



Coordinación
General de la
División del
Bachillerato
UMSNH

MANUAL DE PRÁCTICAS QUÍMICA INORGÁNICA II



**CONSEJO DE ACADEMIA DE QUÍMICA
2022-2024**

ESCUELA PREPARATORIA: _____
NOMBRE DEL ALUMNO(A): _____
PROFESOR(A): _____

ADMINISTRACION CENTRAL

Rectora: **Dra. Yarabí Ávila González**

Secretario General: **Dr. Javier Cervantes Rodríguez**

Secretario Académico: **Dr. Antonio Ramos Paz**

Secretario Administrativo: **Dr. Edgar Martínez Altamirano**

Secretario de Difusión Cultural y Extensión Universitaria: **Dr. Miguel Ángel Villa Álvarez**

CONSEJO ACADÉMICO DEL BACHILLERATO NICOLAITA

Coordinadora General de la División del Bachillerato: **Mtra. María Eréndira Zacarías Zepeda**

Colegio Primitivo y Nacional de San Nicolás de Hidalgo: **Dra. Janeth Morales Cortés**

Escuela Preparatoria "Ing. Pascual Ortiz Rubio": **Mtra. Tania Patricia Bucio Flores**

Escuela Preparatoria "José María Morelos y Pavón": **Dra. Rosa Vanessa Sánchez Ojeda**

Escuela Preparatoria "Isaac Arriaga": **Mtro. Christian Israel Bocanegra Díaz**

Escuela Preparatoria "Melchor Ocampo": **Dra. Laura Alejandrina Acosta Urzúa**

Escuela Preparatoria "Lic. Eduardo Ruíz": **M. V. Zirahuén Eliel Montaña Álvarez**

Escuela Preparatoria "Gral. Lázaro Cárdenas": **Q.F.B Iván Dávalos Chávez**

**CONSEJO DE ACADEMIA DE QUÍMICA
2022-2024**

Colegio Primitivo y Nacional de San Nicolás de Hidalgo: **Mtro. Moisés García Mendoza**

Escuela Preparatoria “Ing. Pascual Ortiz Rubio”: **Mtra. María del Rocío Romero Gómez**

Escuela Preparatoria “José María Morelos y Pavón”: **Mtra. Blanca Estela Gómez Pamatz**

Escuela Preparatoria “Isaac Arriaga”: **Mtro. Manuel Calderón Ramírez**

Escuela Preparatoria “Melchor Ocampo”: **L.N. Sandra Ivonne Lozano Madrigal**

Escuela Preparatoria “Lic. Eduardo Ruíz”: **Mtro. José Alejandro Díaz Gaona**

Escuela Preparatoria “Gral. Lázaro Cárdenas”: **Mtra. Tsanda Sánchez Rico**

El diseño de este manual responde a las necesidades de actualización de la materia de Química conforme a la Reforma del Bachillerato Nicolaita aprobada por el H. Consejo Universitario de la Universidad Michoacana en el año 2021, y ha sido posible gracias al apoyo de profesores y técnicos académicos que con sus opiniones y observaciones han enriquecido cada uno de los experimentos que aquí se presentan.

Colaboradoras y colaboradores:

Mtra. Hermelinda Molina León
Mtra. Fabiola Monreal Gallinar
Dra. Isaura de Jesús Magaña Martínez
Ing. Juan Martín Camargo Nateras
Q.F.B. Dalia Ireti Meza Castellón
Q.F.B. Guadalupe Malvaes
Mtro. Edgardo Infante García
Q.F.B. Rufino Osorio Márquez
Q.F.B. Cecilia Boyzo Patiño

Mtra. Araceli Méndez Rosales
Mtro. Luis Fernando Romero Gómez
Mtra. Alma Yadira Albarrán Jaime
Mtro. Francisco Arreola Cortés
Mtro. Cesar Tena Guido
Q.F.B. María Esther Saldaña Mandujano
Mtro. Alejandro Cervantes Alcantar
Q.F.B. Ernesto Cuitláhuac Báez Villegas

LISTA DE PRÁCTICAS

I. CATIONES Y ANIONES -----	9
II. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS-----	12
III. ELECTROQUÍMICA -----	18
IV. REDOX -----	22
V. ESTEQUIOMETRÍA I -----	27
VI. ESTEQUIOMETRÍA II-----	32
VII. TIPOS DE SOLUCIONES-----	34
VIII. SOLUCIONES VALORADAS -----	39
IX. pH , INDICADORES Y SOLUCIONES BUFFER-----	43
X. NEUTRALIZACION, HIDRÓLISIS Y ELECTRÓLISIS-----	46

Tabla periódica de los elementos

grupo 1

período 1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

metaloideos

metales alcalinos

no metales

halógenos

gases nobles

elementos d

desconocidos

masas de elementos radiactivos entre paréntesis

número atómico

electronegatividad

metales alcalinos

alcalinotérreos

otros metales

metales de transición

lantánidos

actínidos

1.00794 1.00811 1.00986 1.01072 1.01224 1.01371 1.01527 1.01687 1.01848 1.02013 1.02182 1.02354 1.02529 1.02707 1.02888 1.03071 1.03258 1.03449 1.03643 1.03841 1.04042 1.04246 1.04453 1.04663 1.04876 1.05092 1.05311 1.05533 1.05758 1.05986 1.06217 1.06451 1.06688 1.06928 1.07171 1.07417 1.07666 1.07918 1.08173 1.08431 1.08692 1.08956 1.09223 1.09493 1.09766 1.10042 1.10321 1.10603 1.10888 1.11175 1.11465 1.11758 1.12054 1.12353 1.12655 1.12960 1.13268 1.13579 1.13893 1.14210 1.14530 1.14853 1.15179 1.15508 1.15840 1.16175 1.16513 1.16854 1.17200 1.17549 1.17901 1.18256 1.18614 1.18975 1.19339 1.19706 1.20076 1.20449 1.20825 1.21204 1.21586 1.21971 1.22359 1.22750 1.23144 1.23541 1.23941 1.24344 1.24750 1.25159 1.25571 1.25986 1.26403 1.26823 1.27246 1.27672 1.28101 1.28532 1.28966 1.29403 1.29843 1.30286 1.30732 1.31181 1.31632 1.32086 1.32543 1.33003 1.33466 1.33932 1.34401 1.34873 1.35348 1.35826 1.36307 1.36791 1.37278 1.37768 1.38261 1.38757 1.39256 1.39758 1.40263 1.40771 1.41282 1.41795 1.42311 1.42830 1.43352 1.43877 1.44405 1.44936 1.45470 1.46007 1.46547 1.47090 1.47636 1.48185 1.48737 1.49292 1.49849 1.50409 1.50972 1.51538 1.52107 1.52679 1.53254 1.53832 1.54413 1.54997 1.55584 1.56174 1.56767 1.57363 1.57962 1.58564 1.59169 1.59777 1.60388 1.60992 1.61600 1.62211 1.62825 1.63442 1.64062 1.64685 1.65311 1.65940 1.66572 1.67207 1.67845 1.68486 1.69130 1.69777 1.70427 1.71080 1.71736 1.72395 1.73057 1.73722 1.74390 1.75061 1.75735 1.76412 1.77092 1.77775 1.78461 1.79150 1.79842 1.80537 1.81235 1.81936 1.82640 1.83347 1.84057 1.84770 1.85486 1.86205 1.86927 1.87652 1.88380 1.89111 1.89845 1.90582 1.91322 1.92065 1.92811 1.93560 1.94312 1.95067 1.95825 1.96586 1.97350 1.98117 1.98887 1.99660 2.00436 2.01215 2.01997 2.02782 2.03570 2.04361 2.05155 2.05952 2.06752 2.07555 2.08361 2.09170 2.09982 2.10797 2.11615 2.12436 2.13260 2.14087 2.14917 2.15750 2.16586 2.17425 2.18267 2.19112 2.19960 2.20811 2.21665 2.22522 2.23382 2.24245 2.25111 2.25980 2.26852 2.27727 2.28605 2.29486 2.30370 2.31257 2.32147 2.33040 2.33936 2.34835 2.35737 2.36642 2.37550 2.38461 2.39375 2.40292 2.41212 2.42135 2.43061 2.43990 2.44922 2.45857 2.46795 2.47736 2.48680 2.49627 2.50577 2.51530 2.52486 2.53445 2.54407 2.55372 2.56340 2.57311 2.58285 2.59262 2.60242 2.61225 2.62211 2.63200 2.64192 2.65187 2.66185 2.67186 2.68190 2.69197 2.70207 2.71219 2.72234 2.73251 2.74271 2.75294 2.76320 2.77349 2.78381 2.79416 2.80453 2.81493 2.82536 2.83582 2.84631 2.85682 2.86735 2.87791 2.88850 2.89912 2.90977 2.92045 2.93116 2.94190 2.95267 2.96347 2.97430 2.98516 2.99605 3.00697 3.01792 3.02890 3.03991 3.05095 3.06202 3.07312 3.08425 3.09541 3.10660 3.11782 3.12907 3.14035 3.15166 3.16300 3.17437 3.18577 3.19720 3.20866 3.22015 3.23167 3.24322 3.25480 3.26641 3.27805 3.28972 3.30142 3.31315 3.32491 3.33670 3.34852 3.36037 3.37225 3.38416 3.39610 3.40807 3.42007 3.43210 3.44416 3.45625 3.46837 3.48052 3.49270 3.50491 3.51715 3.52942 3.54172 3.55405 3.56641 3.57880 3.59122 3.60367 3.61615 3.62866 3.64120 3.65377 3.66637 3.67899 3.69164 3.70432 3.71703 3.72977 3.74254 3.75534 3.76817 3.78103 3.79392 3.80684 3.81979 3.83277 3.84578 3.85881 3.87187 3.88496 3.89808 3.91123 3.92441 3.93762 3.95086 3.96413 3.97743 3.99076 4.00412 4.01751 4.03093 4.04438 4.05786 4.07137 4.08491 4.09848 4.11208 4.12571 4.13937 4.15306 4.16678 4.18053 4.19431 4.20812 4.22196 4.23583 4.24973 4.26366 4.27762 4.29161 4.30563 4.31968 4.33376 4.34787 4.36199 4.37614 4.39032 4.40453 4.41877 4.43304 4.44734 4.46167 4.47603 4.49042 4.50484 4.51929 4.53377 4.54828 4.56281 4.57737 4.59196 4.60658 4.62123 4.63591 4.65062 4.66536 4.68013 4.69493 4.70976 4.72462 4.73951 4.75443 4.76938 4.78436 4.79937 4.81441 4.82948 4.84458 4.85971 4.87487 4.88906 4.90428 4.91953 4.93481 4.94912 4.96446 4.97883 4.99324 5.00768 5.02215 5.03665 5.05118 5.06574 5.08033 5.09495 5.10960 5.12428 5.13899 5.15373 5.16850 5.18330 5.19813 5.21300 5.22790 5.24283 5.25779 5.27278 5.28780 5.30285 5.31793 5.33304 5.34818 5.36335 5.37855 5.39378 5.40904 5.42433 5.43965 5.45500 5.47038 5.48579 5.50123 5.51670 5.53220 5.54773 5.56329 5.57888 5.59450 5.61015 5.62583 5.64154 5.65728 5.67305 5.68885 5.70468 5.72054 5.73643 5.75235 5.76830 5.78428 5.80029 5.81633 5.83240 5.84850 5.86463 5.88079 5.89698 5.91320 5.92945 5.94573 5.96204 5.97838 5.99475 6.01115 6.02758 6.04404 6.06053 6.07705 6.09360 6.11018 6.12679 6.14343 6.16010 6.17680 6.19353 6.21029 6.22708 6.24390 6.26075 6.27763 6.29454 6.31148 6.32845 6.34545 6.36248 6.37954 6.39663 6.41375 6.43090 6.44808 6.46529 6.48253 6.49980 6.51710 6.53443 6.55179 6.56918 6.58660 6.60405 6.62153 6.63904 6.65658 6.67415 6.69175 6.70938 6.72704 6.74473 6.76245 6.78020 6.79798 6.81579 6.83363 6.85150 6.86941 6.88735 6.90532 6.92332 6.94135 6.95941 6.97750 6.99562 7.01377 7.03195 7.05016 7.06840 7.08667 7.10497 7.12330 7.14167 7.16008 7.17852 7.19699 7.21549 7.23402 7.25258 7.27117 7.28979 7.30844 7.32712 7.34583 7.36457 7.38334 7.40214 7.42097 7.43983 7.45872 7.47764 7.49659 7.51557 7.53458 7.55362 7.57269 7.59179 7.61092 7.63008 7.64927 7.66849 7.68774 7.70702 7.72633 7.74567 7.76504 7.78444 7.80387 7.82333 7.84282 7.86234 7.88189 7.90147 7.92108 7.94072 7.96039 7.98009 7.99982 8.01958 8.03937 8.05919 8.07904 8.09892 8.11883 8.13877 8.15874 8.17874 8.19877 8.21883 8.23892 8.25904 8.27919 8.29937 8.31958 8.33982 8.35999 8.38019 8.40042 8.42068 8.44097 8.46129 8.48164 8.50202 8.52243 8.54287 8.56334 8.58384 8.60437 8.62493 8.64552 8.66614 8.68679 8.70747 8.72818 8.74892 8.76969 8.79049 8.81132 8.83218 8.85307 8.87399 8.89494 8.91592 8.93693 8.95797 8.97904 8.99999 9.02100 9.04205 9.06313 9.08424 9.10538 9.12655 9.14775 9.16898 9.19024 9.21153 9.23285 9.25420 9.27558 9.29700 9.31845 9.33993 9.36144 9.38298 9.40455 9.42615 9.44778 9.46944 9.49113 9.51285 9.53460 9.55638 9.57819 9.60003 9.62190 9.64381 9.66575 9.68772 9.70972 9.73175 9.75381 9.77590 9.79802 9.82017 9.84235 9.86456 9.88680 9.90907 9.93137 9.95370 9.97606 10.00000 10.02447 10.04897 10.07350 10.09806 10.12265 10.14727 10.17192 10.19660 10.22131 10.24605 10.27082 10.29562 10.32045 10.34531 10.37020 10.39512 10.42007 10.44505 10.47006 10.49510 10.52017 10.54527 10.57040 10.59556 10.62075 10.64597 10.67122 10.69650 10.72181 10.74715 10.77252 10.79792 10.82335 10.84881 10.87430 10.90000 10.92572 10.95147 10.97725 11.00306 11.02890 11.05477 11.08067 11.10660 11.13256 11.15855 11.18457 11.21062 11.23670 11.26281 11.28895 11.31512 11.34132 11.36755 11.39381 11.42010 11.44642 11.47277 11.50000 11.52625 11.55252 11.57882 11.60515 11.63151 11.65790 11.68432 11.71077 11.73725 11.76376 11.79030 11.81687 11.84347 11.87010 11.89676 11.92345 11.95017 11.97692 12.00370 12.03051 12.05735 12.08422 12.11112 12.13805 12.16501 12.19200 12.21902 12.24607 12.27315 12.30026 12.32740 12.35457 12.38177 12.40899 12.43624 12.46352 12.49083 12.51817 12.54554 12.57294 12.60037 12.62783 12.65532 12.68284 12.71039 12.73797 12.76558 12.79322 12.82089 12.84859 12.87632 12.90408 12.93187 12.95969 12.98754 13.01542 13.04333 13.07127 13.09924 13.12724 13.15527 13.18333 13.21142 13.23954 13.26769 13.29587 13.32408 13.35232 13.38059 13.40889 13.43722 13.46558 13.49397 13.52239 13.55084 13.57932 13.60783 13.63637 13.66494 13.69354 13.72217 13.75083 13.77952 13.80824 13.83700 13.86579 13.89461 13.92346 13.95234 13.98125 14.01019 14.03916 14.06816 14.09719 14.12625 14.15534 14.18446 14.21361 14.24279 14.27199 14.30122 14.33048 14.35977 14.38909 14.41844 14.44782 14.47723 14.50667 14.53614 14.56564 14.59517 14.62473 14.65432 14.68394 14.71359 14.74327 14.77298 14.80272 14.83249 14.86229 14.89212 14.92198 14.95187 14.98179 15.01174 15.04172 15.07173 15.10177 15.13184 15.16194 15.19207 15.22223 15.25242 15.28264 15.31289 15.34317 15.37348 15.40382 15.43419 15.46459 15.49502 15.52548 15.55597 15.58649 15.61704 15.64762 15.67823 15.70887 15.73954 15.77024 15.80097 15.83173 15.86252 15.89334 15.92419 15.95507 15.98598 16.01692 16.04789 16.07889 16.10992 16.14098 16.17207 16.20319 16.23434 16.26552 16.29673 16.32797 16.35924 16.39054 16.42187 16.45323 16.48462 16.51604 16.54749 16.57897 16.61048 16.64202 16.67359 16.70519 16.73682 16.76848 16.80017 16.83189 16.86364 16.89542 16.92723 16.95907 16.99094 17.02284 17.05477 17.08673 17.11872 17.15074 17.18279 17.21487 17.24698 17.27912 17.31129 17.34349 17.37572 17.40798 17.44027 17.47259 17.50494 17.53732 17.56973 17.60217 17.63464 17.66714 17.69967 17.73223 17.76482 17.79744 17.83009 17.86277 17.89548 17.92822 17.96099 17.99379 18.02662 18.05948 18.09237 18.12529 18.15824 18.19122 18.22423 18.25727 18.29034 18.32344 18.35657 18.38973 18.42292 18.45614 18.48939 18.52267 18.55598 18.58932 18.62269 18.65609 18.68952 18.72298 18.75647 18.78999 18.82354 18.85712 18.89073 18.92437 18.95804 18.99174 19.02547 19.05923 19.09302 19.12684 19.16069 19.19457 19.22848 19.26242 19.29639 19.33039 19.36442 19.39848 19.43257 19.46669 19.50084 19.53502 19.56923 19.60347 19.63774 19.67204 19.70637 19.74073 19.77512 19.80954 19.84399 19.87847 19.91298 19.94752 19.98209 20.01669 20.05132 20.08599 20.12069 20.15542 20.19018 20.22497 20.25979 20.29464 20.32952 20.36443 20.39937 20.43434 20.46934 20.50437 20.53943 20.57452 20.60964 20.64479 20.67997 20.71518 20.75042 20.78569 20.82099 20.85632 20.89168 20.92707 20.96249 20.99794 21.03342 21.06893 21.10447 21.14004 21.17564 21.21127 21.24693 21.28262 21.31834 21.35409 21.38987 21.42568 21.46152 21.49739 21.53329 21.56922 21.60518 21.64117 21.67719 21.71324 21.74932 21.78543 21.82157 21.85774 21.89394 21.93017 21.96643 22.00272 22.03904 22.07539 22.11177 22.14818 22.18462 22.22109 22.25759 22.29412 22.33068 22.36727 22.40389 22.44054 22.47722 22.51393 22.55067 22.58744 22.62424 22.66107 22.69793 22.73482 22.77174 22.80869 22.84567 22.88268 22.91972 22.95679 22.99389 23.03102 23.06818 23.10537 23.14259 23.17984 23.21712 23.25443 23.29177 23.32914 23.36654 23.40397 23.44143 23.47892 23.51644 23.55399 23.59157 23.62918 23.66682 23.70449 23.74219 23.77992 23.81768 23.85547 23.89329 23.93114 23.96902 24.00693 24.04487 24.08284 24.12084 24.15887 24.19693 24.23502 24.27314 24.31129 24.34947 24.38768 24.42592 24.46419 24.50249 24.54082 24.57918 24.61757 24.65599 24.69444 24.73292 24.77143 24.80997 24.84854 24.88714 24.92577 24.96443 25.00312 25.04184 25.08059 25.11937 25.15818 25.19702 25.23589 25.27479 25.31372 25.35268 25.39167 25.43069 25.46974 25.50882 25.54793 25.58707 25.62624 25.66544 25.70467 25.74393 25.78322 25.82254 25.86189 25.90127 25.94068 25.98012 26.01959 26.05909 26.09862 26.13818 26.17777 26.21739 26.25704 26.29672 26.33643 26.37617 2
--

REGLAMENTO DEL LABORATORIO (PARA ALUMNOS Y ALUMNAS)

1. Para acceder al laboratorio, es indispensable tener bata blanca (de preferencia de algodón) de trabajo, de manga larga, instructivo y lentes de seguridad.
2. La entrada debe de ser ordenada, así como la permanencia dentro del laboratorio.
3. Queda estrictamente prohibido ingerir cualquier tipo de alimento o bebida dentro del laboratorio.
4. Los útiles y pertenencias que no sean necesarias en la práctica deberán ser colocados en el lugar indicado.
5. Los(as) estudiantes deberán ocupar el lugar que se les asigne en las mesas de trabajo durante todo el curso, y no deberán desplazarse hacia otras mesas ni intervenir en el trabajo de sus compañeros(as).
6. Se formarán equipos, con un(a) responsable por equipo.
7. Todos los materiales, equipos y reactivos proporcionados deberán ser utilizados de acuerdo a las indicaciones del manual de prácticas y de las recomendaciones del instructor(a). Cualquier accidente por irresponsabilidad, en el que resulten dañados material y/o equipo, deberán ser repuestos al laboratorio por todos los(as) integrantes del equipo, en un plazo no mayor de 8 días.
8. El ingreso al laboratorio requiere de un conocimiento previo del trabajo práctico que habrá de realizarse.
9. Durante el desarrollo de la práctica, el(la) alumno(a) anotará las observaciones del trabajo experimental que considere necesarias, por lo que se requiere de paciencia y capacidad de observación. Las anotaciones, resolución de ecuaciones, diagramas, gráficas, esquemas, conclusiones, etc., deberán quedar perfectamente claros y terminados en el manual de prácticas.
10. Al finalizar la práctica, el equipo, material y mesa de trabajo deberán ser entregados en perfecto estado de limpieza y en las mismas condiciones en que fueron proporcionados.
11. Para tener derecho a evaluación tanto teórica como práctica, el(la) alumno(a) deberá cumplir con un mínimo de 80% de asistencia. Para tener derecho a examen extraordinario deberá de cumplir con un mínimo de 60% de asistencia.
12. La calificación obtenida estará determinada por el examen departamental del laboratorio. El manual de prácticas y las asistencias son una responsabilidad que debe asumir el(la) alumno(a).
13. Las faltas disciplinarias, según su gravedad, pueden ocasionar la suspensión temporal o definitiva del alumno(a) en los siguientes casos:

- a) No prestar atención al instructor(a).
- b) No utilizar los reactivos, materiales y equipo de acuerdo a las indicaciones.
- c) Negarse a reponer materiales y equipo cuando estos sean destruidos y/o cuando las causas sean imputables a un uso inadecuado.
- d) No observar buena conducta.
- e) Las que el personal de laboratorio considere fuera de orden.

NORMAS DE SEGURIDAD

Para evitar cualquier imprevisto que se traduzca en accidente de trabajo, es indispensable tener siempre presentes las normas de seguridad que a continuación se enumeran:

1. Usar bata blanca dentro del laboratorio, manual de prácticas, lentes de seguridad, el cabello recogido y ropa protectora (pantalones largos y zapatos cerrados).
2. Seguir las instrucciones del(a) Laboratorista y/o Profesor(a).
3. Nunca dejar sin vigilancia su equipo de trabajo.
4. Se debe utilizar la máxima ventilación posible durante la realización de las prácticas.
5. Tener conocimiento de dónde se encuentran los implementos de seguridad.
6. Jamás emplear los reactivos sin tener la seguridad de que son los indicados.
7. Tener cuidado con el manejo de las sustancias proporcionadas debido a su riesgo (reactividad, inflamabilidad, toxicidad, explosividad).
8. Al calentar cualquier líquido, cuidar que la boca del tubo de ensaye, matraz o cualquier recipiente utilizado, no apunte hacia alguna persona, aplicando el calor en las paredes del recipiente y no en el fondo.
9. Nunca dejar líquidos volátiles cerca del mechero. Cuando se inflamen las sustancias contenidas en un recipiente, tapar la boca de este inmediatamente.
10. Nunca someta el material proporcionado a exceso de calentamiento, esfuerzo físico, presión, etc.
11. Para percibir el olor de alguna sustancia, no deberá hacerlo directamente sobre la boca del recipiente, es recomendable abanicar con la mano.

12. No verter agua sobre ácidos, metales alcalinos o cualquier otra sustancia que a su contacto pueda causar explosión.
13. No hacer mezclas que no hayan sido indicadas con las sustancias que estén utilizando. Los residuos sólidos deben ser desechados en el cesto de basura y los líquidos en el vertedero, bastante diluidos con agua o donde lo indique el(la) Laboratorista y/o Profesor(a).
14. Cerciórese de que las válvulas de gas estén bien cerradas cuando no se ocupen, y aún antes de retirarse del laboratorio.
15. En caso de cualquier accidente, avisar inmediatamente al(a) Laboratorista y/o Profesor(a).
16. Siga siempre las indicaciones de su instructor(a).

He leído y me comprometo a cumplir totalmente el Reglamento del Laboratorio y las Normas de Seguridad:

Nombre y Firma del Alumno(a)

PRÁCTICA I

CATIONES Y ANIONES

OBJETIVO GENERAL

Realizar la formación de compuestos iónicos.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Las fórmulas químicas de los compuestos inorgánicos se forman a partir de unidades de iones positivos (cationes) y negativos (aniones). La unidad fórmula de un compuesto inorgánico es igual al número de valencias positivas y negativas. Para facilitar su estudio es necesario memorizar: el nombre, la fórmula y la carga iónica de cada uno de los iones más comunes.

Por ejemplo:

Fórmula del Cation	Nombre del Cation	Fórmula del Anion	Nombre del Anion
Ba ²⁺	Ion Bario	Cl ¹⁻	Ion Cloruro
Cd ²⁺	Ion Cadmio	O ²⁻	Ion Óxido
Cu ²⁺	Ion Cobre (II)	S ²⁻	Ion Sulfuro
Sn ²⁺	Ion Estaño	CrO ₄ ²⁻	Ion Cromato
Sr ²⁺	Ion Estroncio	OH ¹⁻	Ion Hidróxido
Fe ³⁺	Ion Hierro (III)	NO ₃ ¹⁻	Ion Nitrato
Hg ²⁺	Ion Mercurio (II)	SO ₄ ²⁻	Ion Sulfato
Ni ²⁺	Ion Níquel (II)		
Ag ¹⁺	Ion Plata		
Pb ²⁺	Ion Plomo (II)		

En cada fórmula se escribe primero al catión y luego al anión. Para dar el nombre del compuesto, primero se indica el anión y luego el nombre del catión.

Ejemplos:

Fórmula del compuesto	Nombre del compuesto
Ag ¹⁺ Cl ¹⁻ = AgCl	Cloruro de Plata
Fe ³⁺ O ²⁻ = Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro (III)

Cuando las cargas iónicas del catión y anión son iguales, se anulan. No es necesario escribirles subíndices a estos iones que componen la fórmula del compuesto porque es uno. Si es diferente la carga iónica del catión y del anión, se cruzan ambas, colocándose como subíndices, con esto el número de cargas positivas y negativas se iguala.

MATERIAL	REACTIVOS		
1 Acetato	Soluciones reactivas para cationes:		
1 Lupa	Cloruro de Cadmio	CdCl₂	0.1M
Pañuelos desechables	Cloruro de Bario	BaCl₂	0.1M
	Cloruro de Estaño (II)	SnCl₂	0.1M
	Cloruro de Estroncio	SrCl₂	0.1M
	Cloruro de Hierro (III)	FeCl₃	0.1M
	Cloruro de Mercurio (II)	HgCl₂	0.1M
	Cloruro de Níquel (II)	NiCl₂	0.1M
	Nitrato de Plata	AgNO₃	0.1M
	Sulfato de Cobre (II)	CuSO₄	0.1M
	Nitrato de Plomo (II)	Pb(NO₃)₂	0.1M
	Soluciones reactivas para aniones:		
	Ácido Clorhídrico	HCl	1M
	Ácido Sulfúrico	H₂SO₄	1M
	Cromato de Potasio	K₂CrO₄	0.1M
	Hidróxido de Sodio	NaOH	1M
	Tiocianato de Potasio	KSCN	0.1M
	Sulfuro de Sodio	Na₂S	0.1M
	Yoduro de Potasio	KI	0.1M

EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: realizar la formación de diferentes compuestos mediante la unión de un catión y de un anión a través de la formación de precipitados.

Secuencia:

- 1.1 Colocar un acetato sobre la tabla 1.1
- 1.2 Adicionar una gota de cada uno de los cationes sobre el acetato (en donde indique la tabla respectiva).
- 1.3 Anadir una gota de cada anión sobre la gota del catión que ya se ha adicionado, teniendo cuidado de no tocar la gota con la pipeta que está en el acetato.
- 1.4 Observar los compuestos formados que se demuestra por la formación de un precipitado.
- 1.5 Anotar en la tabla 1.1 la fórmula y el nombre de cada compuesto formado, indicar con el símbolo (↓) la presencia del precipitado.
- 1.6 Al terminar, limpiar el acetato con un pañuelo desechable.

Tabla 1.1.

CATIONES	Ag^{+2}	Pb^{+}	Hg^{+2}	Cu^{+2}	Fe^{+3}	Cd^{+2}	Sn^{+2}	Ba^{+2}	Sr^{+2}	Ni^{+2}
ANIONES										
OH^{-}										
Cl^{-}										
I^{-}										
S^{-2}										
CrO_4^{-2}										
SO_4^{-2}										
CSN^{-}										

PRÁCTICA II

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS Y FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE LAS REACCIONES.

OBJETIVO GENERAL

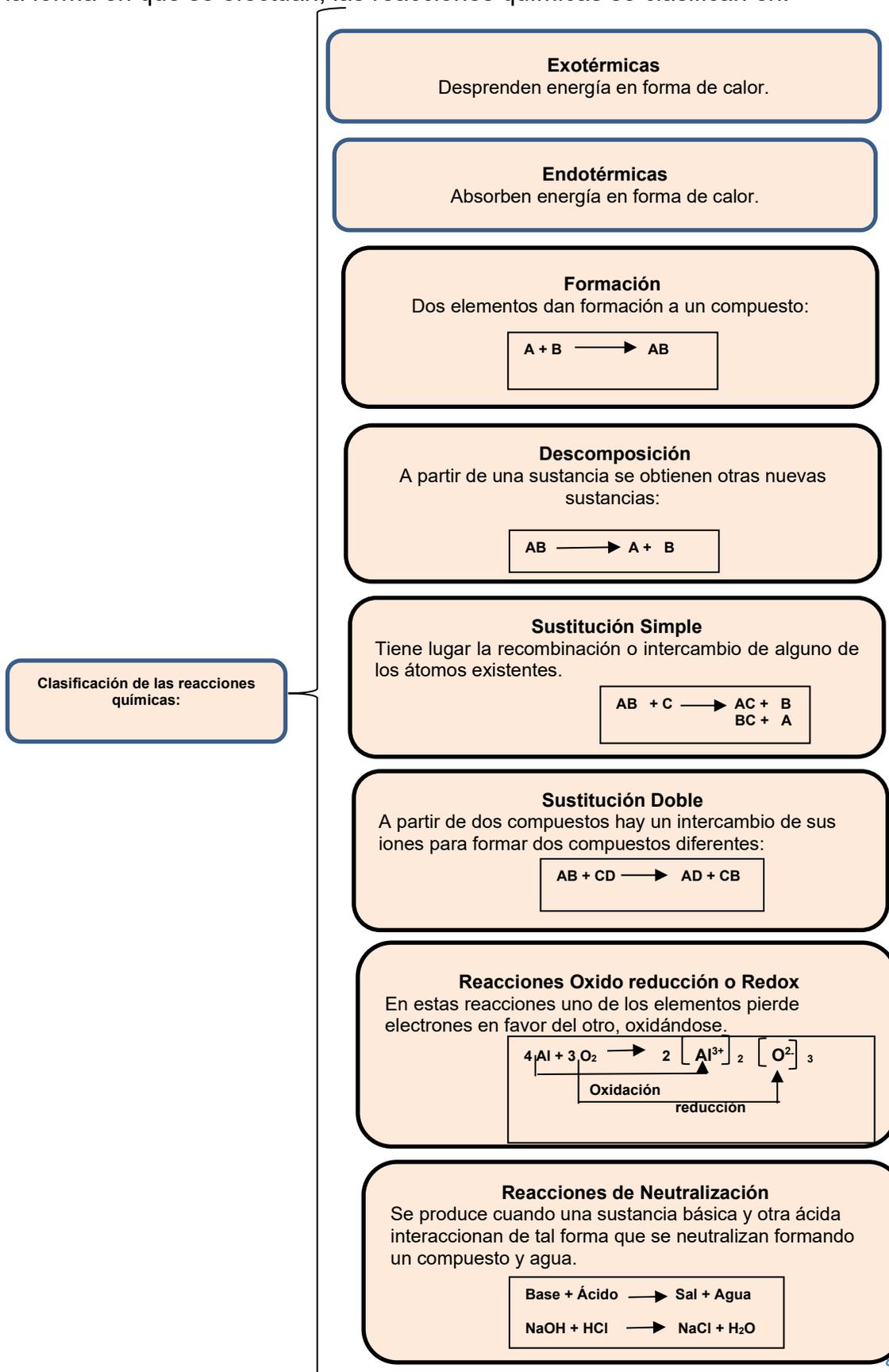
Identificar algunos tipos de reacciones químicas y experimentar algunos factores que influyen en la velocidad de reacción.

FUNDAMENTO TEÓRICO

En la naturaleza ocurren diferentes tipos de reacciones químicas, algunas de estas se llevan a cabo a una cierta velocidad de reacción en las que influyen diferentes factores como:



Por la forma en que se efectúan, las reacciones químicas se clasifican en:



MATERIAL	REACTIVOS
1 agitador	Sulfato de cobre 1% CuSO ₄
1 termómetro	Permanganato de Potasio KMnO ₄ (polvo)
2 vasos de precipitado de 30 ml	Agua destilada H ₂ O
1 pizeta	Dióxido de manganeso MnO ₂ (polvo)
1 gradilla	2 Alka Seltzer
1 mechero Bunsen	S.R Cloruro de sodio
Pajilla o palillo largo de madera	S.R. Nitrato de plata
1 pinza para tubo de ensaye	
1 clavo (Fe)	
2 tubos de ensaye	
2 espátulas chicas	

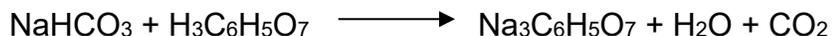
EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: comprobar que la temperatura influye en la velocidad de una reacción.

Secuencia:

- 1.1 En un primer vaso de precipitados de 100 ml, colocar 50 ml de agua fría.
- 1.2 Tomar la temperatura del agua con un termómetro y anotarla.
- 1.3 En otro segundo vaso de precipitados de 100 ml, colocar 50 ml de agua caliente (a punto de ebullición).
- 1.4 Tomar la temperatura del agua con un termómetro y anotarla
- 1.3 Agregar en los dos vasos de precipitados, al mismo tiempo, una tableta de Alka-Seltzer.
- 1.4. Observar la velocidad de reacción en los dos vasos y anotar.

Reacción:



Cuestionario	
Vaso No.1	Vaso No. 2
Temperatura:	Temperatura:
Velocidad de reacción:	Velocidad de reacción:
¿Dónde se observa una mayor velocidad de reacción? ¿Porqué?	

EXPERIMENTO 2

Objetivo Específico: observar una reacción de sustitución simple.

Secuencia:

- 2.1 En un tubo de ensaye, colocar 2 ml de una solución de sulfato de cobre al 1%.
- 2.2 Después colocar un clavo en el tubo, esperar 1 minuto y observar la reacción que se lleva a cabo.
- 2.3 Observar la coloración que toma el clavo en la reacción.



Cuestionario:

1. ¿Qué le ocurre al clavo al introducirlo en la solución de sulfato de cobre?

2. ¿Porqué se dice que es una reacción de desplazamiento simple?

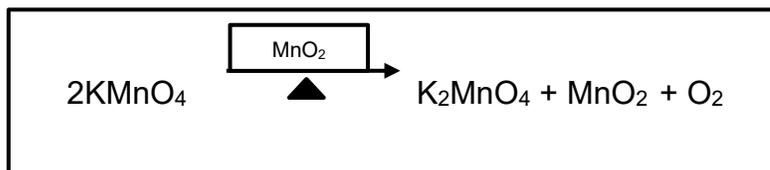
3. ¿Qué elemento es el que se desplaza?

EXPERIMENTO 3

Objetivo Específico: diferenciar entre una reacción catalizada y otra sin catalizar.

Secuencia:

- 3.1 Colocar en dos tubos de ensaye 0.5 g de cristales de Permanganato de Potasio en cada uno.
- 3.2 Adicionar a uno de los tubos 0.5 g de Dióxido de Manganeso.
- 3.3 Encender una astilla de madera y dejarla en punto de ignición.
- 3.4 Llevar el tubo a la flama del mechero y calentar.
- 3.5 Introducir la astilla con punto de ignición dentro del tubo de ensaye, sin tocar las paredes del tubo y los reactivos, hasta observar algún cambio.
- 3.6 Repetir los puntos 4.3, 4.4 y 4.5 de la secuencia con el segundo tubo.



Cuestionario:

1. ¿Qué elemento se desprende en la reacción?
2. ¿En qué tubo es más rápida la velocidad de reacción?
3. ¿Qué papel juega el dióxido de manganeso en la reacción?

EXPERIMENTO 4

Objetivo Específico: observar y comprobar una reacción de doble sustitución.

Secuencia:

- 4.1. Colocar en un tubo de ensaye 1 ml de S.R de cloruro de sodio.
- 4.2 Adicionar 2 gotas de S.R de nitrato de plata.
- 4.3 Observar lo que ocurre en el tubo y anotar.

**Cuestionario:**

1. ¿De qué color es el precipitado que se forma y a qué compuesto corresponde?
2. ¿Cuáles son los elementos que se sustituyen?
3. ¿Por qué se dice que es una reacción de doble sustitución?

Sello de laboratorio

PRÁCTICA III**ELECTROQUÍMICA****OBJETIVO GENERAL**

Comprobar que a partir de las reacciones químicas se produce electricidad y se aprovecha para descomponer una sustancia en otras más simples por medio de procesos de óxido-reducción.

FUNDAMENTO TEÓRICO

La electroquímica es un área de la química que se encarga de los cambios químicos causados por una corriente eléctrica y la producción de energía eléctrica.

Todas las reacciones electroquímicas ocurren por transferencia de electrones entre el electrodo positivo (ánodo) y el electrodo negativo (cátodo), razón por la cual son procesos de óxido-reducción.

El estudio práctico de la electroquímica tiene algunos usos como los siguientes: en la separación y purificación de elementos conocido como electrólisis, en la fabricación de pilas y acumuladores, así como también en la técnica de galvanoplastia para revestir la superficie de un objeto con un recubrimiento metálico que se puede ver en la joyería, rines para autos, entre otros.

MATERIAL	REACTIVOS
2 lápices de grafito con doble punta	Ácido Acético diluido al 5% (Vinagre)
1 vaso de precipitados de 100ml	2 limones
1 pila eléctrica de 9V	2 láminas de Cobre Cu
3 cables caimán-caimán	2 tornillos galvanizados de Zinc Zn
1 reloj digital sin batería	1 llave
	Solución de Sulfato de Cobre (II) 2M

EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: *conocer el proceso de electrólisis del agua.*

Secuencia:

- 1.1 En un vaso de precipitados de 100 ml agregar 30 ml de ácido acético (vinagre).
- 1.2 Sumergir la punta de dos lápices de grafito en la solución anterior.
- 1.3 Por el otro extremo de ambos lápices, hacer contacto con una pila de 9v.

1.4 Observar en cada punta de los lápices la formación de burbujas.

Completa la reacción química del fenómeno ocurrido.



Cuestionario:

¿En cuál de los dos electrodos se observa mayor burbujeo _____

¿A qué elemento corresponde? _____

¿Qué elemento se oxida? _____

¿Qué elemento se reduce? _____

EXPERIMENTO 2

Objetivo Específico: comprobar la generación de electricidad a partir de una reacción óxido-reducción.

Secuencia:

- 2.1 Unir dos limones en serie (ver figura 1), insertar un tornillo y una lámina de Cobre en cada uno.
- 2.2 Con un cable caimán, unir la lámina de Cobre de uno de los limones al tornillo del otro limón.
- 2.3 Con otro cable caimán, unir la lámina de Cobre libre con el polo positivo de un reloj digital.
- 2.4 Con un tercer cable caimán, unir el tornillo del otro limón que queda libre al polo negativo del reloj digital (ver la siguiente figura).

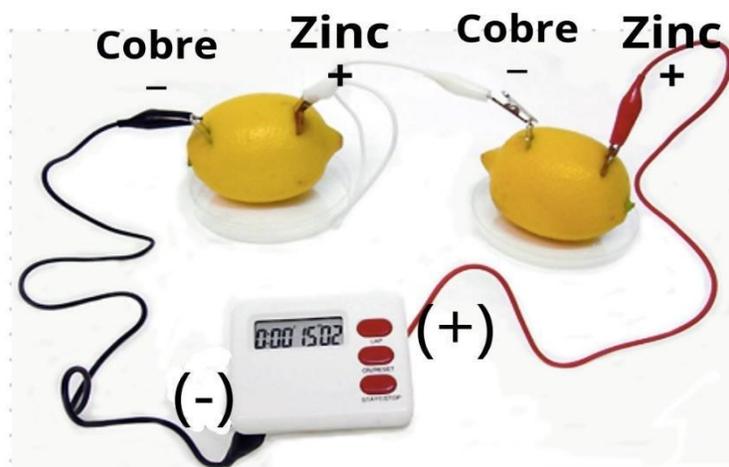


Figura 1

Cuestionario:

¿Se generó corriente eléctrica? _____

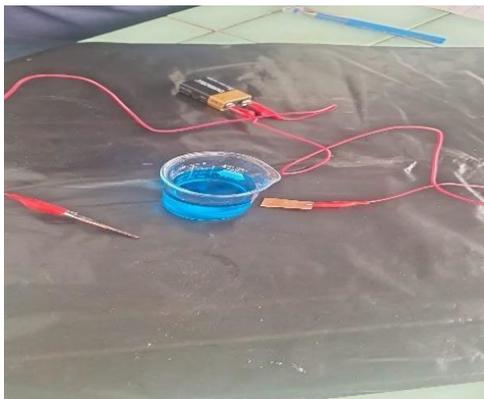
A partir de lo observado genere su conclusión

EXPERIMENTO 3

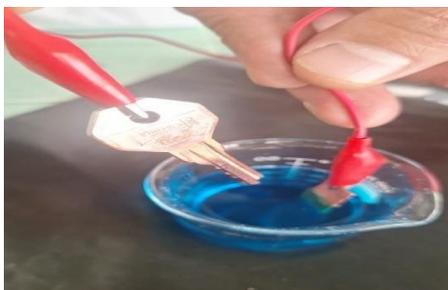
Objetivo Específico: aplicar la técnica de galvanoplastia a un objeto metálico.

Secuencia:

- 3.1 En un vaso de precipitados de 100 ml colocar 30 ml de S.R de Sulfato de Cobre (II) 2M.
- 3.2 Colocar a uno de los extremos de un cable caimán una lámina de Cobre, mientras que el otro extremo del mismo cable debe sujetarse al polo positivo de una batería de 9v; con otro cable caimán, en uno de sus extremos, colocar un objeto metálico (por ejemplo, una llave), y el otro extremo del mismo cable conectarlo al polo negativo de la pila eléctrica (véase la siguiente figura).



3.3 Sumergir la llave y la lámina de Cobre en la S.R de Sulfato de Cobre durante un minuto, cuidando que no se unan los dos polos (como se muestra en la siguiente figura).



3.4 Sacar la llave de la solución y observar lo ocurrido.

Cuestionario:

¿Qué explicación se da al cambio ocurrido?

Sello del Laboratorio

PRÁCTICA IV

PROCESO REDOX

OBJETIVO GENERAL

Realizar reacciones de óxido-reducción e identificar el agente oxidante y el agente reductor.

FUNDAMENTO TEÓRICO

En química se dice que un elemento se oxida cuando pierde electrones, y se reduce cuando los gana. Todos los procesos de óxido-reducción o Redox son reacciones opuestas que ocurren simultáneamente. Es importante resaltar que el número de electrones perdidos es igual al número de electrones ganados durante la reacción. A este sistema se le llama pila eléctrica o batería, y es de gran utilidad para la vida diaria. Basta mencionar que todas las reacciones asociadas con el metabolismo son de este tipo. En la práctica se utilizan para suministrar energía eléctrica a los automóviles, aviones y muchos otros tipos de vehículos y aparatos.

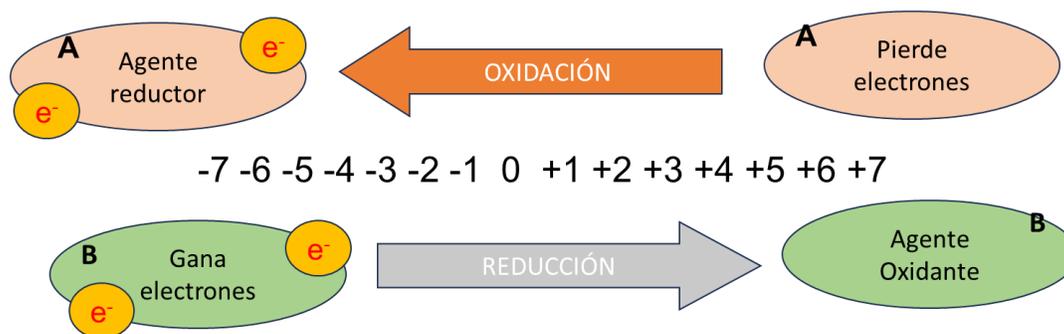
Por la importancia de estas reacciones es conveniente definir los siguientes términos:

Oxidación: es el aumento algebraico en el número de oxidación o proceso en el que se pierden electrones.

Reducción: es la disminución algebraica en el número de oxidación o proceso en el que se ganan electrones.

Agente oxidante: elemento que experimenta una disminución en su número de oxidación (gana electrones) y oxida otros elementos. Los agentes oxidantes siempre se reducen.

Agentes reductores: sustancias que experimentan un aumento en su número de oxidación (ceden electrones) y reducen otras sustancias. Los agentes reductores siempre se oxidan. Una manera muy sencilla de entender los procesos de óxido-reducción es utilizando una escala numérica para ver qué elemento se oxida, en qué medida lo hace, qué elemento se reduce y con cuánto.



MATERIAL	REACTIVOS
Gradilla	Permanganato de potasio 0.1N KMnO_4
Mechero Bunsen	Ácido Clorhídrico HCl
Pinzas para tubo de ensaye	Hidróxido de sodio 6 N NaOH
1 matraz Erlenmeyer 200 ml	Azúcar $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
3 tubos de ensaye	Ácido Sulfúrico H_2SO_4
	Sulfuro de sodio 5% Na_2S

EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: realizar una reacción de óxido-reducción e identificar cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

Secuencia:

- 1.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Permanganato de Potasio 0.1N.
- 1.2 Agregar 10 gotas de Ácido Clorhídrico concentrado.
- 1.3 Abanicar con la mano en la boca del tubo de ensaye para percibir el olor del gas desprendido. En caso de no percibir el olor, calentar cuidadosamente.

La reacción efectuada fue la siguiente, completa su balance.



Cuestionario:

¿A qué sustancia corresponde el olor del gas desprendido? _____

¿Qué elemento se oxidó? _____

¿Qué elemento se redujo? _____

¿Cuál fue el agente reductor? _____ ¿Por qué se considera agente reductor?

¿Cuál fue el agente oxidante? _____ ¿Por qué se considera agente oxidante? _____

¿Qué cambios se observaron en la reacción?

EXPERIMENTO 2

Objetivo Específico: realizar una reacción de óxido-reducción e identificar cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

Secuencia:

- 2.1 Colocar en dos tubos de ensaye 10 gotas de S.R. de Permanganato de Potasio 0.1N. El tubo uno servirá de testigo y en el tubo 2 se realizará la reacción.
- 2.2 Al tubo 2 agregar 5 gotas de Ácido Sulfúrico concentrado.
- 2.3 Adicionar al tubo 2, 10 gotas de S.R. de Sulfuro de Sodio al 5%.
- 2.4 Esperar 5 minutos. Comparar con el testigo y registrar.

La reacción efectuada fue la siguiente, completa su balance.



CUESTIONARIO

¿Qué elemento se oxidó? _____

¿Qué elemento se redujo? _____

¿Cuál fue el agente reductor? _____ ¿Por qué se considera agente reductor? _____

¿Cuál fue el agente oxidante? _____ ¿Por qué se considera agente oxidante? _____

¿Qué cambios se observaron en la reacción?

EXPERIMENTO 3

Objetivo Específico: realizar una reacción de óxido-reducción e identificar cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

Secuencia:

- 3.1 Colocar en un matraz de Erlenmeyer 50 ml de agua destilada.
- 3.2 Agregar 1.5 gr de azúcar y 1.5 ml de NaOH 6N.
- 3.3 Mezclar bien hasta disolver.
- 3.4 Agregar lentamente 1 ml de KMnO₄ al 0.1 N.
- 3.5 Observar el resultado.

La reacción efectuada fue la siguiente, completa su balance.

**Cuestionario:**

¿Qué elemento se oxidó? _____

¿Qué elemento se redujo? _____

¿Cuál fue el agente reductor? _____ ¿Por qué se considera agente reductor? _____

¿Cuál fue el agente oxidante? _____ ¿Por qué se considera agente oxidante? _____

¿Qué cambios se observaron en la reacción? _____

EXPERIMENTO 4

Objetivo Específico: realizar una reacción de óxido-reducción e identificar cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

- 4.1 En un tubo de ensaye agregar 2 ml de la S.R. de permanganato de potasio 0.1 N.
- 4.2 Posteriormente adicionar 0.5 g de sulfato ferroso.
- 4.3 Agregar 2 gotas de ácido sulfúrico concentrado.

La reacción efectuada fue la siguiente, completa su balance.



Cuestionario:

¿Qué elemento se oxidó? _____

¿Qué elemento se redujo? _____

¿Cuál fue el agente reductor? _____ ¿Por qué se considera agente reductor? _____

¿Cuál fue el agente oxidante? _____ ¿Por qué se considera agente oxidante? _____

¿Qué cambios se observaron en la reacción?

Sello de laboratorio

PRÁCTICA V

ESTEQUIOMETRIA I

OBJETIVO GENERAL

Calcular las relaciones cuantitativas implicadas en una reacción química y realizar la demostración experimental.

FUNDAMENTO TEÓRICO

La palabra estequiometria deriva del vocablo griego *Stoicheion*- ‘elemento’ y *Metría*- ‘medida’. Se refiere a las relaciones de peso y volumen en las reacciones químicas.

Las cantidades que se expresan en las relaciones cuantitativas de la reacción pueden ser: gramos, volúmenes, concentraciones, moléculas, moles.

Algunas de las leyes que determinan la estequiometria son:

1. Ley de la Conservación de la masa. “En toda reacción química, las cantidades en masa de los reactivos son iguales a las de los productos”.
2. Ley de las proporciones constantes o Ley de Proust. “Cuando dos o más elementos se unen para formar un mismo compuesto, lo hacen siempre en una relación ponderal constante”.

Reactivo Limitante. Es aquella sustancia que se encuentra en menor proporción estequiométrica y es el reactivo que determina la cantidad de producto que se forma.

Reactivo en Exceso. Es una sustancia que se encuentra en mayor proporción estequiométrica y es necesario para que se consuma todo el reactivo limitante.

MATERIAL	REACTIVOS
2 vasos de precipitados	Yoduro de Potasio KI
1 balanza digital	Nitrato de Plomo (II) $Pb(NO_3)_2$
1 agitador	Agua destilada

1 embudo	
1 papel filtro	
1 parrilla eléctrica	
1 pizeta	

EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: *determinar la cantidad de Yoduro de plomo (II) PbI_2 que se obtiene como producto de una reacción.*

Secuencia:

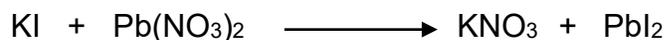
- 1.1. Encender una parrilla eléctrica entre los 150 a 200°C.
- 1.2. Colocar en la balanza un vaso de precipitados de 50 ml, tarar el peso del vaso y agregar a continuación 2 gr de Yoduro de Potasio KI.
- 1.3. Colocar un segundo vaso de precipitados en la balanza, tarar el peso del vaso y agregar a continuación 1 gr de Nitrato de Plomo (II) $Pb(NO_3)_2$.
- 1.4. Medir en una probeta 10 ml de agua destilada y adicionar a cada vaso la misma cantidad. Agitar hasta disolución total.
- 1.5. Agregar el contenido del vaso 2 al vaso 1 lentamente, sin agitar, y dejar reposar por un minuto. Observar el cambio.
- 1.6. Tomar un papel filtro y pesarlo en la balanza. Registrar su peso.
- 1.7. Con la ayuda de un embudo, filtrar la solución sin dejar residuos.
- 1.8. Colocar el papel filtro con el precipitado en la parrilla eléctrica y esperar hasta que esté totalmente seco el precipitado.
- 1.9. Pesar en la balanza el papel filtro con el precipitado seco. Registrar su peso.
- 1.10. Restar el peso del papel filtro y obtener los gramos de Yoduro de plomo (II) producidos.

Masa del Papel filtro: _____

Masa del Yoduro de Plomo obtenida: _____

Cálculos:

La reacción que se lleva a cabo es:



a) Balancea los reactivos y productos de la reacción.



a) Determina el número de moles (n) a partir de la masa (m) y el peso molecular (PM) del Yoduro de Potasio KI y del Nitrato de Plomo (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

m = masa en (gr).

PM = peso molecular (gr/mol).

n = moles.

$$n = \frac{m}{\text{PM}}$$

moles de Yoduro de Potasio KI: _____

moles de Nitrato de Plomo (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$: _____

b) Determina el Reactivo Limitante (R. L.):

R. L. =	No. de moles del Yoduro de Potasio KI Pesados	No. de moles del Nitrato de Plomo (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de la reacción balanceada
		No. de moles del Yoduro de Potasio KI de la reacción balanceada

R. L. = _____.

a) Determina el Reactivo en Exceso (R. E.):

R. E. = _____.

c) Determina la cantidad de Masa Teórica (M. T) que se produce de Yoduro de Plomo (II) PbI_2 :

moles de Yoduro de Plomo (II) PbI_2 formados	No. de moles del Nitrato de Plomo (II) $Pb(NO_3)_2$ pesados	No. de moles del Yoduro de Plomo (II) PbI_2 de la reacción balanceada
	_____	No. de moles del Nitrato de Plomo (II) $Pb(NO_3)_2$ de la reacción balanceada

moles de Yoduro de Plomo (II) PbI_2 formados: _____.

$$\text{Masa Teórica (M. T)} = \frac{\text{No. de moles de Yoduro de Plomo (II) } PbI_2 \text{ formados}}{\text{PM del Yoduro de Plomo (II) } PbI_2}$$

Masa Teórica (M. T) = _____.

Determina ¿cuál es el reactivo limitante?

Determina ¿cuál es el reactivo en exceso?

Determina la cantidad teórica que se produce de Sulfato de Bario $BaSO_4$

Cuestionario:

¿La masa teórica y experimental del Yoduro de Plomo es la misma? Explica.

¿Cuál es el reactivo limitante? _____

¿Cuál es el reactivo en exceso? _____

Sello del laboratorio

PRÁCTICA VI

ESTEQUIOMETRÍA II

OBJETIVO GENERAL

Aplicar las relaciones cuantitativas en una reacción química para determinar la masa de un gas y el porcentaje de rendimiento.

FUNDAMENTO TEÓRICO

El volumen molar es el volumen que ocupa una mol de un gas ideal en ciertas condiciones de presión y temperatura.

Se considera que el volumen molar de cualquier gas en condiciones normales (1 atm de presión y una temperatura de 0° C) es de 22,4 L.

La eficiencia o rendimiento de una reacción es el grado o porcentaje de conversión de reactivos a productos. No todas las reacciones se llevan a cabo al 100%.

Rendimiento real en gramos

Porcentaje de rendimiento = ----- x 100

Rendimiento teórico en gramos

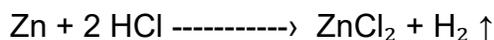
MATERIAL	REACTIVOS
1 balanza granataria	Zinc en polvo
1 matraz kitasato	Ácido Clorhídrico
1 embudo de separación	
1 tubo de vidrio con manguera latex	
1 termómetro	
1 tapón mono horadado	
1 aparato de captura de gas	

EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: determinar la masa de un gas y el porcentaje de rendimiento de una sustancia, ayudándose de datos experimentales.

Secuencia:

- 1.1 Pesar con exactitud 0.5 g de zinc en polvo y colocarlo dentro del matraz kitasato
- 1.2 Llenar con agua el aparato de captura de gas y colocarlo en la posición de trabajo (la boca de la botella hacia abajo).
- 1.3 Conectar el aparato de captura de gas con el matraz kitasato
- 1.4 Colocar aproximadamente 10 ml de HCl 1:1 en el embudo de separación. Asegurarse de que el matraz esté cerrado.
- 1.5 Abrir la válvula del embudo durante 3 segundos para poner en contacto el ácido con el zinc. (Tener cuidado de que no se quede vacío el embudo, porque el ácido sobrante fungirá como sello).
- 1.6 Esperar a que termine la reacción.
- 1.7 Registrar el volumen que ocupa el gas en el aparato.

**Cuestionario:**

- 1.- Masa del zinc: _____g
- 2.- ¿Qué gas se desprende?
- 3.- ¿Cuál es la masa que corresponde a este volumen?
- 4.- Compare el valor de la masa experimental del Hidrógeno con el teórico.
- 5.- Calcule el porcentaje de rendimiento del Hidrógeno

Sello del laboratorio

PRÁCTICA VII

TIPOS DE SOLUCIONES

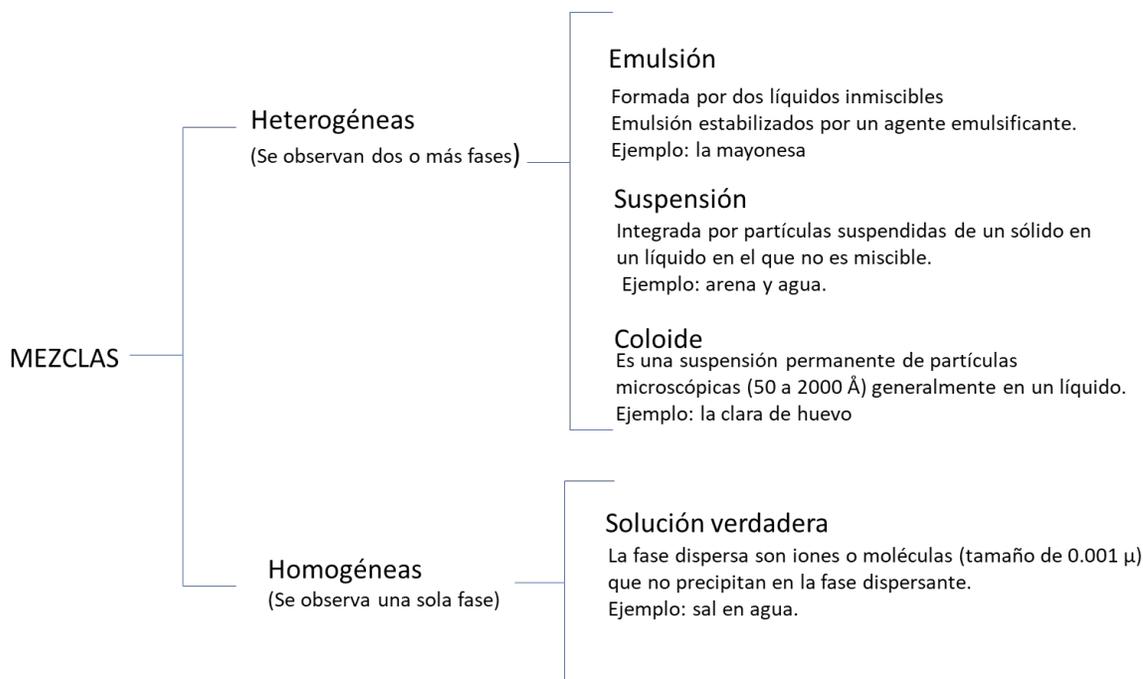
OBJETIVO GENERAL

Conocer la composición de las soluciones químicas, así como los diferentes tipos que existen.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Las soluciones son muy importantes en la química, lo cual se constata por el hecho de que la mayoría de las reacciones químicas que se realizan, tanto en la naturaleza como en la industria química, ocurren en solución.

Las soluciones son mezclas y tienen dos componentes fundamentales: la fase dispersa (solute) y la fase dispersante (solvente). Se las puede clasificar de la siguiente manera:



Es posible obtener nueve tipos de soluciones (considerando el estado de agregación del soluto y el solvente):

MATERIAL	REACTIVOS	
1 agitador de vidrio	Aceite vegetal	
1 gradilla	Agua destilada	H₂O
1 pizeta	Alcohol Etilico	CH₃-CH₂-OH
1 mechero Bunsen	Almidón	(C₆H₁₀O₅)_n
1 pinzas para tubo de ensaye	S.R. Almidón 1%	(C₆H₁₀O₅)_n
10 tubos de ensaye	Sacarosa (azúcar de mesa)	C₁₂H₂₂O₁₁
2 vasos de precipitados de 100 ml	Yeso	CaSO₄
	S.R. Cloruro de sodio 1%	NaCl
	Cloruro de Sodio	NaCl
	Harina	
	Yoduro de Potasio	KI

EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: *identificar los componentes principales de una solución.*

Secuencia:

- 1.1 Añadir en un tubo de ensaye 0.1 g de Yoduro de Potasio (tubo 1)
- 1.2 Agregar 1 ml de agua destilada y observar.
- 1.3 Colocar en otro tubo de ensaye 0.5 ml de Alcohol Etilico (tubo 2)
- 1.4 Añadir 1ml de agua destilada y observar
- 1.5 Completar la tabla 8.2

No. de tubo	Estado de agregación del Soluta	Estado de agregación del Solvente	Estado de agregación de la solución resultante
1			
2			

Tabla 8.2

EXPERIMENTO 2

Objetivo Específico: *identificar una solución verdadera por su relación soluto-solvente.*

Secuencia:

- 2.1 Colocar 0.5 g de yeso en un vaso de precipitados (vaso 1).
- 2.2 Adicionar a otro vaso de precipitados 0.5 g de sacarosa (azúcar) (vaso 2).
- 2.3 Añadir a cada uno de los vasos de precipitados 5 ml de agua, mover con el agitador de vidrio y anotar inmediatamente las observaciones en la tabla 8.3
- 2.4 Dejar reposar hasta observar cambios en las soluciones y anotarlos en la tabla 8.3

No. de vaso	EN AGITACIÓN	EN REPOSO
1		
2		

Tabla 8.3

Cuestionario:

Selecciona la opción correcta.

¿Cuál de las dos soluciones formadas es una solución verdadera?

- a) La que contiene el yeso
- b) La que tiene sacarosa
- c) Las dos mezclas

¿Por qué?

- a) Porque sedimenta
- b) Debido a que no sedimenta

EXPERIMENTO 3

Objetivo Específico: comprobar algunos efectos físicos en la formación de soluciones.

Secuencia:

3.1 Efecto del movimiento de agitación:

- 3.1.1 Colocar en dos tubos de ensaye 0.1 g de Sulfato de Cobre Pentahidratado.
- 3.1.2 Agregar 1 ml de agua destilada a cada tubo.
- 3.1.3 Agitar vigorosamente uno de los tubos, el otro tubo dejarlo en reposo.
- 3.1.4 Observar la velocidad de dilución en cada uno de los tubos.

3.2 Efecto de la temperatura:

- 3.2.1 Colocar en dos tubos de ensaye 1 ml de Agua destilada.
- 3.2.2 Calentar uno de los tubos hasta ebullición.
- 3.2.3 Agregar a los dos tubos de ensaye 0.1g de Sulfato de Cobre Pentahidratado.
- 3.2.4 Observar la velocidad de disolución en los dos tubos.

Cuestionario:

Selecciona la opción correcta.

¿Qué sucede al agitar la solución?

- a) El soluto se disuelve más rápido que en reposo.
- b) El soluto se disuelve a la misma velocidad que en reposo.
- c) El soluto no se disuelve.

¿Qué efecto tiene el aumento de temperatura del solvente (agua)?

- a) El soluto se disuelve con lentitud.
- b) El soluto se disuelve con rapidez.
- c) No se observa ningún cambio respecto al testigo.

EXPERIMENTO 4

Objetivo Específico: preparar y diferenciar los distintos tipos de mezclas (soluciones, suspensiones, emulsiones y coloides).

Secuencia:

- 4.1 Agregar a un tubo de ensaye 0.1 g de Cloruro de Sodio.
- 4.2 Agregar a otro tubo de ensaye 0.1 g de Harina.
- 4.3 Agregar a otro tubo de ensaye 0.5 ml de Aceite Vegetal.
- 4.4 Agregar a otro tubo de ensaye 0.1 g Almidón.
- 4.5 Añadir a cada tubo de ensaye 1 ml de Agua destilada y agitar.
- 4.6 Calentar ligeramente el tubo con Almidón, hasta ebullición.
- 4.7 Anotar las observaciones en la tabla 8.4

No. de Tubo	Soluto	Solvente	Mezcla Formada (solución, suspensión, emulsión o coloide)

Tabla 8.4

Sello del Laboratorio

PRÁCTICA VIII

SOLUCIONES VALORADAS

OBJETIVO GENERAL

Preparar soluciones con concentración conocida.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Una de estas sustancias se denomina soluto, la cual se disuelve en otra llamada solvente. Las soluciones se pueden clasificar según su naturaleza química (polares y no polares), estado físico (sólidas, líquidas y gaseosas) y concentración (valoradas y no valoradas).

Las soluciones valoradas son aquellas que tienen una concentración conocida que se expresa de manera cuantitativa o cualitativa y representa la cantidad de soluto disuelto en una solución determinada.

La concentración de una solución puede expresarse cualitativamente como diluida o concentrada, al igual que saturada, no saturada y sobresaturada; mientras la concentración reportada cuantitativamente es expresada en unidades físicas (porcentuales y partes por millón) y químicas (molar, molal y normal).

La preparación de soluciones valoradas implica el uso de cantidades precisas tanto de soluto como de solvente, por lo que es esencial contar con el equipo necesario, el material adecuado y realizar los cálculos pertinentes.

La estimación del contenido de soluto y solvente se basan en el tipo de solución, tal como se describe en las siguientes fórmulas:

1-. Solución porcentual: Pueden ser en volumen o masa

$$\text{Porcentaje en masa/volumen} = \left(\frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \right) * 100$$

2-. Solución molar (M): Es el número de moles de soluto por litro de solvente

$$M = \frac{\text{moles}}{L \text{ de solución}}$$

3-. Solución molal (m): es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente

$$m = \frac{\text{moles}}{\text{kg de solvente}}$$

4-. Solución normal (N): Es el número de pesos equivalentes de soluto por litro de solución.

$$N = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de solución} * P.E.}$$

$$P.E. (\text{ácidos y bases}) = \frac{\text{Peso molecular (g)}}{\text{No. de H u OH}}$$

$$P.E. (\text{sales}) = \frac{\text{Peso molecular (g)}}{\text{Valencia sustituida}}$$

Material	Reactivos
1 balanza	Agua destilada
2 espátulas	Óxido de calcio (CaO)
1 gradilla	Sulfato de sodio (Na ₂ SO ₄)
2 matraz aforado de 100 mL	
1 pipeta	
1 pizeta	
2 tubos de ensaye grande	
3 vidrios de reloj	

EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: diferenciar una solución diluida de una solución concentrada

Secuencia

- 1.1. Colocar en un tubo de ensaye 0.01 g de CaO.
- 1.2. Medir con una probeta 3 ml de agua destilada, agregar al tubo anterior y agitar hasta disolución completa (solución A).
- 1.3. Colocar en otro tubo de ensaye 0.1 g de CaO.
- 1.4. Agregar 3 ml de agua destilada y agitar hasta disolución completa (solución B).
- 1.5. Observar y contestar el siguiente cuestionario.

Cuestionario:

¿Cuál es la solución diluida?

¿Cuál es la solución concentrada?

¿Qué características presentan las soluciones?

EXPERIMENTO 2

Objetivo Específico: preparar 100 ml de una solución de Na_2SO_4 al 0.1 M

Peso molecular de $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142.00\text{g/mol}$

Solución molar = No. De moles expresada en g disueltos en 1 L de solución

Secuencia

2.1. Realizar los cálculos:

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ al } 0.1 \text{ M} \left(\frac{142.00 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ M de Na}_2\text{SO}_4} \right) \left(\frac{100 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} \right) = \text{_____ g de Na}_2\text{SO}_4$$

2.2. Pesar _____ de Na_2SO_4

2.3. Colocar en un matraz aforado de 100 ml

2.4. Añadir al matraz una porción de agua destilada para disolver el Na_2SO_4

2.5. Aforar a 100 ml con agua destilada

EXPERIMENTO 3

Objetivo Específico: realizar los cálculos para preparar 250 ml de una solución de sacarosa al 1.5%

Secuencia

3.1. Realizar los cálculos:

$$\text{Porcentaje en masa/volumen} = \left(\frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \right) * 100$$

Despejar fórmula:

$$\text{Masa de soluto} = \left(\frac{\text{volumen de solución}}{100} \right) \text{Porcentaje en masa/volumen}$$

Sustituir:

$$\text{Masa de soluto} = \left(\frac{250}{100} \right) 1.5$$

Resultado:

$$\text{Masa de soluto} = \text{_____ g sacarosa}$$

EXPERIMENTO 4

Objetivo Específico: realizar los cálculos para preparar 100 ml de una solución de Na_2CO_3 al 0.1 N

Secuencia:

4.1. Realizar los cálculos:

$$P.E. (sales) = \frac{\text{Peso molecular (g)}}{\text{Valencia sustituida}}$$

Sustituir:

$$P.E. \text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{105.9888 \text{ g}}{2}$$

$$P.E. \text{Na}_2\text{CO}_3 = 52.9944 \text{ g}$$

$$N = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de solución (L)} * P.E.}$$

Despejar fórmula:

$$\text{Masa de soluto} = \text{Volumen de solución (L)} * P.E. * N$$

Sustituir:

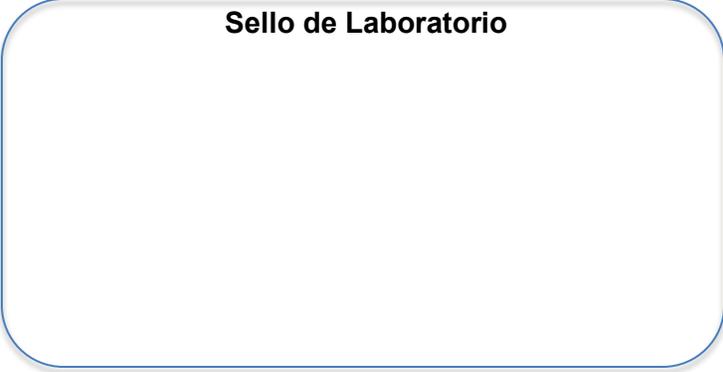
$$\text{Masa de soluto} = (0.1 \text{ L})(52.9944 \text{ g})(0.1 \text{ N})$$

Resultado:

$$\text{Masa de soluto} = \text{_____} \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

- 3.2. Pesar _____ de soluto.
- 3.3. Colocar en un matraz aforado de 100 ml.
- 3.4. Añadir al matraz una porción de agua destilada para disolver el soluto.
- 3.5. Aforar a 100 ml con agua destilada.

Sello de Laboratorio



PRÁCTICA IX

pH, INDICADORES Y SOLUCIONES BUFFER

OBJETIVO GENERAL

Diferenciar los indicadores ácido-base, así como las soluciones buffer.

FUNDAMENTO TEÓRICO

El pH es la medida de concentración de los iones hidrógeno o hydrion de una solución, basada en una escala numérica que permite valorar la acidez de las soluciones acuosas.

La importancia de la medida y control de esta acidez radica en que muchas reacciones bioquímicas indispensables para la vida y otras de aplicación industrial se realizan únicamente a un pH específico.

Para conocer el pH de una sustancia existen dos métodos: los colorímetros que exhiben diferentes colores (dependiendo de la acidez o basicidad de la solución con la que se ponen en contacto), que se llaman indicadores y pueden estar en solución o sobre papel; y los métodos potenciométricos en los que se mide el pH con toda precisión por medio de un aparato llamado Potenciómetro.

Una de las formas de controlar el pH es por medio de las soluciones Buffer o reguladoras, que son aquellas soluciones que soportan los cambios de pH cuando se diluyen o cuando se les agregan pequeñas cantidades de ácido o base; de estas existen dos tipos: las formadas por un ácido débil mezclado con una de sus sales o las formadas por una base débil.

MATERIAL	REACTIVOS
Gradilla	Acetato de Sodio $C_2H_3O_2Na$
Tubos de ensaye	Ácido Clorhídrico HCl
Papel pH Universal	S.R. Ácido Sulfúrico H_2SO_4 0.15M
	Agua destilada
	Agua mineral
	Solución de lejía
	S.R. Cloruro de Sodio 10 % $NaCl$
	S.R. Fenolftaleína 0.5%
	S.R. Hidróxido de Calcio 10% $Ca(OH)_2$
	S.R. Hidróxido de Sodio 30% $NaOH$
	Jugo de Limón
	Refresco de cola

	Rojo de Congo 0.1%	
	Rojo de metilo 0.1%	
	Ácido acético	$C_2H_4O_2$

EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: conocer el uso de los indicadores en papel y aprender a usar la escala comparativa.

Secuencia:

- 1.1 Colocar respectivamente en seis tubos de ensaye 0.5 ml. de las siguientes soluciones: jugo de limón, ácido clorhídrico 0.1N, lejía, Hidróxido de calcio, Cloruro de sodio, refresco de cola y agua mineral embotellada.
- 1.2 Tomar ocho trocitos de papel pH universal, humedecerlos previamente en agua y poner en contacto cada uno con las soluciones indicadas en la tabla 9.
- 1.3 Observar si hay algún cambio de color y anotar el pH en la tabla 9.

EXPERIMENTO 2

Objetivo Específico: conocer el uso de diferentes indicadores en solución.

Secuencia:

- 2.1 Colocar 1 gota de indicador de fenolftaleína en cada uno de los tubos de las soluciones utilizadas en el experimento 1.
- 2.2 Observar si ocurre algún cambio de color y anotarlo en la tabla
- 2.3 Repetir el punto 2.1 de la secuencia con el resto de los indicadores en solución y anotarlos en la tabla 9.
- 2.4 Anotar en la tabla si las sustancias son de carácter ácido o básico.
- 2.5 Determinar si el indicador es específico para ácidos o para bases.

INDICADORES	SOLUCIONES							
	Jugo de Limón	HCl 0.1N	Sol. Lejía	Sol. Ca(OH) ₂	Sol. NaCl	Refresco de cola	Agua mineral	Indicador específico para:
Papel pH Universal								
Fenolftaleína								
Rojo de Metilo								
Rojo de Congo								
Carácter de la sustancia								

Tabla 9

Questionario:

¿Cuál es el objetivo de utilizar un indicador?

- a) Colorear la solución.
- b) b) Cuantificar el pH de la solución.
- c) c) Indicar si la solución es ácida, básica o neutra.

¿Cuáles indicadores se utilizan para identificar sustancias con pH ácido?
_____ y ¿cuáles con pH básico? _____

EXPERIMENTO 3

Objetivo Específico: *preparar y comprobar una solución buffer.*

Secuencia:

- 3.1 Colocar en un tubo de ensaye 1 ml de agua destilada.
- 3.2 Agregar 0.5 ml de ácido acético y 0.5 g de acetato de sodio y agitar.
- 3.3 Medir el pH de la solución con un papel pH universal.
- 3.4 Dividir la solución en dos tubos de ensaye.
- 3.5 Añadir a uno de los tubos una gota de ácido clorhídrico concentrado.
- 3.6 Agregar al otro tubo 3 gotas de S.R de hidróxido de sodio al 30%.
- 3.7 Medir el pH de las dos soluciones con papel pH universal.
- 3.8 Comparar los tres valores de pH obtenidos y sacar conclusiones.

Questionario:

¿Qué valores de pH se obtuvieron?

¿En qué grado se alteraron estos valores al agregar las soluciones ácida y básica?

En base al fundamento teórico ¿Cómo explicarías lo sucedido?

Sello del Laboratorio

PRÁCTICA X

NEUTRALIZACIÓN

OBJETIVO GENERAL

Conocer las reacciones de neutralización, así como el proceso de titulación.

FUNDAMENTO TEÓRICO

El agua es un disolvente muy común en la naturaleza, está constituida por iones H^+ y iones OH^- . La reacción de neutralización consiste en igualar la cantidad de estos iones en una solución.

Los indicadores son ácidos o bases débiles que se emplean para detectar esos iones y iones OH^- . En presencia de ácidos dan una coloración y en presencia de bases producen otra coloración.

MATERIAL	REACTIVOS
6 tubos de Ensaye	S.R de Hidróxido de Sodio NaOH 0.1N
1 Matraz Erlenmeyer de 125ML	S.R de Ácido Clorhídrico HCl 0.1N
1 Bureta de 25 ML	S.R de indicador de Azul de bromotimol al 0.1%
Papel pH Hydrion	S.R de indicador de fenolftaleína al 0.1%
1 soporte universal	
1 pinzas doble bureta	
1 Gradilla	

EXPERIMENTO 1

Objetivo Específico: *identificar una reacción de neutralización*

Secuencia:

- 1.1 Tomar tres tubos de ensaye y enumerarlos.
- 1.2 Al primer tubo adicionar 1 ml de S.R. de ácido clorhídrico 0.1N.
- 1.3 Al segundo tubo adicionar 1 ml de agua destilada.

1.4 Al tercer tubo adicionar 1 ml de S.R. de hidróxido de sodio 0.1N.

1.5 Medir y registrar el pH del contenido de los tres tubos de ensaye.

1.6 Añadir a los tres tubos de ensaye 1 gota de indicador de fenolftaleína. Observar.

1.7 Tomar otros tres tubos de ensaye y repetir las secuencias 1.2 al 1.4. y adicionar 1 gota de indicador de azul de bromotimol. Observar en cuál tubo cambió la coloración del indicador. Registrar los resultados en la siguiente tabla:

	HCl	AGUA	NaOH
pH			
Con fenolftaleína			
Con Azul de Bromotimol			

Demostrar la neutralización de la base con la decoloración del indicador de la fenolftaleína.

1.8 Añadir al tubo que contiene hidróxido de sodio y fenolftaleína gota a gota de ácido clorhídrico hasta que se decolore. Medir el pH con papel hydrion.

1.9 Añadir al tubo que contiene ácido clorhídrico y azul de bromotimol gota a gota de hidróxido de sodio hasta que el indicador regrese a su color original. Agitar y Medir el pH con papel hydrion.

Cuestionario:

¿Logró demostrar la neutralización de un ácido a partir de una base?

¿Logró demostrar la neutralización de una base a partir de un ácido?

Escriba la reacción de neutralización que se está efectuando en el experimento.

EXPERIMENTO 2

Objetivo Específico: *determinar por titulación la concentración desconocida de una base por medio de la reacción de neutralización*

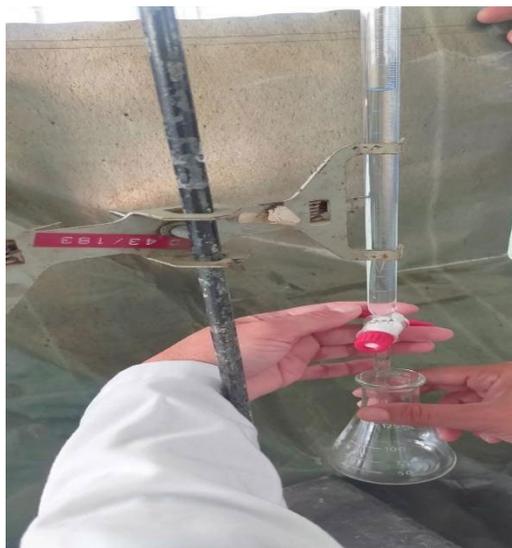
Secuencia:

2.1 Aforar una bureta de 25 ml con S.R. de ácido clorhídrico 0.1N.

2.2 En un matraz Erlenmeyer de 125ml, colocar 10ml de una solución de hidróxido de sodio desconocida, y adicionar 2 gotas de indicador de fenolftaleína.

2.3 Llevar a titulación colocando el matraz Erlenmeyer con la solución y abrir con cuidado la llave de la bureta para que gotee en la solución del matraz, y agitar continuamente hasta que desaparezca el color de la fenolftaleína.

2.4 Revisar el volumen gastado de la solución del ácido clorhídrico en la bureta.



Realizar el siguiente cálculo:

$$N_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

Normalidad de NaOH =

Sello de Laboratorio