HIDROSFERA

Abajo de la atmósfera y siguiendo la ley de estratificación por densidades, viene el agua que en su conjunto se le designa con el nombre de hidrosfera.

Siendo un cuerpo líquido, naturalmente tiende a ocupar las partes más bajas de la corteza terrestre y por lo tanto se encuentra en los océanos, que ocupan un área sobre la superficie de la tierra de 361,254 millones de kilómetros cuadrados, en tanto que la tierra firme incluyendo las islas tiene 148,847 millones que da una relación aproximada de 76% para la superficie de las aguas y 24% para la de la tierra. La mayor parte del agua está contenida en los océanos cuyo volumen es según K. Karstens de 1,286 millones de kilómetros cúbicos, con lo que la profundidad media de los océanos será de 3.58 Km. El resto del agua se encuentra en cantidad más o menos grande en los continentes; en parte sobre la superficie de la tierra como en los lagos y ríos, y otra, que puede ser en cantidad del mismo orden que el agua superficial, se encuentra abajo de la superficie formando lo que se llama el agua del subsuelo o agua subterránea.

Parte de esta agua está en continuo movimiento desalojándose lentamente de las partes más altas hacia las más bajas, siempre bajo la acción de la gravedad. El movimiento de esta agua se verifica con más o menos lentitud dependiente de la diferencia de alturas entre dos puntos del nivel del agua y de la resistencia que encuentre. Siempre, o por lo menos en la mayoría de los casos su velocidad es muy inferior a la del agua superficial. Este movimiento se verifica siempre que haya una diferencia de nivel entre la superficie del agua subterránea, como sería el espejo de agua de un pozo, y otro punto bien se trate de agua subterránea o de agua superficial. Por lo anterior se ve que el agua se mueve por gravedad sólo arriba del nivel del mar.

Abajo de este nivel el agua contenida en las rocas sólo se mueve por difusión o por consolidación de la roca que la contiene. Esto se verifica por el aumento en la presión en el interior de la tierra. Aguas que han sido aprisionadas entre los poros de una roca y que se han quedado siempre abajo del nivel del mar se llaman aguas conatas.

También se encuentra agua en la forma de hielo, tanto en los casquetes polares, como en las cimas de las altas montañas, formando ventisqueros y sabanas de hielo.

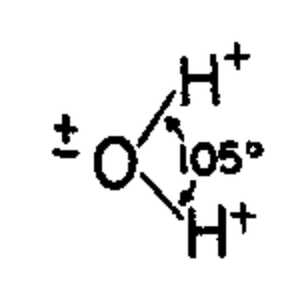
Por último se encuentra, como ya se ha dicho, una pequeña cantidad de agua en la atmósfera, está en todo tiempo, pero se está renovando continuamente, y de ella proviene toda el agua que se encuentra arriba del nivel del mar.

Hay otra agua que está *contenida en disolución en los minerales* de las rocas o formando parte integrante de los minerales de las mismas, pero de esta agua se tratará en un capítulo de la litosfera.

Aquí también trataremos del agua que se desprende de la litósfera y que nunca ha visto la luz del sol. Esta agua se produce en las emanaciones de los volcanes y en los geiseres y otras manifestaciones por el estilo. A estas aguas Süss las ha llamado *juveniles*.

Químicamente el agua está compuesta de 16 partes en peso de oxígeno y 2.016 de hidrógeno que dan respectivamente 88.81% y 11.19%. Contiene además una cantidad muy pequeña de óxido de deuterio o agua pesada. Esta variedad de agua se encuentra en la proporción de *0.02% en el agua ordinaria* y es muy posible que su proporción sea mayor en el agua de mar que en las aguas continentales, pues el agua pesada es menos volátil que la ordinaria y por lo tanto debe estar concentrada en el mar. Pero esto es sólo una suposición mía, pues no he sabido de ninguno que haya verificado este aserto.

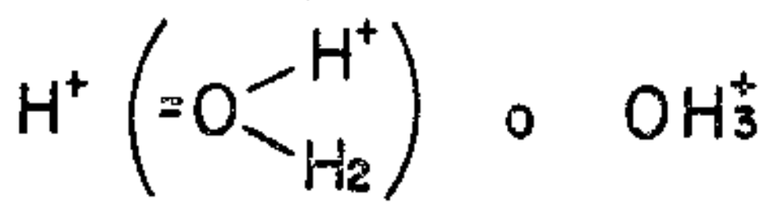
En el agua los hidrógenos están unidos al oxígeno formando un ángulo de 105° y están a una distancia medio de 0.95A como puede verse en la figura, y que por mismo tienen un momento eléctrico, o de



dipolo, que no tendría si su extructura estuviera representada por la figura

H—O—H

En vista de esto si hay un hidrógeno, que tiene una carga positiva se puede unir al oxígeno de otra molécula de agua y de esta manera formar un ión complejo que se llama hidroxonio:



Debido a que, como se ha dicho toda la distribución de la materia en la tierra obedece a dos leyes que son la de la densidad, por la cual las sustancias más pesadas tienden a concentrarse hacia el centro de la tierra y la difusión por la cual las sustancias tienden a repartirse uniformemente en todo el espacio que se les presente; pero para que la difusión sea posible se necesita que haya movimiento por lo cual los flúidos se difunden fácilmente, y tanto más cuanto menor es su viscosidad. Por lo tanto, en los sólidos la difusión es muy lenta o nula, en los líquidos es fácil, y tanto más cuanto mayor es la temperatura, que aumenta el movimiento de las moléculas y disminuye la viscosidad, y los gases son los más difusibles de todas las sustancias.

Estudiaremos primero las propiedades físicas del agua pura para luego pasar al de las aguas naturales.

Por su abundancia e importancia económica el agua ha sido muy estudiada y en muchos casos se toma como patrón para medir las propiedades físicas de la materia. El agua que se toma como patrón es el agua pura, pero conteniendo sus dos partes por diez mil de agua pesada, cuya existencia sólo se conoce desde hace muy poco tiempo a esta parte.

De las propiedades del agua pesada, las principales son: punto de congelación a 3.8°C; punto de abullición 101.12°C; su máximo de densidad se encuentra a la temperatura de 11.6°C. (Datos tomados del libro de Fritz Ephraim, traducción de J. Sureda Blanes. Química Inorgánica, página 384).

La densidad del agua ordinaria varía con la temperatura, y a continuación viene un cuadro en el que se demuestra esta propiedad:

Patrón de densidad

(definición de la Oficina Internacional de Pesas y Medidas, 1910)

Temperatura del máximo de densidad del agua ordinaria y perfectamente pura	3.98°C.
Densidad a esta temperatura	0.999973 g/cm³
Densidad a esta temperatura	1.000000 g/ml

Densidad absoluta del agua a varias temperaturas.

Densidad relativa del agua a varias temperaturas, tomando como referencia el agua a 4° C.

t	d	Δd/Δt	t	d	Δd/Δt
−10	.99815	+.00028	20	.99823	−.00021
− 9	. 43	26	21	802	22
− 8	. 69	23	22	780	24
− 7	92	20	23	756	24
− 6	912	18	24	732	25
− 5	.99930	+.00015	25	.99707	−.00026
− 4	45	13	26	. 681	27
− 3	58	12	27	654	28
− 2	70	9	28	626	29
− 1	79	8	29	597	30
0	.99987	+.00006	30	.99567	−.00030
1	93	4	31	537	32
2	97	2	32	505	33
3	99	1	33	473	33
4	1.00000	−.00001	34	440	34
5	.99999	−.00002	35	.99406	−.00035
6	97	4	36	371	35
7	93	5	37	336	37
8	88	7	38	299	37
9	81	8	39	262	38
10	.99973	−.00010	40	.99224	−.00038
11	63	11	41	186	39
12	52	12	42	147	40
13	40	13	43	107	41
14	27	14	44	066	41

Este cuadro se continúa en la hoja siguiente.

t	d	Δd/Δt	t	d	Δd/Δt
15	.99913	– .00016	45	.99025	– .00043
16	.99897	17	46	.98982	42
17	880	18	47	940	44
18	862	19	48	896	44
19	843	20	49	852	45

Cuadro compilado por el Smithsonian Institution tomando datos de varios autores.

Cuadro que demuestra la variación en la densidad del agua a varias temperaturas y presiones.

p	–20°C	–15°C	–10°C	–5°C
0			0.99830	0.99940
500			1.03093	1.02270
1000			1.04188	1.04341
1500		1.06338	1.06202	1.06304
2000	1.08354	1.08284	1.08190	1.08085
2500	1.10071	1.09963	1.09842	1.09685
3000	1.11570	1.11458	1.11309	1.11148
3500		1.12816	1.12663	1.12511
4000		1.14077	1.13973	1.13817
4500			1.15154	1.15009
5000			1.16293	1.16144
5500				1.17137
6000				1.18147

Compresibilidad del agua

Cuadro que muestra la densidad del agua a varias temperaturas y presiones. Temperaturas en grados centígrados y presiones en kilogramos por centímetro cuadrado.

p	0°C	5°C	10°C	15°C	20°C
0	1.00000	1.00010	0.99990	0.99930	0.99840
500	1.02344	1.02270	1.02187	1.02082	1.01958

Este cuadro se continúa en la hoja siguiente.

Compresibilidad del agua (Continuación).

p	25°C	30°C	35°C	40°C	45°C
1000	1.04406	1.04286	1.04145	1.03993	1.03842
1500	1.06270	1.06113	1.05944	1.05775	1.05585
2000	1.07991	1.07805	1.07608	1.07411	1.07216
2500	1.09493	1.09289	1.09087	1.08873	1.08660
3000	1.10926	1.10717	1.10497	1.10265	1.10047
3500	1.12271	1.12057	1.11819	1.11595	1.11371
4000	1.13546	1.13314	1.13084	1.12854	1.12613
4500	1.14718	1.14495	1.14272	1.14025	1.13791
5000	1.15848	1.15620	1.15394	1.15154	1.14916
5500	1.16904	1.16700	1.16482	1.16238	1.15996
6000	1.17924	1.17730	1.17523	1.17274	1.17028
6500	1.18920	1.18722	1.18512	1.18287	1.18022
7000			1.19474	1.19246	1.18991
7500			1.20409	1.20178	1.19933
8000				1.21153	1.20846
8500				1.21951	1.21714
9000					1.22549
9500					
0	0.99721	0.99592	0.99433	0.99245	0.99049
500	1.01823	1.01657	1.01482	1.01286	1.01071
1000	1.03670	1.03487	1.03295	1.03093	1.02870
1500	1.05396	1.05197	1.04987	1.04778	1.04559
2000	1.06989	1.06792	1.06576	1.06349	1.06123
2500	1.08448	1.08460	1.08003	1.07770	1.07538
3000	1.09817	1.09830	1.09361	1.09123	1.08885
3500	1.11136	1.11148	1.10338	1.10424	1.10181
4000	1.12499	1.19397	1.11907	1.11657	1.11403
4500	1.13546	1.13572	1.13067	1.12816	1.12562
5000	1.14666	1.14692	1.14181	1.13921	1.13662
5500	1.15741	1.15754	1.15234	1.14969	1.14705

Compresibilidad del agua (Continuación).

p	50°C	55°C	60°C	65°C	70°C
6000	1.16768	1.16768	1.16239	1.15969	1.15701
6500	1.17758	1.17744	1.17206	1.16932	1.16659
7000	1.18708	1.18694	1.18133	1.17855	1.17578
7500	1.19617	1.19603	1.19033	1.18751	1.18469
8000	1.20511	1.20482	1.19904	1.19617	1.19332
8500	1.21359	1.21036	1.20729	1.20438	1.20149
9000	1.22175	1.21832	1.21521	1.21106	1.20934
9500	1.22956	1.22639	1.22279	1.21981	1.21684
10000	1.23716	1.23350	1.23016	1.22714	1.22414
10500		1.24069	1.23732	1.23426	1.23122
11000			1.24440	1.24131	1.23824
11500			1.25141	1.24828	1.24517
12000				1.25533	1.25219
12500				1.26231	1.25913
000	0.98834	0.98590	0.98348	0.98087	0.97809
500	1.00847	1.00604	1.00351	1.00080	0.99800
1000	1.02638	1.02396	1.02135	1.01874	1.01605
1500	1.04319	1.04177	1.03821	1.03552	1.03284
2000	1.05876	1.05630	1.05385	1.05119	1.04855
2500	1.07296	1.07055	1.06803	1.06542	1.06281
3000	1.08637	1.08389	1.08143	1.07887	1.07619
3500	1.09938	1.09685	1.09433	1.09170	1.08909
4000	1.11160	1.10914	1.10656	1.10400	1.10132
4500	1.12309	1.12057	1.11794	1.11545	1.11272
5000	1.13004	1.13148	1.12892	1.12625	1.12372
5500	1.14456	1.14194	1.13934	1.13662	1.13404
6000	1.15447	1.15181	1.14916	1.14954	1.14390
6500	1.16401	1.16130	1.15861	1.15607	1.15340
7000	1.17316	1.17041	1.16768	1.16509	1.16252

Compresibilidad del agua (Continuación).

p	75°C	80°C	85°C	90°C	95°C
7500	1.18203	1.17924	1.17661	1.17385	1.17123
8000	1.19062	1.18779	1.18511	1.18245	1.17980
8500	1.19875	1.19603	1.19318	1.19048	1.18779
9000	1.20656	1.20366	1.20091	1.19818	1.19560
9500	1.21403	1.21124	1.20846	1.20569	1.20294
10000	1.22130	1.21847	1.21566	1.21286	1.21007
10500	1.22835	1.22549	1.22264	1.21981	1.21714
11000	1.23533	1.23244	1.22956	1.22669	1.22399
11500	1.24224	1.23931	1.23640	1.23350	1.23077
12000	1.24922	1.24626	1.24332	1.24039	1.23762
12500	1.25612	1.25313	1.25016	1.24735	1.24440
0	0.97513	0.97210			
500	0.99512	0.99255			
1000	1.01327	1.01051			
1500	1.03018	1.02754			
2000	1.04592	1.04330			
2500	1.06007	1.05742			
3000	1.07365	1.07101			
3500	1.08648	1.08389			
4000	1.09878	1.09613			
4500	1.11012	1.10767			
5000	1.12108	1.11857			
5500	1.13148	1.12892			
6000	1.14129	1.13882			
6500	1.15088	1.14824			
7000	1.15996	1.15741			
7500	1.16863	1.16618			
8000	1.17716	1.17467			
8500	1.18526	1.18273			
9000	1.19289	1.19034			
9500	1.20034	1.19775			

Compresibilidad del agua (Continuación).

p	75°C	80°C
10000	1.20744	1.20481
10500	1.21433	1.21183
11000	1.22130	1.21862
11500	1.22805	1.22549
12000	1.23487	1.23229
12500	1.24162	1.23900

Este cuadro ha sido calculado con los datos obtenidos por Bridgman. Proceedings of American Accademy of Science 48-(1912)-309.

Comentarios al cuadro de la variación de densidad del agua con la presión.

Este cuadro ha sido calculado con los datos obtenidos por P. W. Bridgman. Thermodynamic properties of liquid water. Procedings of the American Academy of Arts and Sciences. Vol. 48 (1912) páginas 309 a 362. Boston 1913.

En este trabajo se verá que para algunas temperaturas y presiones no hay datos sobre la compresibilidad, esto es debido a que en estos casos el agua líquida no existe sino sólo se encuentra el agua sólida y que el autor del trabajo ha llamado agua IV, la que tiene un comportamiento normal, es decir: que su densidad disminuye con el aumento de la temperatura y que por lo tanto un aumento en la presión produce un aumento en la temperatura de fusión. Esto permite que el agua sólida exista a temperaturas tan altas como 35° C. con tal que la presión no sea inferior a 12,000 kilogramos por centímetro cuadrado.

Los autores pudieron trabajar con agua líquida en sobrefusión a temperaturas tan bajas como —10° a la presión normal, abajo de la cual se les formó el hielo ordinario y se llegó a la temperatura de – 20°, con tal que la presión fuera superior a 1500 Kg/cm²; obteniéndose siempre hielo ordinario cuyo punto de fusión baja con la presión.

En el cuadro de las densidades se notará que las densidades a 25 y 30° C a presiones de 2,500 a 8,000 Kg/cm² son casi iguales, lo cual indica o que hay un error en el cuadro, lo que puede observarse porque la disminución en densidad con la temperatura es el doble

de la esperada, o bien que en este intervalo hay otra variedad ed agua.

Viscosidad del agua a varias temperaturas

t *en grados centígrados.* v *en centipoises.*

t	v	t	v	t	v	t	v
0	1.7921	30	.8007	60	.4688	90	.3165
1	1.7313	31	.7840	61	.4618	91	.3130
2	1.6728	32	.7679	62	.4550	92	.3095
3	1.6191	33	.7523	63	.4483	93	.3060
4	1.5674	34	.7371	64	.4418	94	.3027
5	1.5188	35	.7225	65	.4355	95	.2994
6	1.4728	36	.7085	65	.4293	96	.2962
7	1.4284	37	.6947	67	.4233	97	.2930
8	1.3860	38	.6814	68	.4174	98	.2899
9	1.3462	39	.6685	69	.4117	99	.2868
10	1.3077	40	.6560	70	.4061	100	.2838
11	1.2713	41	.6439	71	.4006	101	.282
12	1.2363	42	.6321	72	.3952	102	.279
13	1.2028	43	.6207	73	.3900	103	.276
14	1.1709	44	.6097	74	.3849	104	.273
15	1.1404	45	.5988	75	.3799	105	.270
16	1.1111	46	.5883	76	.3750	106	.267
17	1.0828	47	.5782	77	.3702	107	.264
18	1.5559	48	.5683	78	.3655	108	.262
19	1.0299	49	.5588	79	.3610	109	.259
20	1.0050	50	.5494	80	.3565	110	.256
21	.9810	51	.5404	81	.3521	120	.232
22	.9789	52	.5315	82	.3478	130	.212
23	.9358	53	.5229	83	.3436	140	.196
24	.9142	54	.5146	84	.3395	150	.184
25	.8937	55	.5064	85	.3355	160	.174
26	.8737	56	.4985	86	.3315		

Viscosidad del agua a varias temperaturas

t *en grados centígrados.* v *en centipoises.*

t	v	t	v	t	v	t	v
27	.8545	57	.4907	87	.3276		
28	.8360	58	.4832	88	.3932		
29	.8180	59	.4759	89	.3202		

Resultados obtenidos por Bingham y Jackson. Bulletin Bureau of Standards 14-(1918)-75.

La viscosidad del agua a 20.20°C es 1.0000 centipoises.

Una vez conocidas las propiedades físicas del agua pura vamos a pasar a estudiar la composición química de las aguas naturales.

Como ya se ha dicho el recipiente a donde tarde o temprano regresa el agua es el océano; de él se evapora el agua y pasa a la atmósfera por medio de la cual es transportada y en los lugares en donde las condiciones físicas son apropiadas el agua se precipita sobre la tierra o sobre la superficie del mar en forma de lluvia, rocío, granizo, nieve o escarcha.

El agua precipitada de esta manera no es pura, y probablemente contiene menos agua pesada que la que se encuentra en el mar. Contiene en disolución sustancias gaseosas y sólidas y además materias insolubles en suspensión.

El agua que se precipita de la atmósfera lo hace a una temperatura determinada y en presencia de los gases atmosféricos, que de acuerdo con la ley de Dalton se disolverán de acuerdo con su naturaleza y en cantidad proporcional a la presión parcial de este gas, en las condiciones de temperatura y presión de la región en donde se hace la precipitación. Después puede cambiar, y generalmente esto acontece, las condiciones del medio ambiente y el agua tiende a ponerse en equilibrio con las nuvas condiciones del medio; pero como todos estos cambios requieren tiempo y por inercia los cambios son más o menos lentos, el agua trae mucho de las condiciones en que primitivamente se precipitó.

En el cuadro siguiente, tomado del Handbook of Chemistry and Physics, 30 Ed. Chemical Rubber Publishing Co. página 1396-1397. La temperautra en grados centígrados y la solubilidad en mililitros de gas reducidos a 0° y 760 mm., disueltos en 100 gramos de agua. Los datos para el nitrógeno se refieren a nitrógeno atmosférico que contiene 98.815% en volumen de N_2 y 1.185% de A.

SOLUBILIDAD DE LOS GASES ATMOSFERICOS

t	N_2	O_2	CO_2	t	N_2	O_2	CO_2
0	2.354	4.889	171.3	20	1.545	3.102	87.8
1	2.297	4.785	164.6	21	1.522	3.044	85.4
2	2.241	4.633	158.4	22	1.498	2.988	82.9
3	2.187	4.512	152.7	23	1.475	2.934	80.4
4	2.135	4.397	147.3	24	1.454	2.881	78.1
5	2.086	4.287	142.4	25	1.434	2.831	75.9
6	2.037	4.180	137.7	26	1.413	2.783	73.8
7	1.990	4.080	133.1	27	1.394	2.736	71.8
8	1.945	3.983	128.2	28	1.376	2.691	69.9
9	1.902	3.891	123.7	29	1.358	2.649	68.2
10	1.861	3.802	119.4	30	1.342	2.608	66.5
11	1.823	3.718	115.4	35	1.256	2.440	59.2
12	1.786	3.637	111.7	40	1.184	2.306	53.0
13	1.750	3.559	108.3	45	1.130	2.187	47.9
14	1.717	3.486	105.0	50	1.088	2.090	43.6
15	1.685	3.415	101.9	60	1.023	1.946	35.9
16	1.654	3.348	98.5	70	0.977	1.833	
17	1.625	3.283	95.6	80	.958	1.761	
18	1.597	3.220	92.8	90	.95	1.72	
19	1.570	3.161	90.2	100	.95	1.70	

Con los datos contenidos en el cuadro anterior se puede calcular la composición del aire disuelto en el agua de lluvia a determinada temperatura. En el cuadro siguiente se ha calculado la composición de este aire a varias temperaturas. Los resultados en % en volumen y la solubilidad total en ml. de gas por 100 de agua.

Temperatura	0	5	10	15	20
Nitrógeno ... %	63.31	63.63	63.80	64.03	64.28
Oxígeno ... %	34.94	34.72	34.56	34.50	34.28
Carbónico %	1.75	1.65	1.56	1.47	1.44
Total en ml.	2.938	2.593	2.304	2.079	1.899

Se ve que el aire disuelto en el agua es más rico en oxígeno que el de la atmósfera y considerablemente más en carbónico; que la cantidad de carbónico disminuye sensiblemente con el aumento de temperatura así como la cantidad absoluta de este gas disuelto en el agua.

A continuación damos los resultados obtenidos por Bunsen, quien en 1855analizó los gases disueltos en el agua de lluvia (Liebig's Annalen, Vol 93, (1855) página 48), con los resultados siguientes:

Temperatura	0	5	10	15	20
Nitrógeno	63.20	63.35	63.49	63.62	63.69
Oxígeno	33.88	33.97	34.05	34.12	34.17
Carbónico	2.92	2.68	2.46	2.26	2.14

Como se ve los resultados obtenidos prácticamente, son muy semejantes a los calculados, sólo se nota una diferencia apreciable en las cifras para el carbónico, pero las variaciones son en ambos casos en el mismo sentido.

Pero el agua de lluvia no sólo contiene gases en disolución sino que también dejan residuo sólido al ser evaporada. En este residuo se encuentran principalmente los iones sodio y cloro.

En varios lugares de la tierra se han obtenido los resultados siguientes: (Tomado de Clarke, página 52 y reducidos a kilogramos por hectárea usando el factor de conversión Libras/acre $\times$ 1.120 = Kg/Ha)

Localidad	Cloro
Cirencester, Inglaterra	24.30
Rothamsted, Inglaterra	16.51
Perugia, Italia	25.76
Ceylán, India	202.30
Calcutta, India	36.81
Madrás	40.62
Odessa, Rusia	19.04
Islas Barbados	131.02
Guayana Inglesa	144.75
Nueva Zelanda	68.54

Los datos anteriores están reducidos a kilogramos por hectárea y por año. Se ve que la cantidad es muy variable pero siempre bastante

apreciable, y además se ve que la cantidad de cloro citado es mayor mientras la estación esté más cerca de la costa y la precipitación sea mayor.

El autor recuerda haber visto un libro en el que estaban marcadas en un mapa las líneas isocloras para el agua en partes por millón, y de cómo estas líneas *seguían el contorno de la costa, por lo que claramente* se ve que este elemento proviene del agua del mar.

L. *Farcy menciona los análisis de agua de lluvia* que se recolectó en 17 estaciones entre Brest y Finisterre en los años de 1928 a 1931 (Chemical Abstracts, Vol. 28, (1934) página 3281) en la que encontró sales disueltas de las cuales aproximadamente el 70% es cloruro de sodio, y las ha encontrado hasta más de 100 km. de la costa. La cantidad de sales es entre 25 y 35 gramos por metro cuadrado por año. Excepcionalmente, pero no dice dónde, la cantidad de sales ha llegado a 88 mg/l. En el granizo y la nieve, la cantidad de sales que *se encuentra es generalmente* menor que en el agua de lluvia.

Ya en *la parte de la atmósfera se dijo cómo el rocío que se forma* en la superficie del agua por la acción del viento sobre las olas y la rompiente, es arrastrado en el aire y transportado a grandes distancias; el agua se evapora y quedan cristales ultramicroscópicos de sales los que al condensarse el agua, se disuelven en ella y caen en forma de solución en el agua de lluvia.

Con respecto a la composición completa de las sales que flotan en la atmósfera y que la lluvia recoge, tengo pocos datos, sólo he encontrado en Clarke (o.m. p. 52). Los resultados de Pierre son los siguientes *en sales y en kilogramos por año y por hectárea:*

NaCl	37.5		Na_2SO_4	8.4		
KCl	8.2		$2SO_4$	8.0		
$MgCl_2$	2.5		$MgSO_4$	5.9		
$CaCl_2$	1.8		$CaSO_4$	6.2		
Cloruros	50.0	+	sulfatos	28.5	=	78.5

Que arroja un total de 78.5 KgHa año, para Normandía. Estos análisis fueron hechos en 1851. Estos análisis los he recalculado en iones referidos a % de sólidos totales y comparados con los mismos obtenidos para el agua del mar y el promedio de las aguas continentales, también tomadas de Clarke (páginas 123 y 116).

	Lluvia	Marina	Continental
CO^3	——	.21	35.15
SO_4	24.42	7.69	12.14
Cl	37.78	55.48	5.68
Ca	3.15	1.20	20.39
Mg	2.33	3.72	3.41
Na	22.27	30.59	5.79
K	10.05	1.11	2.12
Otros	——	——	15.32
	100.00	100.00	100.00

Como se ve la composición de las sales contenidas en el agua de lluvia es intermedia entre el agua del mar y las aguas continentales, con mayor tendencia hacia la agua marina. Esto era de esperarse, pues en la atmósfera también flotan las sales derivadas del agua continental sólo que en menor proporción.

Los otros constituyentes del agua de lluvia están formados por las sustancias nitrogenadas que se encuentran en la atmósfera que son: carbonato de amonio y nitrato de amonio; pues en las condiciones de temperatura y composición de la atmósfera no pueden existir al estado de libertad ni el amoníaco ni el ácido libre. Además trae una cantidad variable de polvos tanto de materias minerales como de sustancias orgánicas, como ya se dijo al tratar de la atmósfera.

El agua de lluvia es la fuente principal de las aguas continentales. La lluvia u otra forma de precipitación como el granizo o la nieve provienen de la humedad atmosférica, la que cuando llega a saturarse se precipita en forma de pequeñas gotas que forman las nubes, niebla o escarcha, o bien se forman gotas más gruesas que caen sobre la tierra en forma de lluvia, granizo o nieve. Esta agua que cae sobre la tierra se divide en tres prates: una que es reevaporada, otra que escurre superficialmente y la otra que penetra en el subsuelo y que forma las aguas subterráneas, las cuales escurren lentamente y afloran de nuevo en forma de manantiales, que pueden ser concentrados y se llaman fuentes o difusos y se llaman lloraderos, que son los que principalmente contribuyen a formar el caudal permanente de las corrientes de agua. Otra pequeña cantidad de agua está constituída por el agua que proviene de los volcanes y que en su mayoría nunca había visto la luz del sol y que Süss

ha llamado aguas juveniles. Por último todas estas aguas llegan algún día al océano que es en donde está contenida la mayor parte de la masa de la hidrósfera y de donde, por evaporación se forma la mayor parte de la humedad atmosférica.

Para nuestro estudio de la composición química y distribución de los elementos en las aguas las dividiremos en tres grupos principales: aguas continentales, aguas oceánicas y aguas juveniles.

Todas las aguas naturales pueden considerarse como soluciones más o menos diluídas de sustancias minerales sólidas y gaseosas disueltas en el agua. Si una agua natural se evapora, los gases y el agua se van a la atmósfera y queda un residuo salino, que es lo que se conoce con el nombre de estracto sólido. Este estracto es aproximadamente igual a la suma de los pesos de los iones de las sustancias disueltas en el agua. Decimos que aproximadamente porque muchos iones, como el bicarbónico, tiene sustancias gaseosas o volátiles con el vapor de agua.

El estracto seco se puede estimar por la suma de los iones determinados, pero reducidos a una forma en la que no se tenga en cuenta sus elementos volátiles. Así por ejemplo: el ión bicarbónico, que tenemos necesidad de aceptarlo para explicar la solubilidad del carbonato de calcio, al evaporarse se transforma en agua y ión carbónico que es fijo y gas carbónico según la ecuación

$$2HCO_3^- H_2 \rightarrow CO_3^{=} + CO_2\uparrow$$

Por la cantidad de estracto seco podemos dividir las aguas naturales en cuatro grupos con varios subgrupos, bien entendido que los límites son arbitrarios, pero que en términos generales están de acuerdo con los usos y propiedades de las aguas; pero los límites marcados no deben tomarse como rigurosos, sino que sólo indican el orden de magnitud. Así pues las dividiremos en:

Grupo	Subgrupo	Límites de salinidad en partes por millón
Dulces	Potables	menos de 500
Dulces	*Aceptables*	*de 500 a 1,000*
Salobres	Utilizables	de 1,000 a 5,500
Salobres	Inútiles	de 5,500 a 20,000

Saladas	de 20,000 a 50,000
Salmueras	de 50,000 a 250,000
Salineras	de 250,000 a 300,000
Amargos	de más de 300,000

La división se basa más o menos en las propiedades siguientes:

Las aguas que contienen menos de 1,000 partes por millón o lo que es lo mismo que dejan al ser evaporadas un residuo de menos de un gramo por litro, cuando se toman no tienen gusto salado. Se distinguen aguas que saben perfectamente dulces y que generalmente contienen menos de 500 p.p.m. de residuo y otras que tienen un sabor ligeramente desagradable y que se llaman aguas gruesas y que contienen más de 500 y menos de 1,000. Estos números son arbitrarios y representan un término medio en las apreciaciones organolépticas; pues no tiene el mismo sabor el agua si la sal disuelta es principalmente cloruro de sodio que tiene un sabor salado agradable, que si es carbonato de calcio, casi sin sabor determinado, pero con una sensación desagradable, sobre todo para el que no está acostumbrado a este tipo de aguas; que si predominan los sulfatos, que el de sodio es amargo, el de magnesio más amargo aún y el de calcio casi insípido, pero con la sensación desagradable del agua impura y dura. Si tiene bicarbonato de sodio, como las aguas de Vichy, tiene un sabor agradable, ligeramente alcalino, pero que usada por algún tiempo es cansada.

Las aguas conteniendo más de 1,000 p.p.m. de sólidos son distintamente salobres, aunque también esta propiedad varía con la cantidad de sales disueltas y con la sensibilidad de la persona que experimenta. Una solución de cloruro de sodio a 5.5 por mil es isotónica con los flúidos del organismo, de manera que si uno toma de esta agua ni entra ni pide al cuerpo agua, si su salinidad es menor se asimila agua y si es mayor la bebida en vez de hidratar deshidrata el organismo y por lo tanto no puede servir para beber. Lo mismo pasa en tratándose de las plantas, que una agua con una cantidad menor de sales que la indicada se puede utilizar para riego, mientras que una con mayor cantidad sería fatal a la vida de las plantas. En esto se basa la distinción en las aguas salobres entre las que contienen más de 5,500 p.p.m. que no son utilizables y las que contienen menos de esta cantidad que se pueden usar, pero sólo por corto tiempo, pues la transpiración y respiración de los seres organizados tiende a concentrar el agua y si ésta no se elimina por algún medio, fácilmente llega a concentraciones tóxicas.

El tipo de aguas de mar, es lo que se considera como aguas saladas y que como es sabido, y lo discutiremos más adelante, la salinidad del agua del mar varía aproximadamente entre los límites de 20 y 50 partes por millar. Las aguas de este tipo tienen un sabor distintamente salado. Su densidad varía aproximadamente entre 1.014 y 1.035. En ella sólo pueden vivir animales o plantas especialmente adaptados a esta clase de agua. *Pueden concentrarse considerablemente sin que dé ningún precipitado* o cuando más una cantidad pequeñísima de alguna de las sustancias muy poco solubles como el carbonato de calcio, el silicato de hidroximagnesio o el sulfato de calcio.

Las aguas que tienen una salinidad entre 50,000 y 250,000 partes por millón, no pueden mantener la vida de los organismos, a menos de que se trate de algunos hongos, muy raros por cierto. Esterilizan las semillas que caen dentro de dicha solución y se les llama salmueras; cuando se concentran su densidad aumenta muy rápidamente, y como casi no dan precipitado al ser concentradas, como ya se dijo antes merecen tenerse en una clase especial.

En el grado siguiente de concentración nos encontramos con aguas que al concentrarse depositan gran cantidad de sales de sodio, tales como cloruros, carbonatos, sulfatos y sus sales dobles. Su densidad y salinidad aumentan lentamente, pero de una manera continua. Son las aguas de donde se extrae la sal común y en varios casos otras sales de sodio.

Al legar a una concentración de unas 300,000 partes por millón, comienzan a precipitarse las sales menos solubles como son las de potasio y magnesio que tienen un sabor distintamente amargo y que por lo mismo se les da el nombre de amargos.

Al tratar de cada una de las clases de aguas podremos discutir la calidad de sales que precipitan y en qué casos se forman una y otras y de esto se tratará con mayor detalle. Aquí sólo se ha tratado de justificar la división de las aguas naturales en los grupos en que lo hemos hecho y sólo con respecto a su salinidad.

Habiendo estudiado la cantidad de residuo seco vamos a ver de qué está compuesto éste y cómo se puede interpretar.

Lo primero que hay que elegir es una unidad conveniente para representar la cantidad de materia contenida en la unidad de medida del agua de que se trate. Para el agua, que debe considerarse como una solución, generalmente se toma una unidad de medida, que en la actualidad es el litro, pero que antes, en México, fué el cuartillo y que en los

Estados Unidos de América es el galón de 231 pulgadas cúbicas. Es muy conveniente usar para el agua una medida ponderal, pues el volumen cambia con la temperatura en tanto que la masa queda invariable, éste es el sistema más cómodo, exacto y que es generalmente usado en todas partes. Los materiales contenidos en el agua se estiman, casi siempre, en unidades ponderales, que puede ser el gramo o el grano, tanto en el sistema de unidades inglesas como en el antiguo Mexicano. Por lo que se dic que son tantos gramos por litro o tantos granos por galón o por cuartillo. Si la medida del agua se ha hecho en peso, éste se puede expresar en el mismo sistema de unidades que los resultados del análisis y de esta manera se obtiene un número abstracto que es independiente del sistema de unidades elegido y que por lo mismo es el más conveniente.

Para aguas dulces y salobres, que contiene una cantidad pequeña de residuo seco es conveniente expresar los resultados en partes por millón que se abrevia p.p.m. y representa miligramos por kilogramo o gramos por tonelada; como en este tipo de agua la densidad del agua es poco diferente de 1,000 y como la cantidad de sustancia disuelta es pequeña, se puede tomar, sin error sensible, como miligramos por litro o gramos por metro cúbico, y esto independientemente de la temperatura, siempre que se trate de aguas termales, en algunos casos, puede ser conveniente hacer la corrección por temperatura.

Hay un sistema de origen francés que se ha usado bastante y que es el de los grados hidrotimétricos, en el cual un grado representa una cantidad equivalente a 10 mg. por litro de carbonato de calcio.

Los factores de conversión son: para transformar las unidades expresadas en partes por millón:

Grano por por U.S. galón se multiplica por		17.1
Granos por cuartillo	,,	107.6
Grados franceses:		
Para calcio (Ca)	,,	4.0
Para magnesio (Mg)	,,	2.4
Para carbónico (CO_3)	,,	6.0
Para carbónico (CO_2)	,,	4.4
Para sulfúrico (SO_4)	,,	9.6

También hay que tener en cuenta la manera de representar los elementos que se determinan en las aguas, para reducirlos a un sistema uniforme.

Al rpincipio de la química en que las sales se consideraban formadas por la unión de un óxido con un anhídrido, se acostumbraba a representar los elementos positivos por medio de sus óxidos, tales como CaO, Na_2O, Fe_2O_3, FeO, etc. y los radicales negativos por medio de sus anhídridos tales como CO_2, SO_3 P_2O_3, N_2O_5, etc.; pero al llegar a los halógenos que se unen directamente con los metales y no con sus óxidos, se encontró una dificultad, en efecto:

$$Na_2O + 2Cl \rightarrow 2NaCl + O$$

y para que la suma de los radicales determinados, representara el extracto seco había necesidad de restarle a dicha suma el equivalente de los halógenos determinados. Después de la suma se lee: "menos 0 correspondiente a Cl nn." *

Después se recurrió al expediente de representar los elementos determinados en forma de sales. Esto parece muy lógico, pues si en una agua se encuentran los elementos cloro y sodio y la solución es neutra, es claro que se trata de cloruro de sodio disuelto en agua. Si se encuentran varios radicales positivos y uno solo negativo también es fácil calcular las sales que disueltas en el agua daría el líquido de que se trata. Pero en el caso de que haya varios radicales positivos y varios negativos el caso es muy difícil de designar qué clase de sales forman la solución.

Para ilustrar este punto tomaré un ejemplo: si se disuelven 117 mg. de $NaCl$ y 174.2 de K_2SO_4 que hacen un total de 291.2, en una cantidad de agua que sea suficientemente grande para evitar la saturación. El mismo resultado se obtendría disolviendo 149.2 de KCl y 142 de Na_2SO_4 y que también suman 291.2. Además se puede hacer esta solución tomando una cantidad cualquiera de las sales indicadas, con tal que no sea mayor de la cantidad tomada para las sales puras, pues de acuerdo con la ecuación:

$$2NaCl + K_2SO_4 = 2KCl + Na_2SO_4$$

lo único que se requiere es que la suma de los radicales positivos sea igual a la de los radicales negativos; como hay cuatro radicales, se pue-

* El factor de conversión es 0.22563.

den tomar tres de ellos arbitrariamente y el cuarto se encuentra por cálculo.

Por lo anterior se ve que el problema de asignar un número que represente la cantidad de sustancia disuelta es indeterminado. Por esto se dice que el análisis del agua se da en combinaciones hipotéticas.

Para que estos cálculos sean lo menos arbitrarios posible, se procura hacer las combinaciones en la forma que resultarían si el agua se evaporara a sequedad, pero como lo veremos al final de esta sección los compuestos que se pueden formar varían con las condiciones físico-químicas en que se encuentre el sistema. Otras veces se atiende a una combinación especial que es el objeto del estudio, lo que se justifica porque siempre o casi siempre hay manera de llevar el sistema a dar un compuesto en particular.

En la actualidad en que se sabe que la mayoría de las sustancias minerales que se disuelven en el agua se ionizan por lo menos parcialmente; y que las que no lo hagan en las condiciones de la solución lo harían si se aumentara la dilución. Por esto es mejor hacer la representación de los análisis en iones, y que por otra parte es lo que en general se determina en los análisis. En todo lo que sigue del presente trabajo la representación de los análisis se hará en iones exclusivamente.

Para pasar de un sistema a otro el método más práctico, a mi modo de ver, es el de dividir el número que representa la cantidad dada en el análisis por el peso formal de la sustancia encontrada. (Se llama peso formal el número que resulta de sumar los pesos atómicos de las sustancias, iones o radicales determinados, teniendo cuidado de tomarlos exactamente como están expresados en la fórmula. Así el peso formal del $NaCl$ es 58.5, y el de Na_2Cl_2 es 117; el de Na_2O es 62 y el de $0.5Na_2O$ es 31; el de S es 32, el de S_8 [la molécula de azufre] es 256, el de SO_3 80, el de SO_4 96 y el de H_2SO_4 98.)

En muchos casos es preferible, por uniformidad el tomar, en vez del peso formal, un múltiple o una fracción de éste para tomar números químicamente equivalentes. Generalmente es más fácil multiplicar que dividir y en este caso en vez de dividir entre el número que representa el equivalente químico se multiplica por su recíproco. Al número resultante se le llama el valor de reacción del elemento o compuesto representado.

A continuación damos un cuadro en el que se muestran los radicales, elemento y compuesto que con más frecuencia se presentan en los análisis de agua. Tiene cinco columnas: 1.—Fórmula. 2.—Peso for-

mal. 3.—Valencia que se le considera al elemento. 4.—Peso equivalente. 5.—Coeficiente de reacción.

Las cifras están tomadas del *Handbook of Chemistry and Physics* 30th Ed., Chemical Rubber Publishing Co.

Sustancia	Peso formal	Valencia	Equivalente	Coeficiente de reacción.
	Radicales positivos.			
H	1.008	1	1.008	0.992 063
Li	6.94	1	6.94	.144 092
Li_2O	29.88	2	14.94	.066 934
NH_3	17.03	1	17.03	.058 720
NH_4	18.04	1	18.04	.058 720
Na	22.997	1	23.00	.043 478
Na_2O	61.99	2	31.00	.032 258
K	39.096	1	39.10	.025 575
K_2O	94.19	2	47.10	.021 231
Mg	24.32	2	12.16	.082 237
MgO	40.32	2	20.16	.049 603
Ca	40.07	2	20.03	.049 925
CaO	56.07	2	28.03	.035 676
Sr	87.63	2	43.81	.022 826
Ba	137.37	2	68.68	.014 560
Fe	55.84	2	27.92	.035 816
Fe	55.84	3	18.61	.053 734
FeO	71.84	2	35.92	.027 840
Fe_2O_3	159.68	6	26.61	.037 580
Mn	54.93	2	27.46	.036 417
Mn	54.93	3	18.31	.054 625
Mn	54.93	4	13.73	.072 833
Cu	63.57	2	31.78	.031 466
Zn	65.38	2	32.69	.030 590
Pb	207.20	2	103.6	.099 652
Al	26.97	3	8.99	.111 275
Al_2O_3	101.94	6	16.99	.058 858

Sustancia	Peso formal	Valencia	Equivalente	Coeficiente de reacción.
	Radicales negativos.			
F	19.000	1	19.0	.052 631
Cl	35.457	1	35.5	.028 169
Br	79.916	1	79.9	.012 516
I	126.92	1	126.9	.007 880
O	16.0000	2	8.00	.125 000
OH	17.008	1	17.01	.058 789
B_2O_3	69.64	6	11.61	.086 133
BO_2	42.82	1	42.82	.023 354
CO_2	44.01	2	22.00	.045 454
CO_3	60.01	2	30.00	.033 333
HCO_3	61.018	1	61.02	.016 388
S	32.06	2	16.03	.062 383
H_2S	34.076	2	17.04	.058 685
HS	33.068	1	33.07	.030 239
SO_3	80.06	2	40.03	.024 981
SO_4	96.06	2	48.03	.020 820
NO_2	46.008	1	46.01	.021 734*
N_2O_3	76.016	2	38.01	.026 309
NO_3	62.008	1	62.01	.016 126
N_2O_5	108.016	2	54.01	.018 515
PO_4	94.98	3	31.66	.031 586
PO_4	94.98	2	47.49	.021 057
PO_4	94.98	1	94.98	.010 528
P_2O_5	141.96	6	23.66	.042 265
As_2O_3	229.82	6	38.3	.026 110
	Compuestos eléctricamente neutros			
NaCl	58.45	1	58.45	.017 109
Na_2CO_3	106.00	2	53.00	.018 868
$NaHCO_3$	84.02	1	84.02	.011 902
Na_2SO_4	142.05	2	71.02	.014 080
Na_3PO_4	163.97	3	54.66	.018 295
$NaBO_2$	65.82	1	65.82	.015 193
$Na_2B_4O_7$	201.27	2	100.63	.009 937
$NaNO_3$	85.01	1	85.01	.011 763

$NaNO_2$	69.01	1	69.01	.014 491
NaOH	40.01	1	40.01	.024 994
NH_4Cl	53.50	1	53.50	.018 692
$(NH_4)_2SO_4$	132.14	2	66.07	.015 135
KCl	74.55	1	74.55	.013 414

Sustancia	Peso formal	Valencia	Equivalente	Coeficiente
KBr	119.01	1	119.01	.008 403
KI	166.02	1	166.02	.006 023
K_2SO_4	174.25	2	87.12	.011 478
KNO_3	101.10	1	101.10	.009 891
Li_2OO_3	115.84	3	38.61	.025 900
$MgCO_3$	84.33	2	42.16	.023 719
$MgCl_2$	93.23	2	47.61	.021 004
$MgSO_4$	120.38	2	60.19	.016 614
$CaCO_3$	100.09	2	50.05	.019 980
$CaCl_2$	110.99	2	55.50	.018 018
$CaSO_4$	136.14	2	68.07	.014 691

Para encontrar el valor de reacción de un peso de una sustancia se multiplica este peso por su coeficiente de reacción. Para obtener el peso de una sustancia determinada se multiplica su valor de reacción por su equivalente. Vamos a aplicar estas reglas a un caso práctico que tomaremos de Clarke en la página 66. Esta agua es del Río Platte cerca de Greeley, Colo. En la primera columna están los símbolos de las sustancias determinadas; en la 2 los pesos de dichas sustancias en granos por galón, los que multiplicados por 17.1 se tienen miligramos por litro, y que va en la columna tercera. En la 4 se encuentran los valores de reacción de los elementos determinados y que se obtuvieron multiplicando su peso por su coeficiente de reacción; 5 los símbolos de los iones; 6 los pesos de los iones en miligramos por litro, que se obtuvieron multiplicando los valores de reacción por su equivalente.

1	2	3	4	5	6
CaO	14.117	224.30	8.007	Ca	160.38
MgO	5.530	94.56	4.690	Mg	57.03
Na_2O	11.463	196.02	6.321	Na	145.38
K_2O	.355	6.07	.129	K	5.04

CO_2	4.554	77.87	3.539	CO_3	106.17
SO_3	32.601	557.48	13.927	SO_4	668.91
Cl	2.681	45.84	1.292	Cl	45.84
	70.301	1202.14			
—O = Cl	.604	10.33			
					1188.75
Suma	69.697	1191.81			

que representa el total de sales.

1	2	3	4	5	6
SiO_2	.891	15.24			15.24
$(Fe,Al)_2O_3$	.189	3.23			3.23
Mn_2O_3	.189	3.23			3.23
Ign.	2.397	40.99			40.99
Suma	73.363	1254.50			1251.44

Aquí tenemos un análisis que se ha representado de tres maneras diferentes y desde luego, para poder hacer mejor la interpretación se deben tener todos los análisis en una manera uniforme de expresión.

Antes de pasar adelante vamos a estudiar cuáles son los componentes de las aguas naturales. Desde luego, que basados en la omnipresencia de los elementos debemos encontrarlos todos en las aguas; pero la mayoría de ellos están en cantidades tan pequeñas que no hay manera de demostrar su presencia en las aguas y su existencia se presume por consideraciones teóricas de los principios de la físico-química. Aquí consideraremos tres categorías de sustancia que se encuentran en las aguas naturales: En la primera están las sustancias que generalmente se encuentran en todas las aguas en cantidades que se pueden determinar fácilmente en muestras del orden de un litro; 2ª los elementos que con especial cuidado se determinan en muestras de un litro, pero que para hacer con mayor seguridad es mejor hacerlo sobre unos cuatro litros; estas sustancias se encuentran en cantidades apreciables en algunos casos especiales y que discutiremos más adelante; 3ª sustancias que sólo se ecuentran en huellas y que para demostrar su existencia se necesitan grandes cantidades de aguas, como en los casos en que se trata de residuos formados por evaporación de agua natural, y que sólo en condiciones muy especiales se pueden estudiar en ellas.

En el ejemplo anterior, en que los elementos determinados originalmente fueron peso por unidad de volumen, se siguió el mismo sistema al pasar al sistema métrico decimal en donde esto se expresa en miligramos por litro. En general es preferible expresar estos resultados en una relación que en un número abstracto y lo mejor es peso de sustancia determinada entre peso de muestra tomada.

Este número es generalmente menor que la unidad por lo que para evitar el uso de muchos ceros después del punto decimal se toma un múltiplo de diez como el peso original, por esto generalmente se expresan los resultados de los análisis en por-cientos. En el caso de las aguas dulces o salobres, que son soluciones muy diluídas los resultados se expresan en parte por millón que se simboliza por p.p.m. y que representa 10^{-6}.

Si se usa peso de sustancia determinada por unidad de volumen, para definir exactamente el análisis hay que definir la temperatura de la solución y su densidad; pero en tratándose de aguas dulces el error que resulta en despreciar estos datos es tan pequeño que sin error sensible se puede decir que un litro de agua pesa un millón de miligramos, y por lo tanto miligramos por litro es prácticamente equivalente a p.p.m.

Para darnos una idea sobre el error cometido en tomar una por otra las cantidades indicadas supongamos que se trata de una agua a 20°C y con un contenido de sales de 1,000 p.p.m. que tiene una densidad 1.001 aproximadamente. En el cuadro sobre las densidades del agua a varias temperaturas se ve que el peso de un litro de agua pura a 20°C es de 998230 miligramos, y la diferencia a un millón es de 772 miligramos que representa un erro de 0.08%, que es muy inferior a la exactitud que puede exigirse a una determinación de una sustancia en el agua. Por lo anterior no haremos distinción entre miligramos por litro y p.p.m. cuando se trate de aguas dulces o salobres.

Ahora pasaremos a estudiar cada una de las sustancias que se encuentran en mayor cantidad en la generalidad de las aguas y que se hallan en cantidades superiores a una p.p.m. Estas las podemos dividir en tres categorías que son: sales ionizadas, sustancias coloides y materia orgánica. El peso de todas ella forma lo que conocemos con el nombre de extracto seco.

El extracto seco se puede obtener evaporando cuidadosamente una cantidad conocida de agua, y pesando el residuo resultante, éste se pesa cuando ha adquirido peso constante a la temperatura de 110°C. Este método no es muy exacto porque el residuo puede ser mayor o menor

que el verdadero considerado anhidro. Es menos porque la materia orgánica en parte se destruye y en cantidades que no es posible saber; por otra parte puede haber y de hecho hay pérdida de cloro bajo la forma de ácido clorhídrico, pues aunque las aguas naturales, en lo general son neutras o ligeramente alcalinas, si en ellas hay una cantidad apreciable de magnesio, lo que generalmente es el caso, hay una pequeña hidrólisis

$$Mg^{++} + 2H_2O \rightleftharpoons Mg(OH)_2 + 2H^+$$

y de aquí

$$H^+ + Cl^- = HCl\uparrow$$

de donde se origina esta pérdida en HCl, lo que tiende a dar resultados ligeramente bajos. A esta propiedad de hidrolizarse, dando una base muy débil, se debe el que las soluciones neutras de sales de magnesio sean corrosivas. En caso necesario se le puede añadir a la solución una sal que tienda a disminuir la concentración de los iones hidrógenos, y que mueve el equilibrio a la izquierda, con lo cual se evitaría la pérdida de cloro y lo corrosivo del agua, esto se logra añadiendo un poco de carbonato alcalino. Esto se hace por ejemplo en el caso de que se quieran estudiar las variaciones de la cantidad de cloro contenida en las aguas y que para tener mayor aproximación hay que concentrar por evaporación.

Las sales de amonio también se volatilizan al evaporar sus soluciones en la forma siguiente:

$$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$$

y

$$NH_4 \rightleftharpoons NH_3\uparrow H^+$$

en la que el amoníaco se va y la solución se vuelve ácida; para impedir que el amoníaco se vaya hay que aumentar la concentración del ión hidrógeno para que en la segunda ecuación el equilibrio se vaya hacia la izquierda. Por este motivo el residuo tiende también a ser bajo.

En el extracto también hay una cantidad de materia orgánica de naturaleza bastante variada y que con la evaporción y la desecación a 110°C en parte se volatilizan y en parte se descompone, lo que tiende a hacer la determinación imprecisa.

Al evaporar una agua natural sus sales se van concentrando y antes de que toda el agua se haya evaporado pueden precipitarse sales

que contienen agua de cristalización como el yeso ($CaSO_4.2H_2O$) o la termonatrita ($Na_2CO_3.H_2O$), agua que no se desprende, por lo menos totalmente, a 110°C.

En vista de lo anterior el extracto seco tiene poca representación, aunque sí da una idea del tipo de agua de que se trate. Si este residuo se calcina, en lo general se carboniza una parte de él y queda un residuo más o menos moreno debido a la presencia de carbón, el que por calcinación prolongada se quema completamente y se obtiene un residuo blanco o ligeramente rojizo. Si la calcinación se lleva demasiado lejos es posible obtener resultados bajos por la descomposición del $CaCO_3$ y por volatilización de los cloruros alcalinos; por esto es preferible hacer la calcinación a baja temperatura, del orden de 400 a 500 grados, hay ciertamente un poco de carbón, pero muy poco, tanto que en general no introduce error apreciable. Este residuo representa el contenido mineral del agua, aunque generalmente un poco bajo debido a la hidrólisis de las sales como las de magnesio.

Este residuo puede variar desde unas cuantas partes por millón, como en las aguas de lluvia hasta más del 50% del peso de la solución, como pasa en algunos amargos.

Ahora vamos a tratar de los elementos individualmente, que se encuentran en casi todas las aguas naturales, los cuales ya se trataron colectivamente en el párrafo anterior.

CALCIO

Este es el elemento que generalmente es más abundante en las aguas dulces y su cantidad relativa va disminuyendo con el aumento de la salinidad. El calcio generalmente va disuelto a favor de la cantidad de CO_2 que va disuelta en el agua, por lo cual se le considera que se encuentra al estado de bicarbonato; pero actualmente sabemos que está totalmente ionizado y que su solubilidad depende del pH del agua. En las aguas el CO_2 se encuentra disuelto, formando iones bicarbónicos que tienen una primera constante de disociación de 3.5×10^{-7} o sea un pH de 6.46 a 18°. La cantidad de Ca que se puede disolver es función de la cantidad de HCO_3 que exista en el agua y que a su vez depende de la solubilidad del CO_2 en el agua, la que varía con la presión y temperatura del líquido, por lo cual la solubilidad del calcio aumentará con la tensión del gas carbónico en el aire que esté en contacto con el agua, y disminuirá con la elevación de temperautra. Johnston y Williamson dan

los siguientes valores para la solubilidad del $CaCO_3$ en una atmósfera que contenga el 0.032% de CO_2 en volumen que es equivalente a 0.24 mm de mercurio.

J. Johnston y E. Williamson. Journal of Geology, Tomo 24 (1916), páginas 729 a 750.

Solubilidad del $CaCO_3$ en agua saturada con carbónico a la tensión en que se encuentra en la atmósfera en p.p.m.

Temperatura	$CaCO_3$	Ca
0	81	32.4
5	75	30.0
10	70	28.0
15	65	26.0
20	60	24.0
25	56	22.4
30	52	20.8

Por el cuadro anterior se ve que la solubilidad del calcio debido a la presencia del CO_2 en equilibrio con la atmósfera, en términos generales no puede pasar de unas 40 partes por millón, y por lo tanto, cuando su salinidad aumenta, su contenido en calcio queda constante y por lo mismo disminuye proporcionalmente.

La solubilidad del carbonato de calcio aumenta con la presión parcial del CO_2 de la atmósfera y disminuye con la temperatura, seguramente que este último efecto es debido a la disminución de solubilidad de los gases con la temperatura, por lo cual la solubilidad de la calcita depende de la solubilidad del carbónico en el agua. Por esto se estima que el calcio se encuentra disuelto merced al ión bicarbónico, aunque el bicarbonato de calcio sólo se conoce a 25°C bajo una presión del CO_2 de 16.3 atmósferas y la solución en equilibrio contiene 1.040 p.p.m. (McCoy y Smith, 1911).

Ahterton Deidell, Solubilities, p. 192.

Para la variación de la solubilidad del $CaCO_3$, calcita, tenemos los datos de Johnston (1915), (Seidell, obra citada y en la misma página) a 16°C.

P, es la presión del CO_2 en atmósferas.

Ca, la cantidad de calcio en solución, en p.p.m.

P	Ca	P	Ca
0.000504	29.8	0.4167	315.0
.000808	34.0	.5533	352.2
.00333	54.8	.7297	388.8
.01387	89.2	.9841	434.4
.02820	118.6	1	434.0
.05008	144.0	2	564.4
.1422	213.2	4	733.6
.2538	265.4	6	855.6

Aunque el carbónico tiene mucha importancia en la solución de las calizas, no quiere decir que únicamente a esta sustancia se debe el contenido en calcio en las aguas naturales, pues cualquier agua que tenga un pH de 7 o menor puede contener una cantidad de calcio equivalente a varios miles de p.p.m., pero en presencia del ión sulfúrico en cantidad suficiente tiene un límite que depende de la solubilidad del yeso ($CaSO_4.2H_2O$), que varía poco con la temperatura y que es aproximadamente de unas 2,000 partes de $CaSO_4$ por litro o sean unas 612 p.p.m. de calcio.

*Si el pH del agua es mayor de 7, es decir que su reacción sea alca*lina al tornasol, en este caso las aguas son casi libres de calcio, pues la solubilidad del $CaCO_3$ en soluciones neutras o alcalinas es del orden de una a dos partes por millón.

El origen del calcio proviene en parte del agua de lluvia que trae una pequeña cantidad de este elemento debido a los polvos y cristales finísimos de calcita que recoge de la atmósfera. El agua de lluvia, como ya se ha visto viene saturada con gas carbónico y al caer al suelo se encuentra con cristales de calcita pequeñísimos que se deben a los resi*duos que ha dejado por evaporación del agua de capilaridad del sub*suelo y, debido a su gran división, son fácilmente solubles en el agua cargada de ácido carbónico. De esta manera las aguas que corren por la superficie del terreno contienen ya una cantidad apreciable de calcio, al grado de ser el elemento más conspicuo.

Una parte de esta agua se evapora y deja cristalitos de calcita, que el viento llevará a la atmósfera o que serán disueltos en la próxima lluvia; otra parte percola en el suelo, en donde la atmósfera está enriquecida en carbónico y que por lo tanto su poder disolvente sobre la cal-

cita aumenta. Pero su acción disolvente no es sólo sobre la calcita, sino que también tiene influencia sobre los otros minerales de calcio, como son los feldespatos y las piroxenas, pero aquí ya su influencia está moderada por la naturaleza y condiciones de estos minerales; pero en cualquier caso su poder disolvente está limitado por la solubilidad del carbonato en soluciones cargadas de gas carbónico, que como hemos visto, generalmente es menor de 40 p.p.m. La facilidad con que atacan las soluciones carbónicas a los minerales de las rocas, en lo que se refiere a calcio, es evidente en la calcita, plagioclasa y piroxena. Por esto las aguas que provienen de calizas están casi saturadas con respecto a carbonato de calcio, de acuerdo con su contenido en CO_2; las que provienen de basaltos contienen bastante calcio, pero no están saturadas y las que provienen de granitos o de areniscas son las que contienen menor cantidad de este elemento.

En las aguas que provienen de calizas, sobre todo en regiones áridas, la cantidad de calcio que contienen puede ser muy superior al límite fijado anteriormente. Esto es debido a que en las calizas se encuentra casi invariablemente pirita, la que en contacto del aire se oxida a sulfato férrico, el que por doble descomposición forma sulfato de calcio y óxidos férricos; si a esto se agrega que en el desierto hay una fuerte evaporación de las aguas superficiales; estas aguas llegan a estar saturadas con respecto a yeso y su contenido en calcio no puede pasar de una 600 p.p.m.

Ciertamente que hay algunas aguas que contienen una cantidad de calcio mayor que la indicada, pero aquí se trata de aguas especiales, las que se tratarán en otra sección.

MAGNESIO

Este elemento ocupa el segundo lugar entre los cationes, tanto en las aguas marinas como en las continentales.

Aunque el magnesio es del mismo grupo que el calcio, su comportamiento químico es bastante diferente en términos generales, aunque ambos pueden reemplazarse parcialmente. En primer lugar su radio iónico para la valencia 2 es bastante diferente 0.99 A para el Ca y 0.65 para el Mg, se ve que la diferencia es del orden de 40% del valor medio entre ambos radios iónicos y se requiere que su diferencia no sea mayor del 15% para que haya isomorfismo. Otra de las grandes diferencia es la tendencia que tiene el ión Mg^{++} en presencia del agua

a tomar un oxihidrilo dando un ión monovalente $MgOH^+$ y dar hidrógeno iónico, por lo cual las soluciones de sales de magnesio se vuelven ácidas al evaporarse y tienden a depositar sales básicas. En términos generales las sales de magnesio son mucho más solubles que las de calcio, pero en cambio los silicatos de magnesio se descomponen dando lugar a la formación de nuevos compuestos en los que figura el radical monovalente $MgOH^+$, cosa que no pasa con el calcio y por lo tanto los silicatos de calcio ceden más fácilmente la totalidad de este elemento al agua que los de magnesio, los que sólo la ceden parte de su base, generalmente menos de la mitad. Otra diferencia muy apreciable es la de dar iones complejos, de manera que las sales de magnesio son más difíciles de precipitarse por reactivos que era de esperar lo hicieran.

En las aguas naturales, una pequeña cantidad de este elemento proviene del agua de lluvia, la que a su vez lo obtiene de las sales oceánicas, el resto lo obtiene de las rocas en la misma forma que se dijo para el calcio y el ión que puede obrar con más facilidad es el bicarbónico por lo cual las aguas cargadas de CO_2 tienen también una acción disolvente sobre el magnesio. En cambio el hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$ es poco soluble lo que lo distingue del hidróxido de calcio es ligeramente soluble.

Para el magnesio tenemos que el producto de solubilidad del hidróxido es a 18°C de 1.2×10^{-11}, en cambio el del carbonato es de 2.6×10^{-6}. Por esto sucede que si el carbonato de magnesio precipitado $MgCO_3.3H_2H$ se pone en contacto con el agua, libre de CO_2 se produce un equilibrio en la forma siguiente:

$$2MgCO_3 + H_2O \rightleftharpoons Mg(HCO_3)_2 + Mg(OH)_2$$

Con la magnesita natural pasa lo mismo, pero sólo que la disociación es más lenta.

El cuadro siguiente ilustra parte del equilibrio entre el sistema $MgCO_3$-CO_2-H_2O

Presión del CO_2 en atmósferas	Mg en solución p.p.m.	Fase sólida
0	4	$Mg(OH)_3$
0.00020	468	"
.00025	539	"
.00030	604	"

.00035	666	,,
.00040	697	$MgCO_3.3H_2O$
.00045	710	,,
.00050	723	,,

Estos datos son a la temperatura de 18°C.
Johnston, 1915, tomados de Seidell, p. 385.

En la obra de Seidell encontramos otros muchos datos sobre la solubilidad del carbonato de magnesio y se ve que ésta es aumentada por la presencia de sales alcalinas, por la cual es más fácil precipitar calcio que magnesio en la purificación de las aguas. Por esto veremos que, si una agua que contenga calcio y magnesio disueltos debido al CO_2 se evapora, primero se precipita el calcio y después el magnesio, el cual por esta razón se concentra en las aguas salobres y sobre todo en los amargos. Con respecto a la relación entre la sílice y el magnesio se tratará más adelante.

En la litosfera, el calcio y el magnesio se encuentran aproximadamente en cantidades semejantes, pero en las aguas de los ríos la regla general es que el calcio exceda en varios tantos al magnesio, por la razón de que sólo una parte del magnesio de los silicatos es fácilmente soluble.

SODIO

Este elemento es el que está en mayor cantidad en las aguas de lluvia, en cambio en las aguas de los ríos, en términos generales, se encuentra en menor cantidad que el calcio y el magnesio.

Los minerales primarios de sodio son casi sin excepción del grupo de los sílico-aluminatos, distribuídos en el grupo feldespato en su mayor parte y en cantidad subordinada en las piroxenas y anfíbolas. Los silicatos son lentamente descompuestos por el agua y se llevan el sodio en solución; el sodio es reemplazado en las rocas por el hidrógeno, dando lugar a la formación de silicatos con reacción ácida y queda en cambio el ion OH^-, por lo cual al tratar un feldespato pulverizado por agua destilada, ésta se vuelve alcalina a la fenolftaleína. Los silicatos son muy lentamente solubles por lo que el agua fácilmente se satura de oxhidrilos y deja de obrar, la presencia del CO_2 disuelto en el agua tiende a disminuir la concentración de este radical y por lo mismo au-

menta su eficacia; pero como su carbonato es muy soluble en el agua, como todos los compuestos de sodio que no sean los sílicoaluminatos, los compuestos de este elemento se van en las aguas y sólo en condiciones especiales se logra tener una concentración suficiente para que se produzca una precipitación, lo que no pasa con los poco solubles carbonatos de calcio y de magnesio, por esto las aguas corrientes sólo tienen el sodio recogido de la atmósfera y el poco que pueden disolver de los feldespatos, en tanto que el calcio y el magnesio es recogido de las calizas y de los carbonatos finamente precipitados que tan abundantes son en los suelos. En cambio cuando las aguas se concentran, primeramente el calcio se precipita como carbonato o sulfato, y después el magnesio y por lo tanto el sodio se concentra más fácilmente en los residuos.

POTASIO

Este elemento es también muy semejante al sodio pero no es isomorfo con él debido a la diferencia en sus radios iónicos. En el agua de lluvia sólo se encuentra en cantidades insignificantes y en las rocas, en promedio es casi tan abundante como el sodio; pero hay una diferencia semejante a la que vimos entre calcio y magnesio. El potasio es fácil y tenazmente retenido por los sílicoaluminatos en la forma de mica, por lo cual solamente una parte, en realidad bastante pequeña, pasa a solución.

Generalmente en los análisis de agua, el sodio y el potasio se consideran juntos.

Los cuatro elementos considerados anteriormente son los cationes que comúnmente se encuentran en las aguas continentales; los otros sólo se encuentran en huellas y adquieren importancia en casos especiales como lo describiremos más adelante.

En el grupo de los aniones tenemos lo mismo que en el de los cationes, solamente unos cuantos radicales son de importancia general, los otros son de importancia secundaria.

CARBONICO

Este es uno de los más abundantes en las aguas continentales y se encuentra siempre presente en todas las aguas, pues debido a la solubilidad del gas carbónico, casi nunca falta en las aguas naturales. El gas carbónico, al disolverse en el agua, forma el ácido carbónico H_2CO_3 que

es un ácido divalente y por lo tanto tiene dos constantes de ionización. La primera, que corresponde, al ión HCO_3^- de disociación a 18°C de 3.5×10^{-7} y por lo tanto un pH de 6.46, y que es ligeramente ácido. El otro que corresponde al ión CO_3^- y cuya consante de disociación es, a 25°C 4.4×10^{-11}, corresponde a un pH de 10.36 y por lo tanto es fuertemente alcalino y sólo puede existir en donde hay una fuerte concentración de oxhidrilos, por lo tanto, si una agua tiene un pH mayor de 10.36, contendrá álcali cáustico, lo que no sucede con ninguna de las aguas naturales; si éste está comprendido entre 10.36 y 6.46, hay bicarbonatos y carbonatos, pero si el pH es menor de 6.46, indica que hay carbónico libre. El gas carbónico libre no puede exceder de la solubilidad del gas en el agua, de acuerdo con la presión de este gas en las condiciones en que se encuentra esta agua, y por lo tanto si el agua pasa de una a otra condición física, la cantidad del gas carbónico contenido en ella, variará; lo que se refleja generalmente en el contenido de calcio primeramente y en segundo lugar, en el de magnesio.

La solubilidad del gas carbónico en el agua varía también con la salinidad de ésta y disminuye con su aumento.

En las aguas que tienen un pH de 7 o menor, la cantidad de CO_3 es pequeña, pero si éste es mayor de 7, la cantidad de carbonato puede ser considerable.

SULFURICO

Este radical se encuentra presente en muy pequeña cantidad en el agua de lluvia. En las aguas corrientes, este radical es el segundo en abundancia después del CO_3 y proviene, en parte, de una pequeña cantidad de yeso, que como sustancia poco soluble es muy frecuente en los suelos en cantidades muy pequeñas y cristales finísimos; pero la mayor parte proviene de la oxidación de los sulfuros que son sustancias que se encuentran diseminadas tanto en las rocas primarias bajo la forma de pirrotita, y en las secundarias en la forma de pirita. También hay otros muchos sulfuros que por oxidación dan sulfúrico. Los sulfatos, se encuentran generalmente en mayor cantidad en las aguas que provienen de las calizas.

El ácido sulfúrico, es dibásico y por lo tanto tiene dos hidrógenos reemplazables. El primero está completamente disociado en soluciones décimo-normales y el segundo tiene una constante de 2×10 o sea un pH de 1.70, por lo tanto es un ácido fuerte y en las aguas ordinarias

se encuentra completamente disociado. Como es un ácido de un punto de ebullición bastante alto, al evaporar las soluciones no se desprende, sino que todo queda en el residuo, por lo tanto, si las aguas se concentran, la cantidad de SO_4 aumentará; sólo en aguas muy ricas en calcio, en donde se llega al producto de solubilidad del yeso, este radical se precipita al estado de yeso.

CLORO

Este radical se encuentra en las aguas de lluvia, que como se ha dicho proviene principalmente de los residuos salinos que se encuentran en la atmósfera. En la litosfera la cantidad de cloro es muy pequeña, muy pocos de los minerales primarios contienen cloro, en efecto sólo se encuentra la sodalita, y éste es un mineral poco común y que corresponde a un grupo de rocas que es de los escasos en la litosfera. En algunas cavidades de minerales, sobre todo en cuarzo, a veces se encuentran cristalitos de cloruro de sodio, pero éstos casi están fuera del alcance de la hidrósfera. En las emanaciones volcánicas, sí se encuentran cloruros, ácido clorhídrico, cloruro de amonio, de sodio y otros cloruros metálicos; pero, como los cloruros son muy solubles, por lo menos los de los elementos más comunes, éstos se van en las primeras aguas. Sólo una pequeñísima cantidad de agua magmática que queda en la roca es la fuente de cloro para las aguas continentales. Por lo anterior se verá que es perfectamente explicable que este radical ocupe el tercer lugar en orden de abundancia en las aguas continentales.

El cloro es un radical muy ionizable y por lo tanto en las aguas ordinarias se encuentra completamente ionizado. Sus compuestos son todos muy solubles, por lo cual, cuando las aguas se evaporan o concentran, tienden a acumularse en los residuos. El compuesto de cloro más soluble, con los metales ordinarios, es el cloruro de sodio y se requieren como 250,000 p.p.m. para que esta sal comience a precipitar. Por esto es que el cloro, sólo se encuentra en abundancia en las aguas que provienen de lugares de fuerte evaporación o de donde hay sedimentos que contienen cloruros.

La única manera de que el cloro disminuya o que se evapore es por la reacción indicada a propósito de la magnesia, pero esta hidrólisis es muy pequeña, y además el HCl es poco volátil a la temperatura ordinaria y en soluciones diluídas.

Los iones que generalmente se encuentran en las aguas y sobre todo

en las corrientes o aguas dulces son solamente los indicados anteriormente, y que pueden reducirse a cuatro cationes y tres aniones.

Considerando ahora los cationes, en muchos casos se pueden reducir a tres, pues el sodio y el potasio en el caso de las aguas, son tan semejantes que desde el punto de vista químico, en soluciones diluídas tienen propiedades muy semejantes, por lo cual se pueden considerar juntos. La única diferencia que en estas condiciones se encuentra es la de que sus equivalentes químicos son bastante diferentes: 23 para el Na y 39.1 para el K, por lo cual en vez de sumar los pesos de estos elementos se suman sus valores de reacción, y si se necesita los resultados en p.p.m., esta suma se multiplica por el equivalente del sodio y como tal, se da el resultado. Es muy frecuente encontrar análisis en los que no se menciona el potasio, sino que sólo se dice sodio; en estos casos no hay que suponer que no exista el potasio, pues sería rarísimo encontrar una agua de tal naturaleza, sino que el potasio está representado por su cantidad equivalente de sodio. Con frecuencia, en los análisis de agua, se determinan los aniones; los de los cationes, solamente al calcio y al magnesio, se calcula el equivalente, o el valor de reacción de los aniones, de éste se resta el de los cationes determinados y la diferencia se multiplica por el equivalente del sodio, con lo cual se obtiene una cantidad que representa el sodio y el potasio equivalente al sodio y que en conjunto se informa como sodio.

Sólo nos falta considerar, en este grupo, la sílice, fierro, aluminio y materia orgánica.

SILICE

La sílice existe en el agua al estado de ácido silícico $Si(OH)_4$, que es el ortosilícico. Este ácido es muy débil y por lo tanto sólo se encuentra ionizado en una cantidad muy pequeña. Esta pequeña cantidad no es despreciable, como lo prueba el hecho de que este ácido se dializa, lentamente. El resto de la sílice se encuentra en forma coloidal y hay un equilibrio entre la sílice coloidal y la ionizada. El ácido silícico se *anhidriza* muy fácilmente, por lo que unos con otros se unen dando cadenas muy largas e intrincadas, que tienen un peso molecular variable con las condiciones en que se encuentre este material. En general la fórmula $xSiO_2.yH_2O$. Si las micelas son relativamente pequeñas, lo que es generalmente el caso en las aguas, tienen la forma de una verdadera solución; al concentrarse, toma la forma de sílice gelatinosa; en este

estado es parcilmente soluble en el agua. A un grado mayor de polimerización toma la forma de un ópalo, que es muy poco soluble en el agua, pero fácilmente soluble en soluciones de carbonato de sodio y mejor aún en sosa cáustica. En un estado más avanzado de deshidratación se vuelve calcedonia y por último llega a cuarzo.

La sílice, según P. G. Nutting (U.S.G.D. Professional Paper 197-F, página 220), se disuelve en el agua en las proporciones siguientes:

Solubilidad del SiO_2 en el agua pura en p.p.m.
T = temperatura en grados centígrados.
S = solubilidad en p.p.m.
$\Delta s/\Delta t$ relación entre el incremento de la solubilidad y el de la temperatura.

T	S	$\Delta s/\Delta t$
0	106	3.10
25	185	3.20
50	270	3.34
100	445	3.80
150	650	4.5
200	915	5.8
250	1250	7.5
300	1700	10.5
350	2400	19.0

Como se ve, la sílice es relativamente soluble en el agua, sobre todo en caliente. Su solubilidad aumenta rápidamente con la temperatura.

En las aguas naturales nos encontramos que raras veces, su contenido en sílice es tan alto como lo indica el cuadro anterior. Esto es debido a que se forma un equilibrio entre el CO^{-}_{3}, SiO^{-}_{3} y $MgOH^{+}$; pues se puede notar que, en términos generales, alta magnesia corresponde a baja sílice, y al contrario. En la práctica de la purificación de agua para las calderas, en donde una de las formas de incrustación de las más duras y difíciles de quitar, están formadas por silicato de magnesio $(MgOH)_2SiO_3$, se logra eliminar la sílice, usando magnesia o calizas dolomíticas para formar este silicato, que se precipita en los lodos. Muchos de los llamados compuestos para calderas contienen entre sus componentes sales de magnesio o de zinc, que obra de una manera análoga, sólo que es más activo, debido a que tiene más ten-

dencia a producir el catión $ZnOH^+$ que el de magnesio, el $MgOH^+$. Por lo tanto la cantidad de sílice está limitada por la magnesia y el CO_2.

FIERRO Y ALUMINIO

El fierro se encuentra en algunas aguas, al estado de fierro ferroso, pero en cantidades que entran en los elementos de segunda categoría y de los que trataremos más adelante. Aquí se tratará únicamente de los compuestos trivalentes. Los hidróxidos de estos metales tienen la fórmula $Al(OH)_3$ con un pH menor de 6.5, de manera que no pueden existir estas sustancias en las soluciones de las aguas ordinarias, que deben su acidez al ácido carbónico; sólo existen en las que se dice tienen ácido libre.

Estos hidróxidos son muy poco solubles pues sus productos de solubilidad son:

$Al(OH)_3$	1×10^{-13} a 15°C.
$Fe(OH)_3$	1.1×10^{-36} a 18°C.

por lo cual no pueden existir estas sustancias en el agua en cantidad apreciable. En muchos casos, cuando las aguas naturales se acidulan con ácido clorhídrico y se le agrega un poco de tiocianato soluble, se produce una coloración amarillenta y aún rojiza, indicando la presencia del fierro férrico en solución; éste se encuentra disuelto en forma de un complejo en la materia orgánica, que siempre existe y que al ser tratada por el HCl se transforma en ión férrico. La cantidad de este elemento es siempre muy pequeña y no se toma en consideración en esta parte del trabajo.

Los óxidos de fierro y aluminio se anhidrizan en la forma que se dijo del ácido silícico y forman compuestos coloidales, los cuales pueden existir en el agua en suspensión coloidal; pero lo más común es que éstos se encuentren en la forma de arcillas. Todos los que hemos tenido práctica de los análisis de agua, sabemos que el agregar amoníaco, el precipitado que se forma no es gelatinoso, sino que tiene un aspecto bastante diferente del que se obtiene cuando realmente se trata de fierro y aluminio. Por lo anterior, me permito dudar de la existencia de estos hidróxidos en forma coloidal, en la generalidad de los casos y me parece que se trata más bien de arcillas coloidales. Estas pertenecen al grupo de la montmorilionita y nontronita, que por su extructura casi se pueden

considerar como medio solubles. Este punto, lo discutiremos a propósito de la litosfera.

Por lo expuesto, en las aguas ordinarias y tratándose de los elementos que se encuentran en mayor proporción, me permito considerar solamente tres clases de sustancias que son:

Aniones	Cationes	Coloides
CO_3	Ca	SiO_2
SO_4	Mg	Montmorillionita
Cl	Na	Nontronita
	K	

Hay otros iones en las aguas, pero éstos están en cantidades muy pequeñas y se pueden reducir a alguno de los anteriormente listados.

Un caso especial se presenta con el ion bicarbónico HCO_3^-, que evidente existe en el agua, pero éste es muy poco estable, pues varía su concentración con la dilución y con la presencia del CO_2 en la atmósfera con que está en contacto el agua y con la concentración de las otras sales, por otra parte al evaporarse el agua la mayor parte de los bicarbonatos se transforman en carbonatos neutros y sobre todo, si este residuo se deseca a una temperatura mayor de 107°C, temperatura a la cual el bicarbonato de sodio está en equilibrio con su carbonato. Por lo anterior entiendo que es mejor calcularlo todo como CO_3 y considerar el exceso de carbónico como CO_2 libre. De esta manera la suma de las cantidades de iones determinados es muy semejante al extracto seco. Por otra parte, el valor de reacción es el mismo para el ión bivalente CO_3 que para el monovalente HCO_3.

En vista de lo anterior, en el presente trabajo siempre usaremos solamente el ión CO_3 en la representación de los análisis de agua, transformando el HCO_3 en el radical bivalente y considerando el exceso de CO_2 como gas libre, según la reacción

$$2HCO_3 \rightleftharpoons CO_3^{--} + CO_2 + H_2O$$

INTERPRETACION DE LOS ANALISIS DE AGUA

Muchas son las maneras que se han propuesto para la interpretación de los análisis de agua y todos ellos son buenos en algunos casos

particulares, pero no hay ninguno que satisfaga todas las necesidades; sobre todo, uno que nos permitiera averiguar la historia del agua de que se trata desde el momento en que cayó del cielo hasta el punto en donde se tomó la muestra. Ciertamente que en algunos casos, es posible sacar algunas conclusiones a este respecto, pero éstas, deben tomarse con mucha cautela; pero sí son valiosos datos para el geólogo, que de otra manera ha podido estudiar la historia del agua y le es muy útil para corroborar sus deducciones de los estudios del campo.

Una de las interpretaciones que se les puede dar es la de representar el análisis en combinaciones hipotéticas. Para esto se calculan los valores de reacción de cada uno de los iones determinados. Como las soluciones son eléctricamente neutras, la suma de los valores de reacción de los aniones debe ser igual a la de los cationes. Generalmente se encuentra una diferencia, que es debido a que en todo análisis hay pequeños errores, que son inevitables y por otra parte es también debido a que no todos los radicales se han tomado en consideración. Si el análisis está bastante completo, es decir que se hayan tomado en cuenta todos los radicales que están en cantidades mayores de una a dos partes por millón, la diferencia entre ambas sumas no debe de exceder del 5% de la suma de ambos valores de reacción. Si esto no sucediere hay una fuerte presunción de que se omitió la determinación de uno de los radicales que hay en esa agua particular, en cantidad apreciable o que se ha introducido un error grave en alguna de las determinaciones. Hay casos en que en un análisis la suma de los aniones excede con mucho a la de los cationes; en este caso hay que investigar si el agua es ácida, con un pH menor de 6.5, en este caso se dice que hay ácido libre y su equivalente debe calcularse como hidrógeno.

Muchas de las sales de los metales pesados y de valencia superior a dos, como Zn, Al, Fe, etc., tienen una reacción ácida, y en este caso la acidez es sólo aparente.

Puede suceder que la suma de los cationes sea superior a la de los aniones, este caso indica que se ha omitido la determinación de un radical ácido. Generalmente se puede suponer que en la solución existe el radical OH^-, pero en las soluciones o aguas naturales es muy remoto que se presente esta circunstancia, que sí puede ser posible en aguas que provienen de deshechos industriales, y de alta salinidad. En muchos casos se recurre al expediente de considerar que existe silicato de sodio. Esto es poco probable y si esta diferencia es grande, mayor de lo que se ha indicado anteriormente, muestra que hubo un error grande en

alguna de las determinaciones, o que se omitió un radical, presente en cantidad apreciable.

Para el cálculo de las combiaciones hipotéticas, lo primero que se hace es calcular sus valores de reacción e igualar la suma de los aniones con la de los cationes. Esto se puede hacer de varias maneras, de las cuales ninguna es absolutamente correcta desde el punto de vista de la teoría de los errores. Por supuesto que se supone que la diferencia está dentro de la tolerancia o que se tiene la certeza de que hay iones H, si la solución tiene un pH menor de 6.5 (6.16 a 18°) u OH en caso de que su pH sea mayor de 10.5 (10.36 a 25°); en ambos casos deberán tenerse en cuenta esos iones.

La corrección puede hacerse distribuyendo la mitad de la diferencia por adición entre los valores de reacción, en cantidad proporcional a ellos; y por deducción para los iones que estén en exceso. Esto presupone que todas las determinaciones tienen el mismo grado de exactitud. Otra manera es ajustar el sodio, aumentándolo o disminuyéndolo, según sea el caso; esto se justifica en que el sodio se obtiene por diferencia y que para los usos a que pueda destinarse el agua, es de los que tienen menor importancia en cuanto a su cantidad.

La combinación de los radicales puede hacerse de varias maneras, pues cada uno de los radicales positivos se puede combinar con los radicales negativos, de manera que los componentes resultantes son indefinidos y por esto se les llama combinaciones hipotéticas.

Para hacerlo lo menos arbitrariamente posible, se puede seguir el orden en que se precipitarían las sales en el caso de que el residuo se evaporara a sequedad; con este criterio se puede seguir de la manera siguiente: El primer cuerpo que se precipita es el carbonato de calcio por lo cual los iones carbónico y calcio se combinan primero, si sobra carbónico, se combina con la magnesia y si aun sobra, se combina con el sodio. Si sobra calcio se combina con el sulfúrico, pues el yeso es poco soluble; en el remoto caso de que sobre calcio éste se combina con el cloro. El sulfúrico que sobra después de satisfacer al calcio se calcula como sulfato de magnesia y el resto como sulfato de sodio, si aun hubiera exceso, se calcula como sulfato de potasio; no porque el sulfato de sodio sea menos soluble que el de potasio, sino que como por lo general hay menos potasio que sodio, el sulfato de sodio es el que precipita primero, antes de que se formen compuestos de potasio. El magnesio sobrante se calcula como cloruro. El resto del cloro se calcula como cloruro de potasio y el resto, como cloruro de sodio.

En caso de que haya otros elementos determinados, se sigue la misma regla, generalmente atendiendo a los compuestos que más comúnmente se encuentran en el comercio. Así es que un mismo análisis puede ser interpretado de diferente manera, según el punto de vista del intérprete.

En el libro "Official and Tentative Methods of Analysis of the Association of Official Agricultural Chemists, VI Edition, 1945, Washington, D. C., página 648" dice: "Primeramente se calculan como sales de sodio el NO_2 NO_3, BO_2, y AsO_4; el I y Br como sales de potasio, PO_4 como sal de calcio. Luego los cationes NH_4, Li, K, Na, Hg, Ca, Sr, Mn, Fe y Al con los otros aniones en el orden siguiente: Cl, SO_4, CO_3 y HCO_3. Si el HCO_3 se agotara antes de agotar el Ca, el resto de éste se calculará como $CaSiO_3$, y el Mn, Fe y Al como Mn_3O_4, Fe_2O_3 y Al_2O_3, respectivamente."

Vamos a aplicar este método a los resultados del análisis consignado en la página 22. Las columnas son: 1 iones; 2 valores de reacción; 3 fórmula de los compuestos hipotéticos; 4 sus valores de reacción; 5 cantidad por el primer método y 6 por el segundo.

1	2	3	4	5	6
Ca	8.007	$CaCO_3$	3.539	177.13	177.13
Mg	4.690	$CaSO_4$	4.468	304.14	277.66
Na	6.321	$MgSO_4$	4.690	282.29	282.29
K	.129	Na_2SO_4	4.769	338.69	366.32
	19.147	KCl	.129	9.62	9.62
		NaCl	1.163	67.98	67.98
		$CaSiO_3$			20.62
CO_3	3.539				
SO_4	13.927			1179.85	1201.62
Cl	1.292				
	18.758				

En este análisis, vemos que la suma de los valores de los cationes excede a la de los aniones en 0.389 que es casi el 1% de la suma de ellos; por lo tanto, el análisis se considera correcto. Procediendo a calcular las combinaciones hipotéticas por el primer método, todo el error se acumuló al sodio, por lo cual la suma resultó 9.17 p.p.m. menor que en el análisis y por el segundo método resultó mayor en

12.73; pero esta diferencia se le puede quitar al SiO_2; pero es muy poco probable que exista silicato de calcio en solución. Si se hiciera la compensación de que se habló anteriormente, sobre los valores de reacción se obtendría:

Combinación hipotética	Valor de reacción	Cantidad en p.p.m.
$CaCO_3$	3.576	178.98
$CaSO_4$	4.349	296.04
$MgSO_4$	4.642	279.40
Na_2SO_4	5.080	360.78
NaCl	1.176	68.74
KCl	.129	9.62
		1193.56

Con este ajuste, los resultados obtenidos por ambos métodos de cálculo, son iguales. La diferencia en la suma es muy ligera y siempre dentro del límite de error.

El cálculo de las combinaciones hipotéticas tiene muy poco valor científico, dicen que es conveniente para que el vulgo las entienda y que por esto se hace. En general, a veces, es conveniente calcular una de las combinaciones hipotéticas en el caso de que se vayan a extraer alguna o algunas de las sales, para tener la eficiencia que es la relación entre el producto obtenido y el calculado con los datos del análisis.

Herman Stabler, propuso un método para la interpretación de los análisis de agua con fines industriales, que en términos generales es como sigue:

U.S.G.S. Water Supply Paper Nº 274 (1911) páginas 165-81.

En primer lugar se calculan los valores de reacción de los iones determinados y con esto se pueden resolver varios problemas.

Las sales de calcio y de magnesio forman con los jabones solu- de reacción del agua, el valor detergente de los jabones. Estas sales, bles, sales insolubles y por lo tanto disminuye en proporción al valor también tienen la propiedad de unirse a las pectinas vegetales, formando compuestos insolubles; lo que hace que las verduras se endurezcan. Por esto no son deseables; las aguas que contienen mucha cal y magnesia

pues tienen muchos inconvenientes para los usos domésticos. A esta propiedad de gastar jabón inútilmente se le ha dado el nombre de dureza. Estos dos elementos están en el agua disueltos, por lo menos en parte, a favor del ácido carbónico que está en forma de ión bicarbónico, si el agua se hierve, el bicarbónico se destruye y se forman carbonatos neutros, siendo el de calcio prácticamente insoluble; el de magnesia es también insoluble, pero como este elemento tiende a dar complejos, su precipitación no es completa; una gran parte de él precipita como silicato; si la sílice es suficiente, y el contenido en bicarbónico bajo, los carbonatos alcalinos son solubles en el agua y no se precipitan, pero éstos no producen dureza.

Si una solución o agua de esta naturaleza se hierve, el exceso de CO_2 que hay sobre el que se requiere para la formación de los carbonatos normales, se desprende y se precipitan carbonatos de calcio normales, en forma de pequeñísimos cristales de calcita o aragonita y la magnesia en forma de hidrocarbonatos o silicatos, pero en la proporción del CO_2 que se ha ido; por esto la cantidad de dureza que el agua tenía primitivamente, disminuye y a esta disminución se le llama dureza transitoria. Esta se puede calcular por medio de los valores de reacción del calcio, magnesio y carbónico; primeramente se precipita el calcio y después el magnesio; por supuesto, siempre que el CO_3 sea suficiente. En el ejemplo anterior la dureza transitoria será de 3.539, que es el valor de reacción del CO_3 o sean 177 mg de $CaCO_3$ por litro.

El resto de la cal y casi toda la magnesia permanecerá en solución; como estos elementos consumen también jabón, se le denomina dureza permanente, que en nuestro caso es 9.158, en valor de reacción en $CaCO_3$ 458 miligramos por litro. A la suma de estas durezas se le llama dureza total. Es conveniente expresar la dureza en valores de reacción; pero el uso general, por lo menos en el sistema francés, se expresa en grados de dureza, cada grado representa 10 mg por litro, de manera que en el caso de que nos ocupamos el agua tiene 17.7° de dureza transitoria y de 45.8° de permanente. Estos grados se denominan hidrotimétricos. Estos grados se calculan fácilmente de los valores de reacción, pues basta multiplicarlo por 50 para tener los grados hidrotimétricos.

La dureza en las aguas tiene muchos inconvenientes y ésta se puede reducir, como ya se ha dicho, simplemente por ebullición, pero este procedimiento es costoso y el carbonato del calcio y silicato de

magnesio se precipitan en forma adherente a las paredes de la vasija, lo que disminuye notablemente su conductibilidad térmica y da feo aspecto a la vasija. Sabemos que el calcio está en solución por los iones bicarbónicos y si a esta agua se le agrega cal en la proporción indicada por el valor de reacción del CO_2, todo el bicarbónico se transformará en carbonato de calcio y silicato de magnesio en forma de un precipitado muy fino, el que se depositará en forma de lodos en el fondo de la vasija, se separará por asentamiento y decantación o por filtración. Esto quita la dureza transitoria y en una forma más eficaz de que lo haría la ebullición. La cantida de cal se calcula multiplicando el valor de reacción para el CO_2, por el equivalente de la cal o de la calhidra, dividido entre el coeficiente de pureza y esto nos dará un número que representa miligramos por litro o gramos por metro cúbico, con lo cual conociendo la cantidad de agua por tratar se calcula muy fácilmente. Supongamos que en el ejemplo anterior se disponga de una cal que tiene una pureza de 93% en CaO, el cálculo se haría $3.539 \times 28/93$ igual a 106.6; es decir que se usaría como un kilogramo de esta cal por cada 10 metros cúbicos de agua por tratar.

Pero en el caso anterior, no sólo tiene dureza transitoria sino que también la tiene permanente; para quitarla, se usa carbonato de sodio, que precipita todo el calcio y la mayor parte de la magnesia. Para calcular la cantidd de carbonato de sodio (sosa calcinada), que hay que usar, se toma el valor de reacción de la dureza permanente y se multiplica por el equivalente de la sosa. Tenemos por lo tanto, sosa requerida: $9.158 \times 53 = 485.374$, lo que quiere decir que hay que añadir como medio kilo de sosa calcinada por cada metro cúbico de agua. El agua purificada tendrá solamente sales solubles de sodio y potasio, que tienen menos inconvenientes que las de calcio.

Si se trata del empleo de esta agua para las calderas en la generación de vapor, se tienen como elementos incrustantes, es decir elementos que se precipitarían sobre los fluses de la caldera, las sustancias poco solubles y darían una incrustación compuesta de carbonato de calcio, silicato de magnesio y sulfato de calcio, quedando en el agua todos los metales alcalinos y la mayor parte de la magnesia, con muy poca cal. Si el agua se trata previamente como se dijo anteriormente, no tendrá las sustancias que producen la incrustación. Por medio de los valores de reacción, se puede calcular la cantidad de cal y sosa que hay que añadir para precipitar todo el calcio y al mismo tiempo se precipita la sílice, con la parte correspondiente de magnesio, de manera que el

agua sería no incrustante.

Pero si dejamos parte del magnesio en solución, todavía hay un inconveniente y es que el magnesio con el agua da un radical hidroxilado

$$Mg^{++} + H_2O \rightleftharpoons MgOH^+ + H^+$$

que produce iones hidrógeno que atacan al fierro de la caldera, dando hidrógeno molecular y iones ferrosos, los que se oxidan con el oxígeno disuelto en el agua y producen hidróxido férrico y iones hidrógeno

$$2Fe^{++} + O^{--} + 5H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_3\downarrow + 4H^+$$

de esta manera el mismo fierro obra como catalizador.

Los métodos anteriores, son para la interpretación de un solo análisis de agua. Pero en geoquímica generalmente, el problema es de interpretar un conjunto de análisis y ver sus relaciones entre sí y con las formaciones que han atravesado.

Para poder comparar varias cosas entre sí, lo primero que hay que hacer es ponerlas en el mismo sistema de unidades y un modo uniforme de representación.

Considerando una agua como una solución de varias sales o mejor, como un conjunto de iones en solución, se ve que si la cantidad que expresa el peso de cada ion por unidad de peso variará, pero la proporción de ellos quedará la misma. Si por el contrario hay una concentración, por ejemplo, por evaporación, mientras alguno de los iones o de sus compuestos no llegue a su saturación, su proporción relativa tampoco variará, por esto es conveniente, como lo hace Clarke en su obra, expresar los diversos iones en % del residuo total, o extracto seco; para tener el análisis completo, se requiere además el tener el dato del extracto seco, el que nunca debe de omitirse en el informe del análisis.

Para ilustrar este punto, voy a dar los resultados que se obtuvieron por el que escribe en la investigación del acuífero salado del lago de Texcoco y que dió lugar a que más tarde se construyera la Planta Industrial de Sosa Texcoco, S. A.

Por los años de 1935 y 36, se abrieron ocho pozos hasta donde se encontró una capa que daba aguas salobres a unos 22 metros abajo de la superficie del terreno. El agua de estos pozos se analizó igual-

mente. Los pozos estaban numerados y con este número se designan en los análisis y con M el del manantial. Todas las muestras fueron tomadas en el mismo día, que fué el 19 de septiembre de 1936. Los análisis están expresados en gramos por litro.

Pozo	Cl	CO_3	BO_2	K	Na	CO_2
1	4.934	3.885	.173	1.004	5.681	2.222
2	6.958	5.385	.238	1.142	8.096	3.256
3	7.402	5.460	.259	1.485	8.245	3.520
4	6.390	4.965	.229	.953	7.498	3.014
5	5.769	4.155	.177	.689	6.612	2.926
7	7.934	6.120	.276	.654	9.591	3.850
8	9.035	7.005	.341	.832	10.913	4.070
9	10.579	8.085	.354	1.640	12.270	5.082
M	6.106	4.650	.225	.801	7.153	2.914

En estos análisis, se notan algunas diferencias y no es fácil ver su semejanza. Los elementos determinados suman el 98.18 del residuo o extracto seco obtenido directamente; esta diferencia es debida a los sulfatos que están en muy pequeña cantidad y que esta vez no se determinaron.

Si en vez de expresar los resultados en la forma anterior, que es como se obtienen directamente, se representan en porciento del extracto o salinidad, se obtienen los resultados siguientes:

Pozo	Ext.	Cl	CO_3	BO_2	K	Na	CO_2
1	15.95	30.93	24.36	1.09	6.30	35.62	13.93
2	22.16	31.40	24.30	1.07	5.15	36.53	14.69
3	23.08	32.07	23.66	1.12	6.43	35.72	15.25
4	20.85	30.65	23.81	1.10	4.57	35.96	14.46
5	17.57	32.83	23.65	1.01	3.92	37.63	16.65
7	25.20	31.48	24.29	1.10	2.60	38.06	15.28
8	28.68	31.50	24.43	1.19	2.55	38.05	14.20
9	33.29	31.78	24.29	1.06	4.93	36.86	15.27
M	19.28	31.67	24.12	1.17	4.15	37.10	15.06

Por los análisis anteriores, se ve que *los resultados son muy semejantes*, no obstante que hay una variación en salinidad de uno a dos. Se ve además, que el agua del manantial M es muy parecida a la de los

pozos y que por lo tanto, podemos asegurar que proviene del mismo acuífero que alimenta a los pozos, lo cual nos consta por los datos de perforación.

Se verá que el potasio no es muy parecido, esto es debido a diferencias en el gasto de los pozos, pues se ha notado que el potasio, con su gran tamaño iónico, se difunde más lentamente que el sodio. El CO_2 es el carbónico que está como ión bicarbónico, pero que para comparar con el extracto hay que despreciarlo y es lo que se hará en todo el trabajo.

Chase Palmer ha propuesto otro método, que es un adelanto sobre el anterior.

Geochemical Interpretation of Water Analysis by Chase Palmer. United States Geological Survey, Bulletin 479, 1911.

Este adelanto consiste, en que, en vez de tomar las relaciones ponderales, se toman las relaciones entre los valores de reacción y su suma, con lo cual en vez de tener que tratar con varias sustancias químicas, se tratan sus equivalentes, lo que facilita grandemente los cálculos estoiquimétricos. En un análisis de agua, basta con tener el total de los valores de reacción de los radicales iónicos y el porciento de cada uno de ellos para tener las relaciones ponderales.

Palmer divide los radicales en dos grupos, uno de los aniones que llama ácidos y el otro de los cationes que llama bases; lo que está muy de acuerdo con las ideas de los químicos, antes de que la teoría ionica alcanzara la preeminecia que ahora tiene. Los radicales aniones se dividen en dos grupos que son aquellos que tienen un pH menor que 7 y que por lo tanto se llaman ácidos fuertes y aquellos cuyo pH es mayor que 7 y que se denominan ácidos débiles; algunos ácidos como PO_4 que son polivalentes, tienen un pH mayor que 7 y por lo mismo se deben considerar como ácidos débiles, pero la otra valencia tiene un valor cercano a 7 y la tercera es mucho menor, por lo cual este ácido pudiera clasificarse entre los fuertes. Los cationes se dividen en los metales alcalinos y, los alcalino-térreos que llama álcalis y tierras, y por último el ión hidrógeno, que puede representar ácido libre o bien sales de los metales pesados que se hidrolizan con un pH menor que 7.

Con respecto a las combinaciones entre los radicales, distingue a las que resultan de la unión de los ácidos fuertes con los metales alcalinos, que llama salinidad primaria. Si la suma de los valores de reacción

de estos ácidos excede a la de los álcalis, se combina con las tierras y a ésta se le denomina salinidad secundaria y si aun hay exceso, se une a los metales o al hidrógeno y se denomina salinidad terciaria.

Estos términos me parece que están mal elegidos, pues una sal, es un cuerpo sólido cristalizado, que resulta de la unión de un radical positivo con su equivalente de negativo, independientemente de que sea un ácido fuerte o débil. Tan sal es un borato de sodio, como un nitrato de potasio o un sulfato de cobre, independientemente de que el primero dé una solución con reacción alcalina al tornasol, el segundo neutra y el tercero ácida. Por otra parte, no veo el porqué de este orden.

Si los equivalentes de los radicales ácidos no es mayor que el de los álcalis, el exceso de los álcalis se combina con los ácidos débiles y a esto se le llama alcalinidad primaria y el resto de los ácidos débiles, se combina con las tierras y se le llama alcalinidad secundaria. Este último término es a lo que se llama, en el sistema francés, dureza transitoria y a lo que Palmer llama salinidad secundaria y a la terciaria, dureza permanente.

Por lo anterior, se ve que resultan cinco grupos de combinaciones, que en porciento representan cada una, el doble del valor de reacción de cada uno de los radicales, puesto que invariablemente se toma la misma cantidad de anión y de catión.

Estos grupos pueden caracterizarse de la manera siguiente:

1. Salinidad primaria; ácidos fuertes con álcalis, reacción neutra y no consumen jabón, es decir que no producen dureza.
2. Salinidad secundaria, unión de ácidos fuertes con tierras de reacción neutra, y forman la dureza permanente.
3. Salinidad terciaria, la unión de los ácidos fuertes con el hidrógeno o los metales; reacción ácida y producen dureza permanente.
4. Alcalinidad primaria, unión de los ácidos débiles con los álcalis, reacción alcalina y no producen dureza.
5. Alcalinidad secundaria, unión de los ácidos débiles con las tierras, reacción alcalina, producen dureza; pero como estos compuestos se precipitan por ebullición, forman la dureza transitoria.

Palmer hace una clasificación basad en este método que es la siguiente: Son cinco grupos, que llama clases,

Clase I. Tiene salinidad primaria, alcalinidad primaria y secundaria.
Clase II. Con salinidad primaria y alcalinidad secundaria.

Clase III. Con salinidad primaria, salinidad secundaria y alcalinidad secundaria.
Clase IV. Salinidad primaria y secundaria.
Clase V. Salinidad primaria, secundaria y terciaria.

Vamos ahora a estudiar por este sistema, el agua de que venimos tratando. Se tiene para los radicales iónicos:

Ion	Valores de reacción actuales	%
CO_3	3.539	9.34
SO_4	13.927	36.74
Cl	1.292	3.41
Ca	8.007	21.12
Mg	4.690	12.37
Na	6.321	16.68
K	.129	.34
	37.905	100.00

Clasificación	
Salinidad primaria	34.04
Salinidad secundaria ...	46.26
Alcalinidad secundaria ..	9.70

Clase III.

Por lo anterior, podemos deducir que ésta es una agua bastante dura; casi las dos terceras partes de su extracto, está representado por dureza y de ésta sólo la décima parte del total es permanente.

El señor Luis Blzquez, hidrólogo del Instituto de Geología, ha ejecutado numerosos trabajos sobre aguas y se ha dedicado a usar el método de Palmer, pero de él es original usar una fórmula que representa bastante bien el grupo a que pertenece y de una sola ojeada.

Comunicación privada del Sr. Blázquez al que escribe y reproducida aquí, con su permiso.

Su método es una modificación del de Palmer, por cierto muy ingeniosa. El usa los símbolos siguientes:

Af para lo que Palmer llama ácidos fuertes.
Ad para los ácidos débiles.
Al para los ácalis.
T para los metales alcalinotérreos.
M para el ión hidrógeno y los metales hidrolizables.
C concentración.

Para la representación de una agua en general, se usa una fórmula

en la que los símbolos de los ácidos se colocan a la izquierda, poniendo siempre arriba el más abundante y a la derecha, se colocan los cationes, también en orden de abundancia siempre decresciente hacia abajo; los aniones se separan de los cationes por una raya vertical y el todo se encierra en un paréntesis; a éste se le puede poner como índice un número que indique su concentración en gramos por litro, o mejor partes por millar; que para el caso de las aguas dulces es lo mismo.

En el ejemplo a que nos venimos refiriendo, encontramos los valores siguientes:

Af	40.15		
Ad	9.34	por lo tanto su fórmula es	$\left(\begin{matrix}Af \\ Ad\end{matrix}\middle\vert\begin{matrix}T \\ Al\end{matrix}\right)$ 1.192
Al	17.02		
T	33.49		
c	1.192		

En el siguiente capítulo tendremos oportunidad de mostrar más ejemplos.

Por último, me voy a permitir usar otro método, tanto para la expresión de los análisis, como para hacer su representación gráfica.

Los aniones y los cationes se pueden reunir en tres grupos, que son:*

Los radicales ácidos monovalentes, que son fácilmente disociados, se pueden reunir en un solo grupo que estará formado por Cl, Br, I, NO_3 y NO_2, de los cuales el único que es importante y que siempre está presente en cantidades apreciables, es el cloro y que por lo tanto, si se suman sus valores de reacicón, se tendrá el grupo del cloro. En el segundo grupo está solamente el ácido sulfúrico que es un ácido divalente y disociable con fuerte concentración de ión hidrógeno; por sí solo forma un gruop. El tercero estará formado por los radicales de los otros ácidos, entre los cuales ocupa un lugar prominente el carbónico, que puede existir bajo la forma de carbonato o de carbonato ácido, de los cuales el primero es divalente y el segundo monovalente; por lo cuel, el valor de la suma de sus valores de reacción será el mismo, bien que se consideren como carbonatos neutros, como bicarbonatos y como mezclas de ambos; aquí entra también el bórico, que a veces se representa por el radical monovalente del metabórico BO_2, o como el divalente tetrabórico B_4O_7, pero es mejor tomar siempre el metabórico, pues el otro sólo existe en la forma cristalina y no en solución; también aquí entra el PO_4 como radical monovalente y algún otro. De éstos el que casi siempre se encuentra en las aguas es el carbónico; el bórico es muy común en cantidades muy pequeñas; sólo por excepción se encuentra

en cantidades notables; el fosfórico está también siempre presente, pero en cantidades pequeñísimas, por lo que no se tiene en cuenta. Con respecto al silícico es posible que en muy pequeña cantidad se encuentre bajo la forma iónica, pero se forma un equilibrio entre este ácido y sus estados coloidales; el carbónico y el magnesio, que no es posible interpretar, por lo que, me parece más conveniente relegarlos, al grupo de los coloides y no tomarlo en cuenta entre los compuestos iónicos. En algunos análisis se encuentra representado bajo la forma de metasilicato de sodio, Na_2SiO_3; pero creo que es preferible tomarlo para la interpretación del análisis como SiO_2, $2Na^+$ y $2(OH)^-$. De esta manera tenemos tres grupos que llamaremos: carbónico, sulfúrico y cloro.

Se suman los valores de reacción de estos tres grupos y de aquí se calculan los porcientos de cada uno de ellos.

Los cationes se distribuyen en tres grupos, el primero, está representado por los radicales monovalentes fuertemente positivos que son el Na y el K, que siempre están presentes en cantidades apreciables y después el Rb, Cs y NH_4, que en solución iónica, son muy semejantes y en general de poca importancia; en soluciones diluídas, desde el punto de vista físico-químico, a la suma de los valores de reacción de todos ellos, los llamaremos del sodio. El segundo grupo, está formado por el radical divalente Ca que es bastante electro-positivo al que se le une el Sr, Ba y Pb, pero estos últimos, debido a la pequeñísima solubilidad de sus sulfatos casi nunca se encuentran en solución en cantidad apreciable, a la suma de los valores de reacción de estos elementos se le llamará el grupo del calcio. El tercer grupo tiene como representante al Mg, la característica de estos elemntos es que el ión Mg^{++} tiende a unirse con el agua en la forma siguiente:

$$Mg^{++} + H_2O \rightleftharpoons MgOH^+ + H^+$$

es decir que tienden a aumentar la concentración del ión hidrógeno, a este grupo pertenecen el Zn, Mn y Fe siempre que estos últimos estén al estado divalente. El único representante de importancia, en este grupo en las aguas, es el magnesio y por lo tanto tendremos el grupo del magnesio.

La suma de los valores de reacción de estos cationes, debe ser igual a la de los aniones, salvo en el caso que se discutirá en seguida. Debido a omisión de la determinación de algunos radicales en muy pe-

queñas cantidades y a los inevitables errores del análisis, estas dos sumas no serán exactamente iguales. En un buen análisis, su diferencia nunca debe exceder del 5% de la suma de ambos. Teniendo esta suma los valores de reacción de los tres grupos, se reducen a porciento y con esto se habrán compensado las pequeñas diferencias entre ambas sumas.

En algunas de las aguas hay un cuarto grupo de radicales que están formados por los que contienen ión hidrógeno en proporción mayor del que corresponde al agua pura o que contienen iones de los metales pesados y que por lo tanto tienen una reacción ácida. Estas aguas sólo se encuentran en las minas o en los volcanes y son muy poco estables, pues en contacto con rocas diferentes de las que provienen, el ácido es neutralizado y los metales pesados, precipitados por los metales mono y divalentes, que se han mencionado anteriormente, por lo tanto, estas aguas se tratan como un caso especial.

Volviendo a las aguas comunes, tenemos que el análisis de una agua está perfectamente definido por los porcientos de los valores de reacción y por el peso del extracto determinado, como ya se ha dicho y además el grupo de los coloides, materiales en suspensión y materia orgánica; pero éstos no entran por ahora en la discusión.

En el caso del agua de que nos venimos ocupando tenemos:

	Aniones			Cationes	
CO_3	3.539	18.9	Ca	8.007	41.8
SO_4	13.927	74.1	Mg	4.690	24.5
Cl	1.292	7.0	Na	6.450	33.7
	18.758	100.0		19.147	100.0

Sólidos o extracto 1192 p.p.m.

En el caso anterior la diferencia entre los valores de reacción de los aniones y los cationes, resulta de 0.389 que representa solamente el 1.03% del valor de su suma, que es 37.905. Por lo tanto el análisis debe considerarse como correcto.

Para hacer la representación gráfica de las aguas y de esta manera comparar varias, en un mismo diagrama, propongo usar el diagrama triangular.

Siempre que se tienen tres variables, si la suma de ellas se toma como unidad o un número constante, como por ejemplo 100, conociendo dos de ellas, la otra se saca por el complemento de su suma a 100, o a la cantidad que se haya elegido como unidad. Por este procedimiento se

puede representar, en un plano por medio de un punto, cualquier compuesto formado por estos tres elementos variables. Por lo tanto, si tanto los aniones como los cationes se reducen a porcientos, se puede representar la composición del agua por dos puntos, en el mismo diagrama o en diagramas diferentes, uno que sirva para los aniones y el otro para los cationes.

Para esto tomamos dos ejes que se corten en un punto y éste será el origen, uno de ellos será el eje de las ordenadas y el otro el de las abcisas, sobre de ellos se llevará a escala la cantidad de uno de los elementos y luego por este punto se trazará una línea paralela al otro eje y sobre ella se leva a escala la cantidad del otro elemento y el extremo de esta recta representa la composición de la sustancia. Cuando se trata de leer el diagrama por el punto de que se trata, se traza una línea paralela al eje de uno de los componentes y sobre ella se lee su porciento por la longitud a escala de la ordenada y por la longitud de la abcisa se tiene la proporción del otro componente y el tercero se calcula por su diferencia a 100.

Como en este caso la composición está referida a 100, es claro que la mayor longitud de los ejes no puede pasar de 100 en la escala que se tome. Si en vez de tomar los ejes rectangulares, se toman con un ángulo de 60° y se unen por una línea los extremos de los dos ejes trazados, se tiene un triángulo equilátero, en el cual, cualquiera de sus vértices, puede tomarse como origen y de esta manera cada uno de ellos puede representar 100% de un componente, que resulta una forma muy cómoda de representar la composición de cualquier sustancia que se suponga de tres elementos y que por algún artificio se calculen en porcientos.

Por medio de este diagrama, se puede representar la composición de una agua en el diagrama triangular, representando el catión con el signo más y el anión con el menos. Si se tratara de varias aguas y el diagrama resultare muy confuso se pueden hacer dos; uno para los aniones y el otro para los cationes.

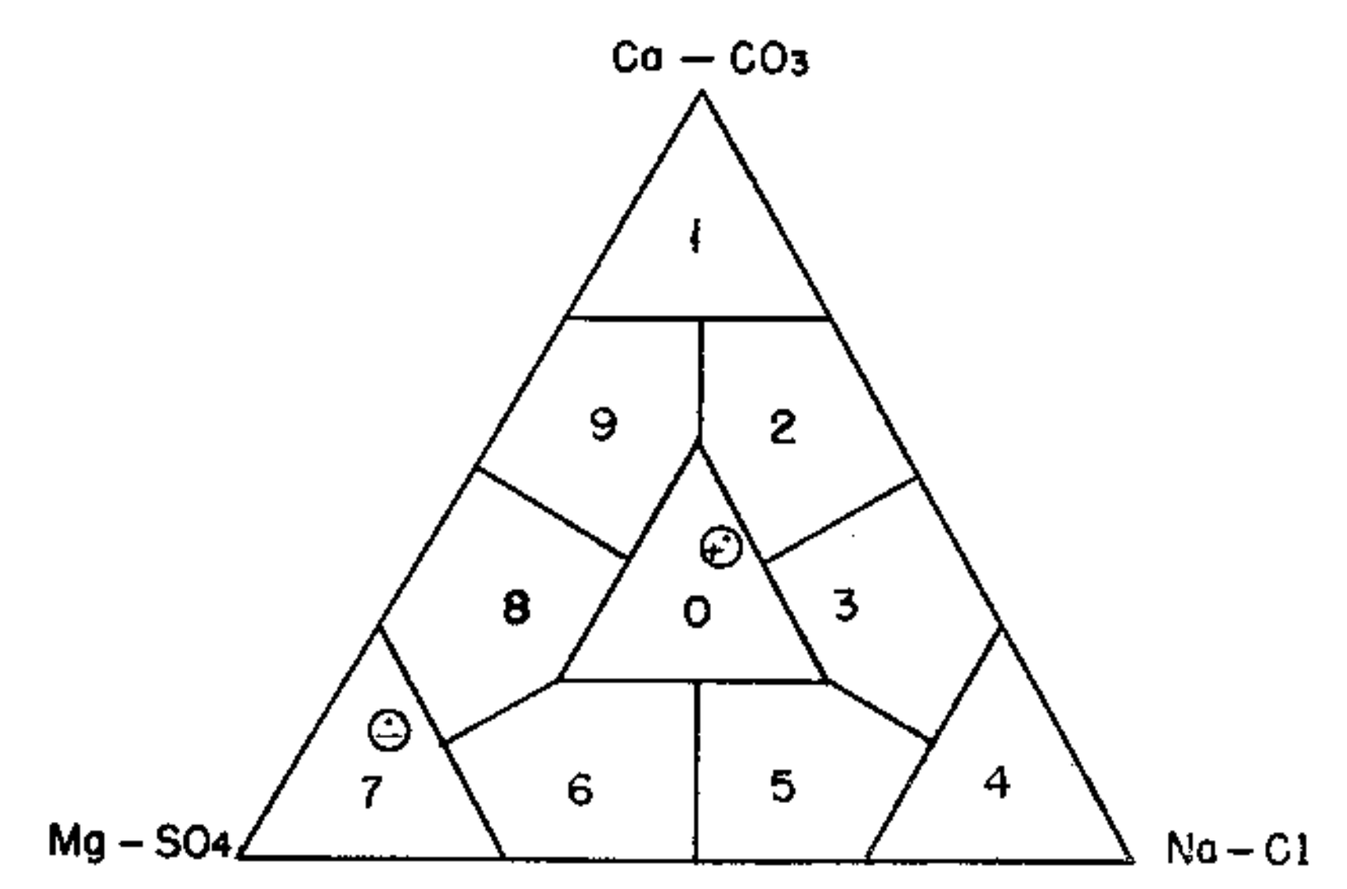
El diagrama triangular se puede dividir en 10 áreas iguales como puede verse en la figura 1, en la cual, las diez áreas se han marcado con los número del 1 al 0. Para trazar estas diez áreas, se toma al triángulo base y a partir de cada uno de los vértices se le mide una distancia igual al lado de la base, multiplicada por un décimo de la raíz cuadrada de diez, que viene a ser 31.62%; y por estos puntos se trazan líneas paralelas a la otra base con lo que se tendrán tres triángulos

equiláteros de una área exactamente igual a la décima parte de la del triángulo base; en el centro de éste, se traza otro triángulo paralelo y de las mismas dimensiones que los anteriores y se tendrá un cuarto triángulo, el resto del espacio queda dividido por las medianas en seis pentágonos irregulares de una área también igual a la décima parte del área, las que se numeran en la forma indicada.

En este triángulo se han colocado los puntos que corresponden a la composición del agua de que venimos tratando y por la figura se ve que es muy rica en sulfatos y que contiene casi la misma proporción de los tres aniones, siendo menor el magnesio.

Clarke clasifica las aguas por medio de sus radicales preponderantes y en esta agua se ve claramente que sería sódico-cálcica sulfatada. En mi sistema se llamaría 07 por los lugares que ocupa en el diagrama, poniendo siempre primero el catión y en seguida el anión. Por este sistema se pueden indicar no menos de 99 tipos de agua, que es más de lo que en general se necesita en la práctica.

En el capítulo siguiente tendremos oportunidad de usar estos diagramas, y compararlos con los sistemas de Palmer y Blázquez.



Para terminar este capítulo, sólo falta hablar de la materia orgánica contenida en el agua y de los materiales en suspensión; pero de estos asuntos trataremos del primero en la biosfera y del segundo en la litosfera.