Necessitat de calor	
Amb HCl	Coure (Cu)	No hi ha reac.	-0'34V	No reacció	Total	Sí	
		Alumini (Al)	Hi ha reacció	1'66V	Reacció	Total	Sí
		Estany (Sn)	Hi ha reacció	0'14V	Reacció	Total	Sí
	Amb HNO3	Coure (Cu)	Hi ha reacció	0'62V	Reacció	Total	Sí
		Alumini (Al)	Hi ha reacció	2'62V	Reacció	Total	No
		Estany (Sn)	Hi ha reacció	1'10V	Reacció	Total	Sí

En tots els casos, ens ha sigut indicativa l'aparició (o no) d'un producte en forma gas; ja sigui l'hidrogen molecular (H₂, inflamable), ja sigui el monòxid de nitrogen (NO, poc recomanable de ser respirat). En els casos en què apareixen ions Cu²⁺ també s'observa el canvi de color del medi, propiciat per la mateixa coloració d'aquests ions.

• **Comenta els resultats obtinguts amb la pila Daniell.**

De primer moment, ens hem trobat que el potencial de la pila inicialment muntada no era coincident amb el conegut per processos teòrics (1'10V), sinó que era inferior a la meitat (4'2V). En un segon muntatge (amb noves dissolucions i elèctrodes més nets), ens trobem que aquest potencial pràctic (1,02V) sí que s'ajusta més al teòric i el donem com a vàlid.

No tenim una teoria que pugui explicar el perquè de la incoherència pràctica del primer resultat, si bé podrien destacar-se, aïlladament, alguns factors:

- La poca superfície de reacció dels elèctrodes fa que el pas d'electrons sigui menor i _per tant_ el potencial de la cel·la, inferior.
- Algun possible error en el voltímetre (ha repetit la xifra en determinar altres potencials).
- Un possible problema en les dissolucions de les cubetes.

El pas difícil dels ions pel pont salí (a causa d'un possible excés de cotó fluix) pot reduir la velocitat de

$$20\text{cm}^3 D1 \frac{1'18\text{gD1}}{1\text{cm}^3 D1} \frac{35\text{gHCl}}{100\text{gD1}} = 8'26\text{gHCl} \quad \frac{1\text{molHCl}}{36'5\text{gHCl}} = 0'23\text{molHCl}$$