



PRÁCTICAS DE QUÍMICA INORGÁNICA.

Primer Curso de Ingeniero Químico

Curso 2006/2007

Facultad de Químicas. UCLM

Nombre y apellidos.....

INDICE

Seguridad en el laboratorio.....	1
El cuaderno de laboratorio.....	4
Material de laboratorio.....	5
P 1. Reacciones ácido-base	10
P 2 Reacciones rédox.....	16
P 3. Periodicidad: estudio práctico en el tercer periodo de la tabla periódica.....	20
P 4. Preparación de un alumbre.....	30

Tablas

SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

Unas enseñanzas prácticas de Química que se precien deben proponerse formar químicos que puedan manejar sustancias tóxicas, corrosivas, inflamables e incluso, ocasionalmente, explosivas. En la práctica, la mayor parte de las sustancias químicas de uso en el laboratorio caen dentro de una o más de las categorías anteriores, poseyendo un grado de riesgo variable. Por tanto, deben manejarse con respeto (no con miedo), y de ahí la insistencia del profesorado en que se utilicen y adquieran buenas técnicas operatorias y medidas de precaución.

Mientras que la corrosión, explosión y los incendios son riesgos claramente perceptibles, la toxicidad de un compuesto químico suele resultar menos evidente. El procedimiento más seguro para evitar sus efectos consiste en no permitir que ninguna sustancia extraña a nuestro organismo penetre en él. Merece la pena señalar que el globo ocular es la zona corporal a través de la cual las sustancias químicas se absorben más rápidamente, así como que la mayoría de los disolventes orgánicos, debido a su volatilidad, son particularmente peligrosos y se ha de evitar siempre la inhalación de sus vapores, además del contacto con la piel.

Estas advertencias de tipo general servirán de poco sin instrucciones más concretas. Por tanto, lea cuidadosamente las Normas de Seguridad que se le adjuntan. Recuerde que posee un solo cuerpo, y que la química no necesita que se la convierta en un gran riesgo para ser una ciencia divertida y gratificante.

Periodos de prácticas de la asignatura de Química Inorgánica de primer curso de ingeniero químico.

Lunes	Martes	Miércoles	Jueves	Viernes	Sábado	Domingo
	Grupo primero					
	Grupo segundo					
	Grupo tercero					

Horario de 16h a 20h

Tabla periódica de los elementos químicos

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Periodo																			
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uuq	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo	
* Lantánidos	*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb				
** Actinidos	**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No				

CONSEJOS GENERALES

1. La mesa del laboratorio debe permanecer siempre limpia y seca.
2. Los residuos sólidos y papeles de filtro usados no deben arrojarse por la pileta. Se almacenarán en contenedores apropiados para ello.
3. Todas las llaves de agua, gases, trompas de vacío, equipos eléctricos, etc., deben estar apagados cuando no se estén utilizando.
4. Todas las operaciones que requieran el manejo de reactivos “nocivos para la salud” deben realizarse en vitrina.
5. Todo el material de vidrio será lavado escrupulosamente y secado después de finalizar cualquier experimento.
6. Todo el material de vidrio que no vaya a usarse deberá guardarse en las mesas de laboratorio. Nunca se almacenará encima de ellas.
7. Si alguna reacción hubiera de dejarse conectada durante periodos de tiempo distintos a las horas de laboratorio, éstas deberán quedar perfectamente etiquetadas y previa autorización por el monitor correspondiente.

MEDIDAS DE SEGURIDAD

Conducta en el laboratorio

1. Excepto en caso de emergencia, queda terminantemente prohibido correr en los laboratorios, así como la práctica de juegos, bromas y demás comportamientos irresponsables.
2. No se puede comer, beber, ni fumar en los laboratorios.

Protección personal

1. Todos los alumnos irán provistos de bata.
2. Igualmente, todos los alumnos llevarán gafas de seguridad dentro del laboratorio. No use lentes de contacto, a menos que no tenga otra alternativa, si no tiene más remedio que usarlas, comuníquese a su monitor y ponga especial

cuidado con sus ojos; si penetran líquidos corrosivos en ellos es esencial quitarse inmediatamente las lentes de contacto. Además las lentes blandas pueden absorber algunos vapores orgánicos.

- No se deben oler los productos orgánicos, ni pipetear succionando con la boca ningún disolvente o disolución. Utilizar un aspirapipetas o una pera de goma.
- Dé por supuesto que todos los disolventes son inflamables: aléjelos de cualquier fuente de calor.
- Dé por supuesto que todos los ácidos y las bases son corrosivos y manéjelos con precaución.
- Dé por supuesto que respirar vapores de disolventes puede tener efectos fisiológicos adversos.

Ubicación de los productos

- Antes de usar un producto químico, consulte la etiqueta. En caso de duda consulte a su monitor.
- Los productos nunca se acumularán en las mesas de laboratorio o en las vitrinas. Siempre deberán retornarse a la estantería de donde se cogieron.
- Todas las botellas, matraces, etc., que contengan reactivos o muestras, deberán estar perfectamente etiquetados y tapados.

Equipos de primeros auxilios

Existe un botiquín en el laboratorio, pero su uso precisa de previa comunicación a cualquier monitor presente en el mismo.

%	Ácido Sulfúrico H ₂ SO ₄		
	m mol kg ⁻¹	c mol L ⁻¹	ρ g cm ⁻³
0.5	0.051	0.051	1.0016
1.0	0.103	0.102	1.0049
2.0	0.208	0.206	1.0116
3.0	0.315	0.311	1.0183
4.0	0.425	0.418	1.0250
5.0	0.537	0.526	1.0318
6.0	0.651	0.635	1.0385
7.0	0.767	0.858	1.0522
9.0	1.008	0.972	1.0591
10.0	1.133	1.087	1.0661
12.0	1.390	1.322	1.0802
14.0	1.660	1.563	1.0947
16.0	1.942	1.810	1.1094
18.0	2.238	2.064	1.1245
20.0	2.549	2.324	1.1398
22.0	2.876	2.592	1.1554
24.0	3.220	2.866	1.1714
26.0	3.582	3.147	1.1872
28.0	3.965	3.435	1.2031
30.0	4.370	3.729	1.2191

%	Ácido Sulfúrico H ₂ SO ₄		
	m mol kg ⁻¹	c mol L ⁻¹	ρ g cm ⁻³
32.0	4.798	4.030	1.2353
34.0	5.252	4.339	1.2518
36.0	5.735	4.656	1.2855
40.0	6.797	5.313	1.3028
42.0	7.383	5.655	1.3205
44.0	8.011	6.005	1.3386
46.0	8.685	6.364	1.3570
48.0	9.411	6.734	1.3759
50.0	10.196	7.113	1.3952
52.0	11.045	7.502	1.4149
54.0	11.969	7.901	1.4351
56.0	12.976	8.312	1.4558
58.0	14.080	8.734	1.4770
60.0	15.294	9.168	1.4987
70.0	23.790	11.494	1.6105
80.0	40.783	4.088	1.7272
90.0	91.762	16.649	1.8144
92.0	117.251	17.109	1.8240
94.0	159.734	17.550	1.8312
96.0	244.698	17.966	1.8355
98.0	499.592	18.346	1.8361
100.0		18.663	1.8305

Ácido Fosfórico H_3PO_4			
%	m mol kg ⁻¹	c mol L ⁻¹	ρ g cm ⁻³
0.5	0.051	0.051	1.0010
1.0	0.103	0.102	1.0038
2.0	0.208	0.206	1.0092
3.0	0.316	0.311	1.0146
4.0	0.425	0.416	1.0200
5.0	0.537	0.523	1.0254
6.0	0.651	0.631	1.0309
7.0	0.768	0.740	1.0363
8.0	0.887	0.850	1.0418
9.0	1.009	0.962	1.0474
10.0	1.134	1.075	1.0531
12.0	1.392	1.304	1.0647
14.0	1.661	1.538	1.0765
16.0	2.240	2.022	1.1009
20.0	2.551	2.273	1.1135
22.0	2.878	2.529	1.1263
24.0	3.223	2.791	1.1395
26.0	3.585	3.059	1.1528
28.0	3.968	3.333	1.1665
30.0	4.373	3.614	1.1804
32.0	4.802	3.901	1.1945
34.0	5.257	4.194	1.2089
36.0	5.740	4.495	1.2236
38.0	6.254	4.803	1.2385
40.0	6.803	5.117	1.2536

Wt. %	Mole Fraction	Molarity g.mole / L at 25 deg-C	Molality, g.mole / Kg	Volume Strength	Average Molecular Weight
0	0.0000	0.000	0.000	0.00	18.02
10	0.0556	3.034	3.266	34.03	18.90
20	0.1169	6.286	7.349	71.19	19.88
30	0.1850	9.770	12.599	110.96	20.98
40	0.2610	13.505	19.599	153.68	22.19
50	0.3462	17.511	29.398	199.49	23.55
60	0.4427	21.809	44.097	248.66	25.10
70	0.5527	26.421	68.595	301.46	26.86
80	0.6793	31.373	117.59	358.17	28.88
90	0.8266	36.692	264.58	419.16	31.24
100	1.0000	42.404	484.62	484.62	34.02

Agua oxigenada H_2O_2

Volume strength (o tanto por ciento en volumen) es un término que se refiere al volumen de oxígeno liberado por un volumen de disolución de H_2O_2 (a 0°C y 1 atm.).

Símbolos de peligrosidad

No debe utilizarse un reactivo sin haber leído previamente toda la información contenida en su etiqueta, prestando especial atención a los símbolos de peligrosidad y a las recomendaciones para su correcto manejo. Las etiquetas de disolventes y reactivos contienen una serie de símbolos de peligrosidad, de acuerdo con las normas vigentes en la Unión Europea, que deben tenerse en cuenta para el manejo de la sustancia.



EL CUADERNO DE LABORATORIO

Uno de los puntos más importantes sobre el cuaderno de laboratorio es que el mismo debe ser hecho sobre la propia mesa del laboratorio y **escrito a la vez que se llevan a cabo los experimentos**. *No es en absoluto recomendable tomar notas sueltas sobre los experimentos y escribir los detalles posteriormente en el cuaderno*. Un cuaderno de laboratorio debe de tener una serie de detalles y componentes imprescindibles:

1. Fecha en la que se lleva a cabo el experimento.
2. Título del experimento.
3. Objetivo del experimento o reacción.
4. Esquema del experimento o reacción.
5. Tabla de reactivos y productos.
6. Procedimiento experimental detallado.
7. Características de los productos.
8. Referencias bibliográficas sobre los productos y el procedimiento (si las hubiere).
9. Datos analíticos y espectroscópicos.

En referencia al punto 6, es obligación de la persona que realiza el experimento detallar adecuadamente el material usado, así como las cantidades de reactivos, las condiciones experimentales y el método utilizado para aislar y purificar el producto. Cualquier cambio de color o temperatura debe ser anotado.

Se debe escribir claramente y sin ambigüedades poniendo atención a la gramática. Es muy importante que cualquier otra persona que lea el cuaderno *pueda repetir fielmente el experimento* sin confusiones por lo que éste debe estar completo y ser perfectamente legible.

Ácido clorhídrico HCl			
%	m mol kg ⁻¹	c mol L ⁻¹	ρ g cm ⁻³
0.5	0.138	0.137	1.0007
1.0	0.277	0.275	1.0031
2.0	0.560	0.553	1.0081
3.0	0.848	0.833	1.0130
4.0	1.143	1.117	1.0179
5.0	1.444	1.403	1.0228
6.0	1.751	1.691	1.0278
7.0	2.064	1.983	1.0327
8.0	2.385	2.277	1.0377
9.0	2.713	2.574	1.0426
10.0	3.047	2.873	1.0476
12.0	3.740	3.481	1.0576
14.0	4.465	4.099	1.0676
16.0	5.224	4.729	1.0777
18.0	6.020	5.370	1.0878
20.0	6.857	6.023	1.0980
22.0	7.736	6.687	1.1083
24.0	8.661	7.362	1.1185
26.0	9.636	8.049	1.1288
28.0	10.666	8.748	1.1391
30.0	11.754	9.456	1.1492
32.0	12.907	10.175	1.1594
34.0	14.129	10.904	1.1693
36.0	15.427	11.642	1.1791
38.0	16.810	12.388	1.1886
40.0	18.284	13.140	1.1977

Ácido Nítrico HNO ₃			
%	m mol kg ⁻¹	c mol L ⁻¹	ρ g cm ⁻³
0.5	0.080	0.079	1.0009
1.0	0.160	0.159	1.0037
2.0	0.324	0.320	1.0091
3.0	0.491	0.483	1.0146
4.0	0.661	0.648	1.0202
5.0	0.835	0.814	1.0257
6.0	1.013	0.982	1.0314
7.0	1.194	1.152	1.0370
8.0	1.380	1.324	1.0427
9.0	1.570	1.498	1.0485
10.0	1.763	1.673	1.0543
12.0	2.164	2.030	1.0660
14.0	2.583	2.395	1.0780
16.0	3.967	3.539	1.1150
22.0	4.476	3.937	1.1277
24.0	5.011	4.344	1.1406
26.0	5.576	4.760	1.1536
28.0	6.172	5.185	1.1668
30.0	6.801	5.618	1.1801
32.0	7.468	6.060	1.1934
34.0	8.175	6.512	1.2068
36.0	8.927	6.971	1.2202
38.0	9.727	7.439	1.2335
40.0	10.580	7.913	1.2466

Tablas

%	Ácido Acético CH ₃ COOH		
	m mol kg ⁻¹	c mol L ⁻¹	ρ g cm ⁻³
0.5	0.084	0.083	0.9989
1.0	0.168	0.166	0.9996
2.0	0.340	0.333	1.0011
3.0	0.515	0.501	1.0025
4.0	0.694	0.669	1.0038
5.0	0.876	0.837	1.0052
6.0	1.063	1.006	1.0066
7.0	1.253	1.175	1.0080
8.0	1.448	1.345	1.0093
9.0	1.647	1.515	1.0107
10.0	1.850	1.685	1.0121
12.0	2.271	2.028	1.0147
14.0	2.711	2.372	1.0174
16.0	3.172	2.718	1.0200
18.0	3.655	3.065	1.0225
20.0	4.163	3.414	1.0250
22.0	4.697	3.764	1.0275
24.0	5.259	4.116	1.0299
26.0	5.851	4.470	1.0323
28.0	6.476	4.824	1.0346
30.0	7.137	5.180	1.0369
32.0	7.837	5.537	1.0391
34.0	8.579	5.896	1.0413
36.0	9.367	6.255	1.0434
38.0	10.207	6.615	1.0454
40.0	11.102	6.977	1.0474
50.0	16.653	8.794	1.0562
60.0	24.979	10.620	1.0629
70.0	38.857	12.441	1.0673
80.0	66.611	14.228	1.0680
90.0	149.875	15.953	1.0644
92.0	191.507	16.284	1.0629
94.0	260.894	16.602	1.0606
96.0	399.667	16.911	1.0578
98.0	815.987	17.198	1.0538
100.0		17.447	1.0477

%	Amoníaco NH ₃		
	m mol kg ⁻¹	c mol L ⁻¹	ρ g cm ⁻³
0.5	0.295	0.292	0.9960
1.0	0.593	0.584	0.9938
2.0	1.198	1.162	0.9895
3.0	1.816	1.736	0.9853
4.0	2.447	2.304	0.9811
5.0	3.090	2.868	0.9770
6.0	3.748	3.428	0.9730
7.0	4.420	3.983	0.9690
8.0	5.106	4.533	0.9651
9.0	5.807	5.080	0.9613
10.0	6.524	5.622	0.9575
12.0	8.007	6.695	0.9502
14.0	9.558	7.753	0.9431
16.0	11.184	8.794	0.9361
18.0	12.889	9.823	0.9294
20.0	14.679	10.837	0.9228
22.0	16.561	11.838	0.9164
24.0	18.542	12.826	0.9102
26.0	20.630	13.801	0.9040
28.0	22.834	14.764	0.8980
30.0	25.164	15.713	0.8920

Ya que todos los experimentos que se van a realizar en el laboratorio han sido realizados y comprobados previamente con detalle, el profesor no necesita un cuaderno de laboratorio excesivamente meticuloso. Por ejemplo, cuando se describe el procedimiento experimental (punto 6) es suficiente con hacer una referencia clara al material usado y anotar cualquier desviación o modificación del procedimiento experimental descrito.

MATERIAL DE LABORATORIO

El material de vidrio es uno de los elementos fundamentales del laboratorio. Frente a un conjunto de ventajas, entre las que destacan su carácter inerte, transparencia, manejabilidad y posibilidad de diseñar piezas a medida, presenta como único inconveniente su fragilidad.



sulfúrico 4N. Mientras se añade el ácido mantener la disolución caliente y en agitación.

El óxido de aluminio hidratado que precipita así, es bastante compacto y deberá filtrar bien en un embudo cónico sin succión. Lavar el precipitado con agua caliente para eliminar el sulfato sódico.

Una vez que hemos retirado el filtrado, disolución de sulfato sódico, se añade al filtro 40 ml de ácido sulfúrico 4N, remover con una varilla, perforar el fondo del filtro. Dejar que la disolución y el sólido caigan en un vaso, arrastrar el precipitado adherido con la misma disolución caliente hasta que no quede sólido alguno en el filtro.

Disolver todo el óxido de aluminio por calentamiento y una vez disuelto añadir 20 ml de NH_4OH 2M. redissolver cualquier pequeña cantidad de óxido de aluminio que quede con unos mls de ácido sulfúrico 4N. Concentrar la disolución por evaporación, aproximadamente a la mitad, y dejar enfriar lentamente hasta el día siguiente. Los cristales obtenidos se secan y se pesan.

Pruebas analíticas

Se disuelve una muestra de los cristales obtenidos en unos 5 ml de agua. Añadir amoníaco diluido, luego concentrado en exceso y finalmente hervir la disolución.

Cuestiones

- 4.1 Escriba todas las reacciones que conducen a la formación del alumbre
- 4.2 Justifique teóricamente todos los pasos experimentales.
- 4.3 Peso de los cristales obtenidos y cálculo del rendimiento.
- 4.4 Comente y escriba las reacciones correspondientes a las pruebas analíticas.

4. Preparación de un alumbre

Introducción

En esta práctica deberá describir las características más importantes de los alumbres (composición, estructura, etc.); explicar las condiciones en las que se forma una sal doble $(\text{NH}_4)\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; diferenciar una sal doble de una mezcla de sales; deducir la zona en la que se encuentra el aluminio en la tabla de potenciales de reducción y observar el carácter anfótero del $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Los alumbres constituyen una importante clase de compuestos de aluminio de fórmula general $\text{MAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, con M = catión monovalente. Por extensión también reciben este nombre los compuestos de fórmula general $\text{M}^{\text{I}}\text{M}^{\text{III}}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

El aluminio se disuelve muy lentamente en el ácido sulfúrico o nítrico diluidos debido a que se pasiva. Sin embargo, se disuelve en ácido clorhídrico diluido y en bases.

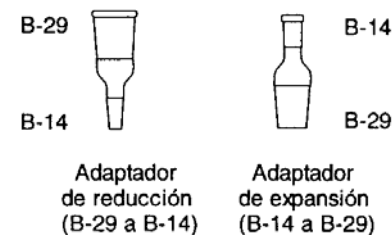
NOTA: LA ADICION DE Na(OH) SOBRE LAS VIRUTAS DE ALUMINIO PUEDE SER VIOLENTA. EXTREMAR LAS PRECAUCIONES

Experiencia

Colocar un gramo de virutas de Al en un vaso de 250 ml cubrir el metal con agua, añadir poco a poco, 25 ml de NaOH al 10%. Cuando la efervescencia que se produce inicialmente cesa, hervir la mezcla de 15 a 20 min. para completar la disolución del aluminio.

Diluir con agua hasta aproximadamente el doble del volumen inicial y, si hay, filtrar el residuo negro. Diluir hasta 200 ml y neutralizar con ácido

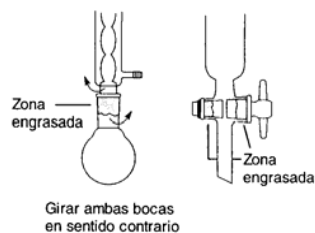
Con el fin de que las piezas puedan conectarse entre sí, el material de vidrio lleva acopladas bocas esmeriladas de tamaños estándar que proporcionan un ajuste perfecto y permiten el ensamblaje rápido del material. Cuando el tamaño de una boca esmerilada se identifica por un par de números, tales como 14/20 ó 29/40, el primer número se refiere al diámetro de la boca medido en la parte más ancha, y el segundo a la longitud, expresados ambos en milímetros. Sin embargo, suele mencionarse un único número que indica el diámetro. En Europa los diámetros estándar son 29 y 14 mm, mientras que en EEUU se emplean bocas esmeriladas de 24 y 14 mm. Para unir piezas de vidrio de diferente tamaño de boca, se utilizan adaptadores.



Para el ensamblaje de piezas, en condiciones normales las bocas esmeriladas no requieren grasa, y funcionan perfectamente sin riesgo de soldarse. La principal causa de adhesión de dos bocas esmeriladas es la presencia de restos de compuestos orgánicos o inorgánicos que, después de

cierto tiempo o por efecto de un calentamiento prolongado, acaban sellando ambas piezas e impidiendo su separación. Para evitar que dos piezas queden atascadas en lugar de añadir grasa, se recomienda mantener escrupulosamente limpias las bocas esmeriladas. La grasa, sin aplicarse en exceso, únicamente es necesaria en ciertos casos (que serán indicados por el profesor), como:

- En reacciones en las que se utilizan bases fuertes u otros reactivos que pueden corroer las bocas esmeriladas. Colocar una pequeña cantidad de grasa solamente en la mitad superior de la boca interior, unir ambas bocas y girarlas en sentido contrario para que la grasa se distribuya uniformemente (Figura).
- Cuando se vaya a calentar a temperatura elevada.
- Cuando se va a realizar vacío, para que el material ajuste perfectamente. En este caso debe emplearse una grasa especial de vacío.
- En las llaves de vidrio de buretas, embudos de adición, embudos de decantación, columnas de cromatografía, etc. No aplicar grasa en las llaves de teflón. Utilizar la mínima cantidad de grasa aplicándola exclusivamente en las zonas más alejadas del centro, y distribuirla uniformemente girando la llave (Figura).



Cuestiones.

- Describir el cambio en el tipo de elemento a lo largo del periodo 3.
- ¿Cómo varían los puntos de fusión y ebullición de los óxidos y los cloruros de los elementos a lo largo del periodo 3 de la tabla periódica? ¿Están relacionados los puntos de ebullición con la estructura que presentan dichos elementos?
- Escribir las reacciones de aquellos óxidos que son solubles en agua.
- Escribir las reacciones de los óxidos con HCl(aq) y NaOH(aq) .
- Describir los diferentes óxidos como ácidos o básicos, en función del comportamiento estudiado. Relacionar este comportamiento con su carácter covalente o iónico.
- Escribir y explicar las reacciones de los cloruros de sodio, magnesio y aluminio con agua.

de los óxidos en ácido clorhídrico diluido y en disolución de hidróxido sódico.

Experiencia

3.4 Tomar dos tubos de ensayo y añadir en cada uno de ellos una punta de espátula de Na_2O . Añadir en uno de los tubos unas gotas de una disolución 2 N de HCl y en el otro 3 ml de una disolución saturada de NaOH. Anotar los resultados obtenidos. Repetir estas operaciones con MgO , Al_2O_3 , SiO_2 y P_2O_5 .

C. Periodicidad de las propiedades de los cloruros de elementos del periodo 3.

Experiencia

3.5 Indicar en una tabla la fórmula de los cloruros de los elementos del tercer periodo, su estructura y su estado de agregación a temperatura ambiente.

Periodicidad de las propiedades de los cloruros de los elementos del grupo 3						
Elemento	Formula	Apariencia y/o estado fisico	Punto de fusión	Punto de ebullición	Solubilidad en agua	pH de la disolución acuosa
Sodio						
Magnesio						
Aluminio						

3.6 Tomar una punta de espátula de los cloruros de sodio, magnesio y aluminio e introducir cada una de ellas en un tubo de ensayo.

3.7 Calentar las muestras con la llama de un mechero Bunsen y anotar si la volatilidad de los mismos es alta o baja.

3.8 Tomar nuevas muestras de los cloruros y colocarlos, separadamente, en tubos de ensayo. Añadir a cada tubo de ensayo 3 ml de agua destilada. Agitar y anotar su solubilidad.

3.9 Medir el pH de las disoluciones obtenidas con papel indicador, anotar los resultados.

El material debe lavarse inmediatamente después de su uso y guardarse siempre limpio y seco. Para lavar el material de vidrio, a veces es suficiente con utilizar agua, detergente y una escobilla. Sin embargo, cuando el material contiene restos de productos orgánicos, generalmente insolubles en agua, se lava en primer lugar con acetona, para disolver el residuo orgánico, y a continuación con agua y detergente. Finalmente, el material se enjuaga con acetona y se deja secar al aire unos minutos antes de introducirlo en la estufa. La acetona ayuda a eliminar el agua, ya que ambos líquidos son miscibles, y además se evapora más rápidamente que ésta.

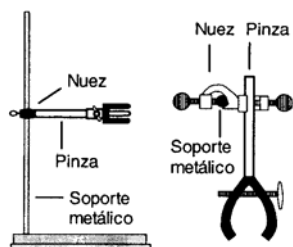
Antes de lavar el material, hay que desmontar las llaves de vidrio y eliminar la grasa con un trozo de papel de filtro.

En ocasiones, después de intentos infructuosos de lavado, el material de vidrio contiene restos imposibles de eliminar. En estos casos extremos se pueden utilizar agentes más agresivos (ácidos, bases, agua regia, mezcla crómica, potasa alcohólica, etc.). En el caso de un residuo intratable consultar al profesor.

El material debe estar completamente seco antes de proceder a su utilización, y para ello se introduce en una estufa. En la estufa no debe introducirse:

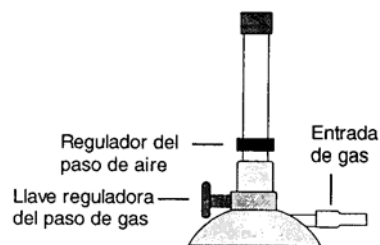
- Material impregnado con grasa. Se limpiará previamente con un trozo de papel de filtro.
- Material aforado.
- Material de teflón, plástico o goma.

Cualquier montaje que se realice en el laboratorio, se sujeta a un soporte metálico mediante una pinza y una nuez. La nuez permite sujetar la pinza a la barra del soporte y debe colocarse con su parte cóncava hacia abajo, de manera que, en caso de aflojarse accidentalmente, el vástago de la pinza quede apoyado en la nuez evitando así el riesgo de caída de la pinza y del material que sujeta.



En cuanto al mechero Bunsen, en ellos el gas actúa como combustible y el oxígeno del aire como comburente. Para proceder a encender un mechero Bunsen, se deben seguir las siguientes indicaciones:

1. Cerrar totalmente la entrada de aire.
2. Abrir la llave del gas y la llave reguladora del paso de gas.
3. Aproximar una llama a la boca del mechero. La llama que se obtiene es de color amarillo y es una llama pobre, de poco poder calorífico, debido a una combustión incompleta por ausencia de oxígeno.
4. Abrir el paso de aire para que, al entrar oxígeno, la combustión sea completa. La llama se vuelve firme y adquiere un color azulado. Ésta es la llama que debe utilizarse para calentar.
5. Regular la intensidad de la llama.



Periodicidad de las propiedades de los óxidos de los elementos del grupo 3							
Elemento	Fórmula	Apariencia y/o estado físico	Punto de fusión	Punto de ebullición	Solubilidad en agua	pH de la disolución acuosa	Solubilidad en medio ácido/básico
Sodio							
Magnesio							
Aluminio							
Silicio							
Fósforo							
Azufre							
Cloro							

3.2 Solubilidad en agua:

Tomar con una punta de espátula una pequeña muestra de Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 y P_2O_5 e introducir cada una en un tubo de ensayo. Añadir 3 ml de agua a cada tubo y agitar vigorosamente. Anotar en una tabla qué óxidos se disuelven y con qué facilidad.

3.3 Estudio del carácter ácido-base:

Medir el pH de las disoluciones en agua utilizando papel indicador. Anotar el pH de cada disolución.

Preparar SO_2 disolviendo en agua una punta de espátula de NaHSO_3 y añadiendo unas gotas de HCl concentrado. Medir el pH recogiendo los gases formados en papel indicador humedecido.

Solubilidad de los óxidos en medio ácido y básico:

Si un óxido es insoluble en agua, sus reacciones con ácidos y bases se pueden usar para decidir si tiene carácter ácido o básico. Si el óxido se disuelve en ácido, reacciona con él y se trata por tanto de una base. Si el óxido se disuelve en una base se considera ácido. Si el óxido se disuelve tanto en ácidos como en bases posee carácter ácido y básico; son los denominados óxidos anfóteros. A continuación estudiaremos la solubilidad

3. Periodicidad: Estudio Práctico en el Tercer Periodo de la Tabla Periódica.

Introducción

La Tabla Periódica constituye uno de los puntos de referencia más importantes en el estudio de la Química. La intención de esta práctica es estudiar algunas de las tendencias en las variaciones de las propiedades tanto de los elementos como de algunas de sus combinaciones químicas (óxidos y cloruros) a lo largo del tercer periodo del sistema periódico, llegando, incluso, a establecer una clasificación de estas combinaciones de acuerdo con su tipo de estructura y enlace.

A. Periodicidad de las propiedades de los elementos.

Examinar muestras de los elementos del periodo 3, desde sodio hasta cloro. Hacer una tabla donde vengan reflejadas las siguientes propiedades: número atómico, apariencia y estado físico, punto de ebullición, conductividad, estructura y tipo de elemento (metal o no metal), utilizando los libros necesarios.

Periodicidad de las propiedades de los elementos del tercer periodo							
Elemento	Símbolo y N° Atómico	Apariencia y/o estado físico	Estructura	Punto de fusión	Punto de ebullición	Cond.	Tipo de elemento
Sodio							
Magnesio							
Aluminio							
Silicio							
Fósforo(rojo)							
Azufre							
Cloro							

B. Periodicidad de las propiedades de los óxidos de elementos del periodo 3.

Experiencia

3.1 Elaborar una tabla en la que aparezca el estado y la apariencia a temperatura ambiente de los óxidos que se relacionan:

1 Reacciones ácido-base

A) Determinación de concentraciones de disoluciones comerciales de ácidos y bases

Instrucciones

Con frecuencia se hace necesario en el trabajo experimental la preparación de disoluciones de ácidos bases a partir de los productos comerciales. Para ello es absolutamente imprescindible el conocimiento manejo de las diferentes expresiones de concentración.

Precauciones importantes:

HCl y HAc son corrosivos y volátiles.

Usar las disoluciones concentradas dentro de la vitrina de gases.

Las disoluciones concentradas de HNO₃, H₂SO₄ y NaOH son corrosivas.

Experiencia

- 1.1 Llena hasta el enrase una probeta limpia de 250 ml con disolución acuosa de HCl comercial. Introduce en ella un densímetro de la escala adecuada. La lectura se realiza en el densímetro mirando paralelamente a la superficie del líquido y bien centrado sin tocar las paredes de la probeta. Anota el resultado.
- 1.2 Repite la experiencia 1.1 con disoluciones de los ácidos nítrico (HNO₃), sulfúrico (H₂SO₄) y acético (HAc).
- 1.3 Mide la densidad de la disolución acuosa de amoníaco (NH₃) comercial.

Es imprescindible lavar perfectamente la probeta para cambiar de reactivo y secar con un trapo limpio el aerómetro antes de volverlo a utilizar. Mientras no utilice el medidor guárdelo en su estuche.

En algunos casos, la densidad vendrá especificada en una escala "especial" (grados Baumé: 0 °Bé equivale a la densidad del agua destilada y 10 °Bé a la de una disolución de NaCl al 10%). La tabla 1.1 recoge la equivalencia entre g/ml y ° Bé. Completa los recuadros de las cuestiones 1.1-1.2, usando las tablas que aparecen en el "Handbook of Physics and Chemistry" o al final de este cuaderno.

Tabla 1.1 Equivalencias entre grados Baumé y g/ml

°Bé	g/ml	Bé	g/ml	Bé	g/ml	Bé	g/ml	Bé	g/ml
0	0,9991	16	1,124	32	1,284	48	1,497	64	1,795
1	1,006	17	1,133	33	1,295	49	1,513	65	1,818
2	1,013	18	1,142	34	1,307	50	1,529	66	1,841
3	1,020	19	1,151	35	1,319	51	1,545		
4	1,028	20	1,160	36	1,331	52	1,562		
5	1,035	21	1,169	37	1,344	53	1,579		
6	1,042	22	1,179	38	1,356	54	1,597		
7	1,050	23	1,189	39	1,369	55	1,615		
8	1,058	24	1,199	40	1,382	56	1,633		
9	1,066	25	1,209	41	1,396	57	1,652		
10	1,074	26	1,219	42	1,409	58	1,671		
11	1,082	27	1,229	43	1,423	59	1,690		
12	1,090	28	1,240	44	1,437	60	1,710		
13	1,098	29	1,250	45	1,452	61	1,731		
14	1,106	30	1,261	46	1,467	62	1,752		
15	1,115	31	1,273	47	1,482	63	1,773		

Tabla 2.1. Potenciales normales de reducción a 25°C

Potenciales estándar de reducción a 25°C	
Semirreacción	ε°(V)
Li ⁺ (ac) + e ⁻ → Li(s)	-3.05
K ⁺ (ac) + e ⁻ → K(s)	-2.93
Ba ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Ba(s)	-2.90
Sr ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Sr(s)	-2.89
Ca ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Ca(s)	-2.87
Na ⁺ (ac) + e ⁻ → Na(s)	-2.71
Mg ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Mg(s)	-2.37
Be ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Be(s)	-1.85
Al ³⁺ (ac) + 3e ⁻ → Al(s)	-1.66
Mn ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Mn(s)	-1.18
2H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ (g) + 2OH ⁻ (ac)	-0.83
Zn ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Zn(s)	-0.76
Cr ³⁺ (ac) + 3e ⁻ → Cr(s)	-0.74
Fe ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Fe(s)	-0.44
Cd ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Cd(s)	-0.40
PbSO ₄ (s) + 2e ⁻ → Pb(s) + SO ₄ ²⁻ (ac)	-0.31
Co ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Co(s)	-0.28
Ni ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Ni(s)	-0.25
Sn ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Sn(s)	-0.14
Pb ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Pb(s)	-0.13
2H ⁺ (ac) + 2e ⁻ → H ₂ (g)	0.00
Sn ⁴⁺ (ac) + 2e ⁻ → Sn ²⁺ (ac)	+0.13
Cu ²⁺ (ac) + e ⁻ → Cu ⁺ (ac)	+0.15
SO ₄ ²⁻ (ac) + 4H ⁺ (ac) + 2e ⁻ → SO ₂ (g) + 2H ₂ O	+0.20
AgCl(s) + e ⁻ → Ag(s) + Cl ⁻ (ac)	+0.22
Cu ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Cu(s)	+0.34
O ₂ (g) + 2H ₂ O + 4e ⁻ → 4OH ⁻ (ac)	+0.40
I ₂ (s) + 2e ⁻ → 2I ⁻ (ac)	+0.53
MnO ₄ ⁻ (ac) + 2H ₂ O + 3e ⁻ → MnO ₂ (s) + 4OH ⁻ (ac)	+0.59
O ₂ (g) + 2H ⁺ (ac) + 2e ⁻ → H ₂ O ₂ (ac)	+0.68
Fe ³⁺ (ac) + e ⁻ → Fe ²⁺ (ac)	+0.77
Ag ⁺ (ac) + e ⁻ → Ag(s)	+0.80
Hg ₂ ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → 2Hg(l)	+0.85
2Hg ²⁺ (ac) + 2e ⁻ → Hg ₂ ²⁺ (ac)	+0.92
NO ₃ ⁻ (ac) + 4H ⁺ (ac) + 3e ⁻ → NO(g) + 2H ₂ O	+0.96
Br ₂ (l) + 2e ⁻ → 2Br ⁻ (ac)	+1.07
O ₂ (g) + 4H ⁺ (ac) + 4e ⁻ → 2H ₂ O	+1.23
MnO ₂ (s) + 4H ⁺ (ac) + 2e ⁻ → Mn ²⁺ (ac) + 2H ₂ O	+1.23
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (ac) + 14H ⁺ (ac) + 6e ⁻ → 2Cr ³⁺ (ac) + 7H ₂ O	+1.33
Cl ₂ (g) + 2e ⁻ → 2Cl ⁻ (ac)	+1.36
Au ³⁺ (ac) + 3e ⁻ → Au(s)	+1.50
MnO ₄ ⁻ (ac) + 8H ⁺ (ac) + 5e ⁻ → Mn ²⁺ (ac) + 4H ₂ O	+1.51
Ce ⁴⁺ (ac) + e ⁻ → Ce ³⁺ (ac)	+1.61
PbO ₂ (s) + 4H ⁺ (ac) + SO ₄ ²⁻ (ac) + 2e ⁻ → PbSO ₄ (s) + 2H ₂ O	+1.70
H ₂ O ₂ (ac) + 2H ⁺ (ac) + 2e ⁻ → 2H ₂ O	+1.77
Co ³⁺ (ac) + e ⁻ → Co ²⁺ (ac)	+1.82
O ₃ (g) + 2H ⁺ (ac) + 2e ⁻ → O ₂ (g) + H ₂ O(l)	+2.07
F ₂ (g) + 2e ⁻ → 2F ⁻ (ac)	+2.87

* Para todas las semirreacciones la concentración de las especies disueltas es 1 M y la presión es 1 atm para los gases.

- 2.2 En todas las reacciones el metal se oxida. ¿Quién es el oxidante en cada caso? Escribe y ajusta las reacciones.
- 2.3 De acuerdo con los resultados obtenidos, ordena los semisistemas utilizados por su potencial de reducción.
- 2.4 Algunos de los metales situados por encima del hidrógeno en la serie electroquímica no se disuelven en agua. ¿Por qué?
- 2.5 ¿Por qué los metales que están por debajo del hidrógeno se disuelven en HNO_3 y no en disoluciones diluidas de HCl o H_2SO_4 ? ¿Se disolverán en disoluciones diluidas de HCl o H_2SO_4 ? ¿y en disoluciones diluidas de HNO_3 ?
- 2.6 ¿Cómo varía el poder oxidante de un ácido con su concentración? ¿Por qué?

B) Indicadores ácido-base

Instrucciones

Un indicador es un ácido o base débil, cuyas formas disociada y no disociada, tienen distinto color. Se trata por lo general de sustancias que sufren un cambio perceptible de color dentro de un pequeño intervalo de pH (tabla 3.2). En esta práctica se trata de observar si un indicador dado vira a pH ácidos o básicos.

Experiencia

- 1.4 Llena 6 tubos de ensayo con agua destilada hasta la mitad de su altura. Añade a tres de ellos 2 gotas de fenolftaleína y a los otros tres 2 gotas de anaranjado metilo. Observa el color. Adiciona unas gotas de HCl 0,1N a uno de los dos tubos con fenolftaleína, y unas gotas de NaOH 0,1 N al otro. Repite la operación con dos tubos con anaranjado de metilo. Compara el color de cada indicador en medio básico, neutro y ácido y deduce qué indicador vira en medio ácido y cuál en medio básico.

Tabla 3.2. Cambios de color de los indicadores

Indicador	Color en medio ácido	Color en medio básico	Margen de pH del cambio de color	pK _a del indicador
Azul de timol	rojo	amarillo	1,2 a 2,8	1,7
Anaranjado de	rojo	amarillo	3,2 a 4,4	3,4
Azul de	amarillo	azul	3,0 a 4,6	3,9
Verde de	amarillo	azul	4,0 a 5,6	4,7
Rojo de metilo	rojo	amarillo	4,5 a 6,0	5,0
Azul de	amarillo	azul	6,0 a 7,6	7,1
Azul de timol	amarillo	azul	8,0 a 9,6	8,9
Fenolftaleína	incoloro	rosa	8,3 a 10,0	9,4
Alizarina	rojo	violeta	11,0 a 12,4	11,7

D) Electrolitos fuertes y débiles Instrucciones

Los ácidos y las bases pueden dividirse entre aquellas que se consideran totalmente disociadas (electrolitos fuertes) y las que solo se disocian parcialmente (débiles). Su carácter fuerte o débil puede determinarse mediante medidas de pH.

Experiencia

1.5 Prepara 100 ml de disolución 0,1M de HNO₃, HAc, NaOH y NH₃ (Estas disoluciones se preparan cada 4 alumnos). Toma aproximadamente 5 ml de cada una y ponlos en cuatro tubos de ensayo. Mide el pH con papel indicador y anota los resultados. El pH se medirá primero de forma aproximada con papel indicador universal

debidamente el ácido comercial. Añaden unos 5 ml de este ácido diluido sobre los tubos de ensayo y agita con cuidado. Anota los resultados.

Las siguientes experiencias se realizarán en campana de gases.

Caliente los tubos de ensayo en un baño maría, sin llegar a hervir. Observa y se anota los resultados.

2.3 En los tubos de ensayo en los que no hayas observado reacción, repite la experiencia usando directamente HCl comercial (concentrado), primero en frío y luego en caliente.

2.4 En los tubos de ensayo en los que no hayas observado reacción, repite la experiencia 2.2 usando directamente HNO₃ comercial (concentrado), primero en frío y luego en caliente.

Mediante estos tratamientos todos los metales se habrán atacado.

Cuestiones

2.1 Anota en la siguiente tabla tus observaciones (si se disuelve o no, si la reacción es lenta o rápida, etc).

	Al	Cu	Fe	Zn	Sn	Pb	Na
Agua							
HCl diluido, frío							
HCl diluido, caliente							
HCl conc., frío							
HCl conc., caliente							
HNO ₃ conc., frío							
HNO ₃ conc., caliente							

2 Reacciones redox

A) Reacciones de metales con ácidos Instrucciones: En esta parte de la práctica estudiaremos las reacciones de metales frente a ácidos no oxidantes como HCl y frente a ácidos oxidantes como HNO₃. Observaremos el efecto de variar su concentración y la temperatura. En todas las reacciones que ensayemos el ataque al metal se produce con desprendimiento gaseoso. La observación de la velocidad de burbujeo y del color del gas que se produce nos ayudarán a establecer conclusiones en relación con la ordenación cualitativa de los metales en la serie electroquímica y por tanto de los valores relativos de sus potenciales redox. Utiliza la tabla 2.1. Los potenciales redox dependen de la concentración de las especies intervinientes. Cuando los protones intervienen en el proceso, el potencial depende del pH del medio.

Experiencia

2.1 Pon unos 5 ml de agua destilada en 6 tubos de ensayo y añade a cada uno de ellos un trozo pequeño de uno de los siguientes metales: Na, Al, Cu, Fe, Zn, Sn y Pb.

Precaución: La reacción con Na la realizará el Profesor.

Anota para cada caso si hay reacción y la velocidad de ésta (rápida o lenta), el color de la disolución y el del gas producido. Ten en cuenta que la velocidad de ataque depende de la superficie que presente el fragmento metálico.

2.2 En los tubos de ensayo en los que no hayas observado reacción, decanta el agua cuidando de conservar el metal. Prepara en un vaso de precipitados 30 ml de una disolución de HCl aproximadamente 0,5 M diluyendo

y luego de forma más exacta con un pHmetro, cuya forma de utilización será explicada por el Profesor.

1.6 Separa 4 ml de las disoluciones 0,1M con la pipeta y añade al mililitro restante 9 ml de agua destilada. Agita las disoluciones y mide el pH. Anota los resultados. Evidentemente, este método no nos permite realizar medidas muy exactas, pero sí logramos una aproximación suficiente para distinguir entre los electrolitos fuertes y débiles.

E) Hidrólisis de sales

Las sales se consideran totalmente disociadas en disolución. El anión y catión pueden sufrir reacciones ácido-base con el agua (reacciones de hidrólisis) modificando el pH de la disolución.

Experiencia

1.7 En un tubo de ensayo, disuelve una muestra de NaCl en 5 ml de H₂O destilada. Mide el pH y anota el resultado. Comprueba el pH del agua destilada utilizada en los ensayos, ya que frecuentemente no tiene pH=7. Tenlo en cuenta en tus conclusiones. Repite la misma experiencia con NH₄Cl, Na₂CO₃ y (NH₄)₂CO₃.

Cuestiones

Completa la siguiente tabla para las disoluciones comerciales consideradas:

	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	NH ₃	HAc
densidad (° Beaumé)					
densidad (g/ml)					
concentración (g/l)					
molaridad (N)					
normalidad (N)					
molalidad (m)					

1.1 Anota en la siguiente tabla el volumen de disolución comercial o masa de reactivo que es necesario tomar para preparar un litro de disolución de las concentraciones indicadas en cada caso:

	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	NH ₃	HAc	NaOH
0,1 M						
0,1 N						
12% en peso						

- 1.2 Explica el comportamiento de los indicadores. ¿El viraje se produce siempre a pH=7? ¿Por qué?
- 1.3 Construye una tabla indicando el color de los indicadores usados en medio ácido, básico y neutro.
- 1.4 ¿Cuál es la concentración de la segunda disolución diluida que se utiliza para medir el pH?
- 1.5 Completa la siguiente tabla para las disoluciones de ácidos y bases a las concentraciones medidas.

	HCl	HNO ₃	HAc	NaOH	NH ₃
0,1 M pH teórico*					
0,1 M pH					
? M pH teórico*					
? M pH					

(*). Suponiendo que estuvieran totalmente ionizados

A la vista de los resultados obtenidos, ¿cuáles están totalmente ionizados y cuáles no? ¿Por qué?

1.6 ¿Qué es la constante de ionización? ¿Cuál es su expresión matemática y su relación con el grado de ionización?

1.7 Con los valores de pH medidos en las disoluciones de HAc y NH₃ calcula el grado de ionización en cada caso y comenta los resultados.

	HAc	NH ₃
0,1 M grado de ionización		
? M grado de ionización		

1.8 ¿Cómo varía el grado de ionización con la concentración? ¿Por qué?

1.9 ¿Cuál es el pH de las disoluciones de las sales usadas? ¿Qué clase de sales se hidrolizan y por qué? Escribe los equilibrios de hidrólisis correspondientes.

1.10 ¿Qué tipo de pH tendrán las disoluciones acuosas de las siguientes sales: KHSO₄, LiHCO₃, ZnSO₄, KHS. Escribe en cada caso el equilibrio de hidrólisis.