



## SUMARIO

Iones Hidrógeno e Indicadores. — Comunicado importante relativo a las tuberías forzadas. — Cómo y por qué la enseñanza técnica no logra alcanzar los máximos resultados. — Revista de Revistas. — Bibliografía.

## Iones Hidrógeno e Indicadores

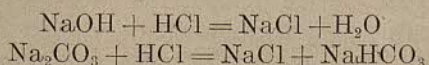
Comunicación presentada por D. Rafael Garriga a la Sección de Química de la Asociación de Ingenieros Industriales de Barcelona en la Sesión de 16 de Febrero de 1927.

Uno de los asuntos que llamó más mi atención cuando estudié el curso de «Análisis volumétrico», fué el principio sobre el que descansa el método de Warder para el dosado del  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  en una  $\text{NaOH}$  comercial, y en general los métodos de dosados de mezclas de Carbonatos y Bicarbonatos.

En el análisis de la  $\text{NaOH}$  a que hacía referencia, se toma una cierta cantidad de la  $\text{NaOH}$  a ensayar y se disuelve en agua hasta completar un volumen determinado. Se toma un volumen de esta disolución, se le añaden unas gotas de fenolftaleína y se dosa la alcalinidad del líquido mediante  $\text{HCl}$   $N/10$  hasta desaparición de la coloración roja.

Después de esta operación el líquido debiera quedar *neutro*, y así parece demostrarlo la decoloración de la fenolftaleína, pero si entonces se le añaden unas gotas de *anaranjado de metilo*, el líquido toma una coloración amarilla, denotando que *el líquido es todavía alcalino*. Se añadirá entonces poco a poco nuevo  $\text{HCl}$   $N/10$  hasta aparición del color rojo, lo cual nos demostrará que el líquido es neutro por lo que se refiere al *anaranjado de metilo* como indicador.

La cantidad de  $\text{HCl}$   $N/10$  gastada para neutralizar el líquido al tomar la fenolftaleína como indicador del punto neutro, nos ha realizado las reacciones



La cantidad suplementaria que hemos tenido que añadir para que la reacción apareciera neutra con el *anaranjado de metilo*, nos ha realizado la reacción



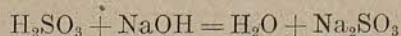
De las dos lecturas de bureta y aplicando los factores correspondientes, se deduce la cantidad de  $\text{NaOH}$  y  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  que contiene la  $\text{NaOH}$  sometida a ensayo.

Pero la cuestión que se presenta en seguida es la siguiente: ¿cómo es posible que si el líquido es neutro, según demuestra la decoloración de la fenolftaleína, el *anaranjado de metilo* nos diga que es todavía alcalino y realmente necesitamos gastar más  $\text{HCl}$  para obtener la neutralización? ¿Es que la fenolftaleína es un mal indicador o solamente podemos referirnos al *anaranjado de metilo* para obtener neutralizaciones verdad?

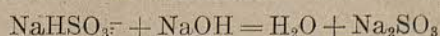
Consideremos ahora el dosado por acidimetría del ácido sulfuroso, por ejemplo en sulfitos y bisulfitos.

Se toma un cierto volumen de la solución de substancia sometida a ensayo (por ejemplo un bisulfito comercial), y se le añaden algunas gotas de *anaranjado de metilo* dosándose con solución valorada de  $\text{NaOH}$  hasta coloración amarilla: el líquido debiera ser entonces *neutro*; pero si le añadimos unas gotas de fenolftaleína, veremos que es todavía ácido y que hay que añadir más  $\text{NaOH}$  valorada para obtener la neutralización que nos indicará la coloración roja del último indicador. De las dos lecturas deduciremos aquí también las cantidades de ácido sulfuroso libre y semilibre.

La primera cantidad nos da lugar a la reacción



la segunda a la reacción



o sea que ahora ocurre lo contrario que antes, es

decir, que el anaranjado de metilo nos dice que el líquido es neutro cuando todavía es ácido, según manifiesta la fenolftaleína.

En rigor, pues, el  $\text{NaHSO}_3$  es ácido para la fenolftaleína y neutro para el anaranjado de metilo, y en cambio el  $\text{NaHCO}_3$  es neutro para la fenolftaleína y alcalino para el anaranjado de metilo.

	Fenolftaleína	Anaranjado de metilo
$\text{NaHSO}_3$	ácido	neutro
$\text{NaHCO}_3$	neutro	alcalino

¿Es que ninguno de los dos indicadores será pues bueno? ¿cuál es el verdadero concepto de la neutralidad de una solución y cómo puede establecerse? ¿qué es lo que nos indican los virajes de los indicadores?

Esto es lo que queremos estudiar en esta nota, considerándolo a la luz de los más modernos estudios sobre la materia.

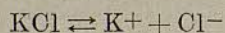
La clave fundamental de la cuestión fué resuelta por Arrhenius mediante la teoría de la *disociación electrolítica*. Según ésta, las sustancias salinas (incluyendo en ellas los ácidos y las bases) no existen como a tales en solución acuosa.

Tanto las moléculas de la sustancia disuelta como las del disolvente, están divididas más o menos completamente en individuos libres cargados eléctricamente, los cuales se denominan iones. Según su estructura, es decir, según la sobrecarga o el déficit de electrones, estos iones están cargados negativamente (aniones) o positivamente (cationes). Las propiedades físicas de las formas iónica y molecular de un mismo cuerpo simple no guardan ninguna relación y son completamente diferentes.

La afinidad química respecto a los demás cuerpos simples es una propiedad exclusiva de la forma iónica.

A cada grado de concentración corresponde un cierto estado de equilibrio en la solución que está regulado por la ley de las masas.

Si suponemos que disolvemos en agua una cierta cantidad de  $\text{KCl}$ , parte de él se disociará según la ecuación reversible



y cuando se haya logrado el equilibrio se tendrá, según la ley de las masas, que (1)

$$\frac{[\text{K}^+] \times [\text{Cl}^-]}{[\text{KCl}]} = K$$

$K$  es una constante denominada *constante de disociación*, la cual es variable de un cuerpo a otro, y con la temperatura (véase la tabla).

La disociación será más o menos completa

(1) Según una convención ya admitida, los paréntesis sirven para indicar moléculas o iones gramos por litro.

según sea el cuerpo disuelto y el grado de dilución. A la relación entre el número de moléculas ionizadas y el número total de moléculas del electrolito disuelto, se denomina *grado de disociación* y se representa por  $\alpha$  (en tanto por 1).

Vamos a deducir la fórmula fundamental que liga la constante de disociación  $K$  con el grado de disociación  $\alpha$  y la concentración del electrolito  $V$  (volumen en litros en el que está contenida 1 molécula gramo de la sustancia disuelta). Sea un cuerpo  $C$  que se descomponga en los iones  $a$  y  $b$ ,

$$c = a + b$$

al quedar establecido el equilibrio tendremos por la ley de las masas

$$\frac{a \times b}{c} = K \quad (1)$$

como los iones  $a$  y  $b$  se forman en cantidad equivalente

$$a = b$$

y si consideramos que  $I$  es la cantidad total de electrolito y está contenida en el volumen  $v$ , tendremos poniéndolo todo en función del grado de disociación:

$$a = b = \frac{\alpha}{v}$$

$$C = \frac{I - \alpha}{v}$$

de donde sustituyendo en (1)

$$\frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)v} = K$$

que es la fórmula de dilución de Ostwald.

Mediante esta fórmula, si conocemos la constante de disociación  $K$  de una sustancia y el grado de dilución  $v$ , podremos determinar el coeficiente de disociación  $\alpha$ , y por tanto, la cantidad de un determinado ion que exista en la disolución del electrolito, o también podremos determinar  $K$  siempre que conozcamos el grado de disociación  $\alpha$  para una concentración dada  $v$ .

Para la determinación directa del grado de disociación  $\alpha$  que es lo que nos permite hallar la constante de disociación  $K$ , se sigue en la práctica el método de Arrhenius, que no estudiaremos en sus detalles.

En este se utiliza la ley de Arrhenius, según la cual el grado de disociación a una concentración  $v$  es igual a la relación que existe entre la conductibilidad molecular  $\mu_v$  a esta concentración y la  $\mu_\infty$  que tiene para un volumen molecular  $\infty$ , es decir, suficiente diluido para que todas las moléculas estén disociadas.

$$\alpha = \frac{\mu_v}{\mu_\infty}$$

Sustituyendo en la fórmula de Ostwald, tendremos

$$\frac{\alpha^2}{v(1-\alpha)} = \frac{\left(\frac{\mu_v}{\mu_\infty}\right)^2}{v\left(1 - \frac{\mu_v}{\mu_\infty}\right)} = \frac{\mu_v^2}{v\mu_\infty(\mu_\infty - \mu_v)} = K$$

El problema de medir el grado de disociación y de la constante de disociación se reduce, pues, a un problema de medición de conductibilidades eléctricas.

Tabla de Constantes de Disociación a 25°C (Kopaczewski)

Acido clorhídrico	$6,0 \times 10^{-1}$
» fluorhídrico	$7,1 \times 10^{-4}$
» nitroso	$4,0 \times 10^{-4}$
» nítrico	$6,0 \times 10^{-1}$
» sulfúrico	$6,0 \times 10^{-1}$
Sulfhídrico	$8,0 \times 10^{-8}$
Amoníaco	$2,30 \times 10^{-5}$
Potasa	$7,0 \times 10^{-1}$

Constantes de disociación a 25°C (Kopaczewski) de las Salas

Valores del grado de disociación  $\alpha$  en por 100:

Concentración N	Monovalentes tipo KCl	Monobivalentes tipo KHSO <sub>4</sub>	Bivalentes tipo CaSO <sub>4</sub>	Trivalentes tipo FeCl <sub>3</sub>
0,0001	99,0	98,0		
0,0005	98,0	97,0		
0,001	98,-	96,0	86,0	
0,005	95,0	92,0		
0,01	93,4	86,7	64,0	64,7
0,05	87,4	76,3		60,7
0,1	83,3	69,7	41,0	40,9
0,2	83,-	66,3		
0,5	79,0	64,0		
1,0	75,-	58,0		

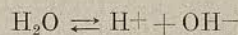
Terminadas estas consideraciones que hemos creído indispensables para la mejor comprensión de lo que vamos a estudiar, vamos a entrar en el fondo de la materia.

Según lo que acabamos de decir, el grado de disociación está ligado con la conductibilidad del electrolito, y esto es igual que decir que todo líquido o solución que sea más o menos conductora estará ya más o menos ionizada, ya que la teoría de Arrhenius no admite más conductibilidad en los líquidos que la derivada del transporte de electricidad efectuada por los iones.

Midiendo la conductibilidad eléctrica del agua, se ha visto que disminuye a medida que ésta es más pura, y aunque la conductibilidad que se encuentra es debida principalmente a las impurezas, la obtención de agua de extremada

pureza por destilación al vacío en aparatos de estaño o cuarzo, y el agua «ultra pura» de Washburn han demostrado que hay que admitir para el agua absolutamente pura una cierta disociación, aunque el valor de ella es extraordinariamente pequeño.

Los valores hallados por diferentes experimentadores (Ostwald, Arrhenius, Kohlrausch, Michaelis, etc.), son muy concordantes, de tal modo que en la actualidad se admite que el agua se disocia en iones



que esta disociación para el agua pura, es extremadamente pequeña, y que cuando el equilibrio esté establecido

$$\frac{[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = K$$

como en este caso  $[\text{H}_2\text{O}]$  es constante, tratándose de agua pura, tendremos

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = K' = K_{\text{H}_2\text{O}} \quad (1)$$

El valor de la constante  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  de disociación del agua pura a 23° C. que se admite actualmente, es

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$$

Como las cantidades de iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  son iguales  $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$ , podemos escribir

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

O sea que 10.000.000 de litros de agua pura contienen 1 gr. de H en forma de ion, y 17 gramos de ion OH.

Como el agua pura es el prototipo de cuerpo neutro, este valor nos servirá para establecer de un modo preciso lo que se entiende por neutralidad: Cuando la cantidad de iones ( $\text{H}^+$ ) y ( $\text{OH}^-$ ) sea igual a  $10^{-7}$ , el líquido será neutro; cuando haya un exceso de iones ( $\text{H}^+$ ) sobre este valor, el líquido será ácido; cuando el exceso sea de iones ( $\text{OH}^-$ ), será alcalino.

El producto de las dos concentraciones  $[\text{H}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$  es constante.

De la fórmula fundamental

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}$$

podemos deducir

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}^+]} \quad [\text{H}^+] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{OH}^-]}$$

que permite conocer  $[\text{OH}^-]$  si se conoce  $[\text{H}^+]$  y recíprocamente.

Considerando que en todo líquido sea ácido, neutro o alcalino, existen simultáneamente iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  en cantidades variables pero sujetas por la fórmula (1), Fredenthal propuso, y así

ha. sido adoptado por todo el mundo, referir siempre la reacción de un líquido a su concentración en iones  $[H^+]$  análogamente a lo que se hace en las notaciones de la medición de temperaturas por grados centígrados que son independientes del concepto de *frío* o *caliente*.

Toda concentración de iones  $[H^+]$  superior a  $10^{-7}$  representará una acidez real, y todo valor de  $[H^+]$  inferior a  $10^{-7}$  denotará una reacción alcalina.

La cantidad de iones  $[OH^-]$  cuando interese podrá calcularse por la fórmula (1).

El expresar la cantidad de iones  $[H^+]$  de un líquido en la forma que hemos venido haciéndolo hasta ahora, es decir, en forma de moléculas



las gramos por litro, es engorrosa para los razonamientos, porque los números que los representan tienen una gamma de variación muy extensa en la práctica. Esto imposibilita utilizar representaciones geométricas para el estudio de ciertos fenómenos. Además, en los estudios de la influencia en las reacciones, los valores absolutos de las cantidades de  $[H^+]$  interesan pocas veces y, en cambio, lo que interesa principalmente son las variaciones de estas cantidades. Todas estas consideraciones indujeron a Sörensen a utilizar los logaritmos en lugar de los números.

Supongamos que una cierta concentración de  $[H^+]$  expresada en iones gramos por litro sea:

$$0,000.0025$$

es evidente que podemos darle la forma

$$2,5 \times 10^{-6}$$

o también

$$10^{\alpha} \times 10^{-6}$$

siendo  $\alpha$  el logaritmo de 2,5 (que vale 0,4). Por tanto podemos poner

$$[H^+] = 0,000.0025 = 2,5 \times 10^{-6} = 10^{0,4} \times 10^{-6} = 10^{-5,6}$$

O sea que las concentraciones de ion  $[H^+]$  podemos ponerlas siempre en forma de una potencia determinada de 10. El grado de esta potencia, cambiado de signo, es lo que Sörensen ha denominado *exponente de Hidrógeno* y representado por el símbolo pH. o también  $P_H$ .

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

de donde

$$pH = -\log [H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

Así pues el exponente de hidrógeno o pH será igual al logaritmo de la concentración tomado con signo cambiado.

En el ejemplo anterior al valor

$$[H^+] = 0,000.0025$$

corresponde  $pH = 5,6$ .

Si suponemos un líquido cuyo  $pH = 4,3$  el valor de la concentración  $[H^+]$  lo encontraremos haciendo

$$[H^+] = 10^{-4,3} = 10^{-5+0,7} = 5 \times 10^{-5}$$

Para facilitar estos pasos de  $[H^+]$  al pH y viceversa, puede utilizarse la escala adjunta.

Con arreglo a la notación de Sörensen tendremos que el estado neutro, que nos quedaba caracterizado por la concentración

$$[H^+] = 10^{-7}$$

característica del agua pura, ahora nos vendrá caracterizada por

$$pH = 7$$

y las reacciones de los líquidos quedarán fijadas según su pH, así:

$$\begin{aligned} pH < 7 & \text{ reacción ácida} \\ pH = 7 & \text{ » neutra} \\ pH > 7 & \text{ » alcalina} \end{aligned}$$

Como se ve, al disminuir el valor del pH, la acidez del líquido aumenta (consecuencia de ser el exponente negativo) y viceversa.

Para que pueda confrontarse la anterior notación con la del pH, reproducimos el siguiente cuadro de Kopaczewsky:

	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH
Acidez	$10^1$ (10N)	$10^{-15}$	-1
	$10^0$ (N)	$10^{-14}$	0
	$10^{-1}$ (0,1N)	$10^{-13}$	1
	$10^{-2}$ (0,01N)	$10^{-12}$	2
	$10^{-3}$	$10^{-11}$	3
	$10^{-4}$	$10^{-10}$	4
Neutralidad	$10^{-5}$	$10^{-9}$	5
	$10^{-6}$	$10^{-8}$	6
	$10^{-7}$	$10^{-7}$	7
Alcalinidad	$10^{-8}$	$10^{-6}$	8
	$10^{-9}$	$10^{-5}$	9
	$10^{-10}$	$10^{-4}$	10
	$10^{-11}$	$10^{-3}$	11
	$10^{-12}$	$10^{-2}$ (0,01N)	12
	$10^{-13}$	$10^{-1}$ (0,1N)	13
	$10^{-14}$	$10^0$ (N)	14
	$10^{-15}$	$10^1$ (10N)	15

No hay que olvidar que las variaciones de pH no son proporcionales a las variaciones de concentración, ya que se trata de una relación logarítmica entre ellos. La disminución de 1 unidad en el valor del pH representa un aumento de 10 veces en el valor de la concentración de los iones  $H^+$ .

La notación de Sörensen, es decir, el expresar la cantidad de iones  $H^+$  de un líquido por su exponente de hidrógeno o *pH* ha sido adoptada universalmente y en la actualidad es la utilizada en todas las memorias y trabajos, siempre que se trata de indicar la cantidad de iones  $H^+$  que presenta un líquido determinado.

¿A qué es debido que el ion  $H^+$  haya sido objeto de tales estudios y se da tanta importancia a su presencia y determinación?

En primer lugar hemos dicho que existen siempre en toda solución acuosa o alcalina iones  $H^+$  y  $OH^-$ , cuyas cantidades relativas están reguladas por el hecho de tener que mantenerse constante la igualdad

$$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-7}$$

y después de adoptar la convención de Fredenthal de referirse exclusivamente a la cantidad de iones  $[H^+]$  presentes, el estudio de los ácidos y bases y de la neutralización quedarán referidos exclusivamente a un estudio de la concentración de iones  $H^+$  o variaciones de pH.

Como en la ciencia y en la técnica los ácidos y las bases tienen constantes aplicaciones, y éstas actúan por los iones  $H^+$  o  $OH^-$  que contienen, de aquí deriva ya una importancia extraordinaria.

Además, los iones  $H^+$  y  $OH^-$  son tan activos, que no es posible tener una idea de la acción de los diversos iones si no se tiene en cuenta en cada caso la cantidad de iones  $H^+$  y  $OH^-$  que estén presentes. En la solución acuosa de un electrolito no es posible observar la acción mutua de dos iones tomados aisladamente, ya que siempre tendremos que contar con la presencia de los iones  $H^+$  y  $OH^-$  del agua en que están disueltos.

Esto hace que se tenga el máximo interés en estudiar las acciones de los electrolitos en soluciones de reacción próximamente neutras, ya que entonces es mínima la cantidad de iones  $H^+$  y  $OH^-$  que están presentes.

### Acidez real y total

Se ha comprobado que las reacciones características de los ácidos y las bases son debidas a que los ácidos al disociarse dan siempre iones  $H^+$  y que las bases dan iones  $OH^-$ . Las propiedades de los ácidos son, pues, debidas a los iones  $H^+$  y las de las bases a los iones  $OH^-$ .

Un líquido presentará reacción ácida o alcalina según que el exceso sea de iones  $H^+$  o de

$OH^-$ . Cuando un líquido contenga una cantidad igual de ambos, presentará reacción neutra.

La energía de un ácido o de una base, el que sea un ácido o base fuerte o un ácido o base débil depende, pues, en soluciones equivalentes, del grado de disociación, o sea de la cantidad de iones  $H^+$  o  $OH^-$  que estén presentes. Como esta cantidad de iones presentes viene expresada según sabemos por el pH de la solución, podremos decir que: *la acidez actual de una solución es la que corresponde a su pH.*

No hay que confundir este concepto de *acidez actual o real*, que es el que fija la actividad del ácido o solución ácida como a tal, con el concepto de *acidez* que se tiene en química al dosar un ácido por valoración mediante una base o recíprocamente, y que llamaremos *acidez total*.

Al valorar un ácido con una base o viceversa, lo que en rigor determinamos es el número de *equivalentes* de ácido que existen en la solución sometida a ensayo. En esta valoración 1 litro de solución de  $HCl$   $N/10$  equivale completamente a 1 litro de solución de  $CH_3 \cdot COOH$   $N/10$  a pesar de que el número de iones gr. contenidos en el litro de  $HCl$  es de 0,096 y el correspondiente al litro de  $CH_3 \cdot COOH$  es sólo de 0,00131, es decir, cerca de 75 veces inferior.

Para los efectos de la valoración de su *capacidad neutralizante*, lo que nos interesa es conocer el número de equivalentes  $H$  que tenemos, y evidentemente éstos son iguales.

Para saturar 1 litro de  $NaOH$   $N/10$  necesitaremos un litro de  $HCl$   $N/10$  o también 1 litro de  $CH_3 \cdot COOH$   $N/10$ ; en el primer caso formaremos el  $NaCl$ , y en el segundo el  $CH_3 \cdot COONa$ .

Pero en todos aquellos fenómenos en que el ácido obre por la cantidad de iones  $[H^+]$  presentes, por ejemplo: en la inversión de la caña de azúcar, en los fenómenos de coagulación, en lo que se refiere a velocidad de las reacciones en que intervengan, en los equilibrios químicos, etcétera, estas dos soluciones si bien son ambas  $N/10$  no ejercerán el mismo efecto, ya que lo que nos interesará entonces es la *acidez real*, que viene dada, como sabemos, por el valor del pH respectivo. Para la solución de  $HCl$   $N/10$  se tiene  $pH=1,02$ , y para el  $CH_3 \cdot COOH$   $N/10$  se tiene  $pH=2,89$  y, por tanto, el  $HCl$  será mucho más activo que el  $CH_3 \cdot COOH$ .

Consideremos una solución de  $CH_3 \cdot COOH$   $N/10$  que tiene un  $pH=2,89$ , o sean 0,0014 gramos  $H^+$  por litro y una solución de  $HCl$  que contenga la misma cantidad de iones  $H^+$  (también  $pH=2,89$ ). Esta solución equivalente es una solución 0,0014 N de  $HCl$ .

Pues bien, estas soluciones cuya cantidad de iones  $H^+$  es igual para las dos, necesitarán para ser neutralizadas, cantidades muy diferentes de  $NaOH$   $N/10$ . Para 10 centímetros c. de Solución de  $CH_3 \cdot COOH$   $N/10$  precisarán 10 cc. de Solución de  $NaOH$   $N/10$ . En cambio casi no puede valo-

rarse la de HCl, ya que a cada 1 cc. de NaOH  $N/10$  corresponden 71,4 cc. de Solución de HCl.

Para las soluciones de ácidos fuertes (HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), las dos nociones se confunden, ya que la casi totalidad de las moléculas están disociadas. La solución de HCl  $N/10$ , por ejemplo, está ionizado un 94,8 %. En cambio para los ácidos débiles estas dos nociones son bien distintas.

Si consideramos, por ejemplo, el CH<sub>3</sub>.COOH  $N/10$ , tendremos que sólo un 1,3 % está ionizado. Al añadirle la solución de NaOH  $N/10$ , los iones H<sup>+</sup> libres del CH<sub>3</sub>COOH quedan neutralizados por los OH<sup>-</sup> de la NaOH, pero en el mismo instante nuevas moléculas de CH<sub>3</sub>.COOH se disocian por efecto de la ley de las masas, y los nuevos iones H<sup>+</sup> son neutralizados por las nuevas cantidades de NaOH, y así sucesivamente, hasta quedar neutralizados *todos los iones H<sup>+</sup> que al principio estaban en estado potencial o no disociados*.

Por los métodos de valoración ordinaria determinaremos la *acidez total*, o sea el número total de iones H<sup>+</sup> de la solución, tanto los realmente presentes como los que están en forma potencial (provinientes de moléculas no disociadas); en cambio el pH del líquido nos expresará la *acidez real*, o sea el número de iones H<sup>+</sup> presentes realmente en el líquido en un momento dado.

Creemos, pues, que queda bien sentada la diferencia esencial que existe entre estos dos conceptos de *acidez real* y *acidez total*.

### Determinación del valor de pH

Varios son los métodos que pueden utilizarse para la determinación del pH de un líquido, pero los más corrientes son el método eléctrico y el colorimétrico.

El método eléctrico es el más exacto, se utiliza en las mediciones de precisión y para controlar los resultados del método colorimétrico, pero el más corriente es éste último.

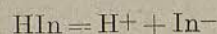
El método colorimétrico está basado en el hecho que ciertas materias colorantes cambian de color según que la reacción del medio sea ácido o alcalino.

El procedimiento es ya antiguo y se ha venido utilizando por mucho tiempo de un modo empírico, hasta que los modernos métodos físico-químicos han venido a darle una explicación experimental.

Según Ostwald, los indicadores son ácidos o bases débiles para los cuales la forma iónica tiene una constitución y un color diferente que la forma molecular. Siendo así, se comprende que el color que presenten dependa de la concentración en iones H<sup>+</sup>, o sea del pH.

Si consideramos que el indicador es un ácido

y lo representamos por HIn, al disociarse en solución acuosa lo hará según la ecuación



representando HIn la fórmula molecular y In la forma iónica.

La relación cuantitativa entre ambas la da la ley de las masas

$$\frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = K_{\text{HIn}}$$

de donde,

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \frac{K_{\text{HIn}}}{[\text{H}^+]} \quad (2)$$

y si consideramos el caso de que

$$K_{\text{HIn}} = [\text{H}^+]$$

se tendrá

$$[\text{In}^-] = [\text{HIn}]$$

o sea que una mitad del indicador estará en forma molecular y la otra mitad en forma iónica.

En estas condiciones el indicador presentará el *color de transición*.

La fórmula (2) expresa que el color del indicador es una función de la concentración de iones H, o sea del pH.

No es propio hablar del punto de viraje de un indicador o punto de tránsito de su coloración, ya que ésta se verifica progresivamente siguiendo las variaciones del pH cuando la concentración de iones H está próxima al valor de la constante de disociación. Para cada valor de pH existe una cierta parte de indicador en forma molecular y en forma iónica, sus proporciones son variables según sea el pH, pero estas cantidades están regidas por la ecuación (2).

En la práctica, el intervalo dentro del cual se hace perceptible el cambio de color del indicador, depende de la naturaleza de éste y se denomina *intervalo de transición* del indicador. Al establecer una escala de indicadores conviene que presenten un viraje preciso, o sea que tengan un intervalo de transición pequeño. Se procura que si pHIn es el valor del punto de transición del indicador, el intervalo de transición comprenda como máximo desde pHIn + 1 hasta pHIn - 1, es decir, 2 unidades en el pH. Esto es lo que se verifica para muchos de los indicadores actuales.

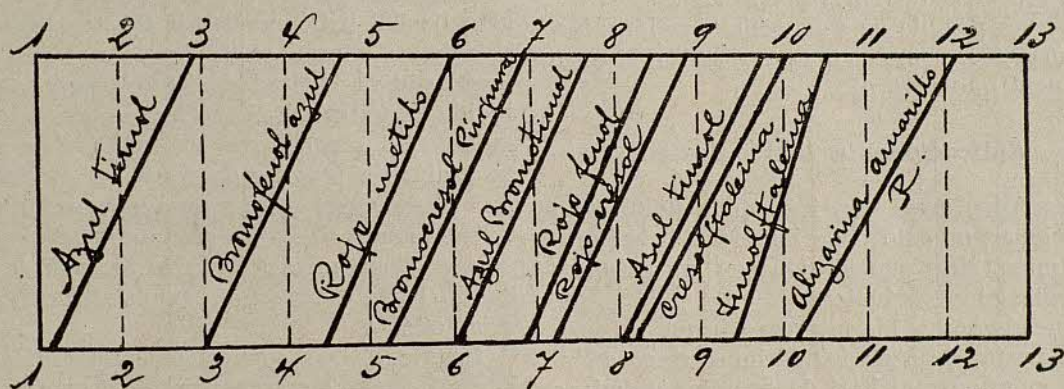
He aquí los puntos de viraje de los indicadores más conocidos:

Anaranjado de metilo	pH = 4
Rojo de metilo	pH = 6
Tornasol	pH = 7
Fenoltaleína	pH = 8

La serie de indicadores recomendados por Clark & Lubs, y que dan unos hermosos tonos de transición, son los siguientes:

Nombre químico	Nombre usual	Limites del pH	Viraje del indicador	Concentr. de la solución alcohólica apropiada
Timol sulfonaftaleína	Timol azul	1,2-2,8	rojo-amarillo	0,04 %
Tetrabromo-fenol-sulfona-ftaleína	Bromofenol azul	3,0-4,6	amarillo azul	0,04
o. Carboxilbenzo-dimetilanilina	Rojo de metilo	4,4-6,0	rojo-amarillo	0,02
Di-bromo-ortocresol-sulfona-ftaleína	Bromocresol púrpura	5,2-6,8	amarillo-púrpura	0,04
Dibromotimolsulfona-ftaleína	Bromotimol azul	6,0-7,6	amarillo-azul	0,04
Fenol-sulfona-ftaleína	Rojo de fenol	6,8-8,4	amarillo-rojo	0,02
Ortocresol-sulfona-ftaleína	Rojo de cresol	7,2-8,8	amarillo-rojo	0,02
Timolsulfona-ftaleína	Timol azul	8,0-9,6	amarillo-azul	0,04
Ortocresolftalina	Ftaleína del cresol	8,2-9,8	incolore rojo	0,02

Pueden disponerse también estos datos en forma de gráfico:



Para hallar el valor del pH mediante indicadores, puede procederse en las siguientes formas:

1º Utilizando un *indicador universal* en los cuales según el valor de pH presentan una gamma de colores que corresponden a los del espectro solar.

Una cantidad determinada de solución a investigar (8 cc.) se disponen en una cubeta de porcelana o platito de acuarela y se le añaden 2 gotas de indicador. Comparando la coloración del líquido con una escala de colores tipos, se halla el valor de pH.

Este método es poco exacto.

2º Este es muy usado, y se llama método de Sørensen con soluciones tampones. El principio del método es el siguiente: se preparan anticipadamente una serie de soluciones de reserva por mezcla de las cuales es posible obtener toda una gamma en los valores del pH que son bien conocidos. A la solución objeto de ensayo se le añade el indicador apropiado y en ella tomará una determinada coloración. Después se busca una mezcla entre las soluciones de reserva que nos comuniquen al indicador el mismo color que presenta la solución a ensayar. El pH de esta solución será igual al de la mezcla que podemos conocer fácilmente.

3º Métodos derivados del anterior que permiten operar sin soluciones tampón.

La técnica de todas estas determinaciones se encuentra en las obras de Michaelis, Sørensen, Kopaczewsky, etc., y no las detallaremos aquí.

#### Indicadores adaptados para las valoraciones volumétricas

Por lo que venimos diciendo se deduce que el viraje de un indicador no nos representa el paso por la reacción neutra del líquido, sino el paso por un pH igual al de su punto de viraje.

Así por ejemplo, al considerar el análisis de la  $\text{NaOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3$ , ocurriría que ambas sales estaban fuertemente ionizadas y con reacción fuertemente alcalina. Si suponemos que la concentración de la Solución sometida a ensayo era aproximadamente  $\frac{N}{10}$ , tendríamos un  $\text{pH} \approx 13$ .

A medida que se añadió HCl para neutralizarla, este valor de pH fué disminuyendo. Una vez neutralizada la NaOH empezó el HCl a reaccionar con el  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , transformándolo en  $\text{NaCO}_3\text{H}$  y, al quedar todo él transformado, el pH de la solución fué igual al pH del  $\text{NaCO}_3\text{H}$  que es  $\text{pH} = 8,4$ , y como el intervalo de viraje de la fenolftaleína es  $\text{pH} = 8,3 \div 10$ , resulta que lógicamente para este viraje tiene que quedar decolorada.

Se añadió a este líquido de  $\text{pH} = 8,4$  unas gotas de anaranjado de metilo, cuyo intervalo de viraje es  $\text{pH} = 3,1 \div 4,4$ , y por tanto debía tomar este indicador el color amarillo, denotando que el líquido tiene un pH superior a su intervalo de transición.

La adición de más HCl continúa reduciendo el pH del líquido, y cuanto todo el  $\text{NaCO}_3\text{H}$  ha

pasado a  $H_2CO_3$ , el líquido queda con un pH correspondiente al del  $H_2CO_3$  que es  $pH = 4$ .

Para este valor del pH, el anaranjado vira el color por corresponder a su intervalo de viraje, y por lo tanto nos indica el final de reacción.

Nada más lógico, pues, que el comportamiento de estos dos indicadores, de cuyas características sacamos provecho en este caso concreto.

Un razonamiento análogo nos conduciría a explicar el caso del dosado del ácido sulfuroso.

La elección de indicador para un determinado caso analítico tiene mucha importancia. En principio hay que adoptar un indicador tal que su intervalo de viraje comprenda el valor del pH correspondiente a la solución del cuerpo cuyo final de reacción queremos precisar.

No nos es posible en esta comunicación alargarnos más sobre este asunto, a pesar de la gran importancia que presenta.

### Aplicaciones a la técnica

Los estudios acerca la influencia del pH en las reacciones, no sólo tiene importancia en análisis químico, sino que la tiene en las más variadas aplicaciones técnicas.

Recomendamos a los interesados que repasen las revistas técnicas de los últimos cinco años, y verán como en multitud de estudios químicos de carácter industrial las indicaciones acerca el pH de los líquidos forman parte integrante de todos ellos como elemento que obligatoriamente hay que tener en cuenta.

Múltiples son las aplicaciones en las industrias de la gelatina, fabricación de cueros, fabricación de azúcar, etc.

Vamos a hablar sólo de dos casos concretos.

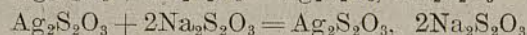
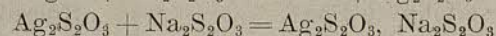
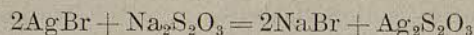
Durante la guerra se sintió la necesidad de una cola de características constantes para ser empleada principalmente en la construcción de aeroplanos. Se vió que las que daban mejores resultados eran las preparadas a base de caseína, pero se encontraban con que eran las características de ésta muy variables, según la cantidad de cenizas que tenía. El problema consistió, pues, en preparar caseína exenta de cenizas. Para ello, fundándose en que el punto isoeléctrico de la caseína es  $pH = 4,6$ , se precipitó ésta coagulándola precisamente de un líquido cuyo pH fuese próximo a éste y se tomó prácticamente  $pH = 4,1$  utilizando para el control del mismo el anaranjado de metilo como indicador, cuyo intervalo de viraje comprende este valor.

Efectuando la precipitación a este grado de acidez y el lavado posterior con agua que tuviera también un  $pH = 4,1$ , se logró la constancia que se deseaba.

Esto ha servido como base a una industria próspera y de grandes aplicaciones.

Otro caso interesante, es el de los baños fijadores ácidos fotográficos.

El fijado de las placas y papeles fotográficos consiste en la eliminación del AgBr. residual una vez hecho el tratamiento del revelado de la imagen, y que se ennegrecería más tarde al actuar sobre él la acción de la luz. Se efectuó siempre con soluciones de  $Na_2S_2O_3$ , con cuyo compuesto tienen lugar las reacciones



La sal doble que resulta de la última reacción es fácilmente soluble en el agua y puede eliminarse bien por lavado.

Como sea que las placas y papeles fotográficos al salir del baño revelador llevan ocluido en la gelatina y fibras parte de este baño, que por tanto pasará al fijador, si éste consta de una solución sencilla de  $Na_2S_2O_3$ , se alcaliniza en seguida (los reveladores son soluciones alcalinas de aminas o fenoles de constitución determinada) y en estas condiciones el revelador puede actuar sobre la sal de plata disuelta, reduciéndola a plata metálica, ennegreciendo el baño y dando lugar a defectos como velo amarillo, velo gris, etc.

Conviene, pues, que el baño sea ácido para ir neutralizando las aportaciones de álcali que hacen las placas y papeles que se introducen en él. Para la mejor eficacia práctica es necesario que se disponga de una cantidad considerable de ácido que nos asegure esta neutralización, pero el hecho de que el  $Na_2S_2O_3$  se descompone por los ácidos, dificulta esta cuestión.

El pH de la solución no puede ser inferior a  $pH = 3$  y, por lo tanto, necesitaremos preparar nuestros baños de modo que la acidez total sea grande y la acidez real sea pequeña. Esto se logra utilizando ácidos poco ionizables, como el sulfuroso o bórico, por ejemplo según las fórmulas

Agua	1,000 cc.
Hiposulfito sódico	300 gr.
Bisulfito sódico líquido 32° Bé.	50 cc.

cuyo  $pH = 4,7$ , o también

Agua	1,000
Hiposulfito sódico	300
Acido bórico	50

para el que el  $pH = 5,50$ .

También pueden utilizarse adiciones de (Acido acético + Acetato sódico), ya que el  $CH_3.COONa$  por la ley de las masas reduce el grado de ionización del  $CH_3.COOH$ , aumentando por tanto el pH.

Muchas veces conviene utilizar baños fijadores endurecedores para la gelatina. En este caso se adiciona al baño una cierta cantidad de alumbre potásico o de alumbre de cromo. Para asegurar el



endurecimiento máximo, el baño fijador tendrá que contener una cantidad considerable de un ácido orgánico y una cantidad de sales de aluminio o de cromo tan grande como sea posible, pero manteniendo el valor del pH igual o ligeramente superior a 4. Para pH=3 la mezcla sería inestable, y para pH=5 el endurecimiento sería muy incompleto, aunque de todos modos no precipitaría ni alúmina ni ninguna sal básica.

\*\*\*

El número de ejemplos podría extenderse de un modo continuo, pero bastarán estos dos para

tener una idea de la importancia de estos asuntos tanto en la química del laboratorio y de las investigaciones como en las fabricaciones industriales.

Si queremos que la industria progrese en nuestras manos, debemos aprovechar de todos los recursos que nos ofrece la técnica moderna, y dentro del campo químico no hay duda que en la hora actual uno de los asuntos que más preocupa y del que se tienen muchas esperanzas, es el referente a la acción de los iones H en las reacciones en que intervienen.

RAFAEL GARRIGA.

Barcelona, 16 Febrero 1927.

## Comunicado importante relativo a las tuberías forzadas

El estudio analítico de la resistencia de las paredes de las tuberías forzadas de cualquier diámetro teniendo en cuenta el peso propio de las paredes del tubo y del agua en el contenido, me ha conducido a unas nuevas fórmulas y a una larga serie de consideraciones y, creyendo haber sido el primero en obtenerlas, hago públicas algunas de las principales fórmulas, reservándome el derecho de su demostración para cuando y donde lo estime oportuno.

\*\*\*

$\rho$  = Fatiga en kgs. por mm<sup>2</sup>.

R = Radio medio del tubo en metros.

e = Espesor del tubo en milímetros.

p = Peso por metro corriente del tubo y el agua contenida en kgs.

$\alpha$  = Angulo de inclinación del tubo.

A = Altura de agua en metros sobre el centro de gravedad de la sección considerada del tubo y correspondiente a la carga estática más la correspondiente a la influencia de los golpes de ariete.

L = Separación entre los planos medios de los apoyos en metros.

a = Ancho en metros del apoyo en la dirección del eje del tubo.

La fatiga máxima de la pared del tubo fuera de los apoyos es:

$$\rho = \frac{R}{e} \left( A + \frac{R}{2} \cos \alpha \right) + 0.08 \frac{pR}{e^2} \cos \alpha$$

correspondiendo las generatrices de momento transversal nulo a los arcos de 30°, 90° y 150° contados a partir de la generatriz superior y a lo largo de ellas la fatiga es:

$$\rho = \frac{R}{e} \left( A + \frac{R}{2} \cos \alpha \right) + 0.00007 \frac{p}{e} \cos \alpha$$

Si el arco de apoyo del tubo sobre las pilas de apoyo corresponde, como así es corriente-mente, a un ángulo central de 60°, la fatiga máxima de la pared del tubo en su parte apoyada, es:

$$\rho = \frac{R}{e} \left( A + \frac{R}{2} \cos \alpha \right) + 0.86 \frac{pRL}{ae^2} \cos \alpha$$

Las fórmulas relativas a las tuberías forzadas con aros angulares de refuerzo aparecerán en una próxima nota.

Barcelona, Mayo 1927.

JOSÉ GALÍ,

Catedrático de Hidráulica de la Escuela de Ingenieros Industriales de Barcelona

# Cómo y por qué la enseñanza técnica no logra alcanzar los máximos resultados

por J. A. L. WADDELL, doctor en Ciencias, doctor en Ingeniería, doctor en Leyes

(Publicado bajo los auspicios de la Asociación Americana de Ingenieros, y reimpresso de las ediciones de abril y mayo de la Revista «Professional Engineer»)

El valor práctico de este artículo puede ser medido tanto por la continuada devoción que por los intereses de la educación técnica tiene el Dr. Waddell, como por su eminencia y notables trabajos profesionales.

Al principio de su carrera dedicó dos años como profesor de mecánica racional y técnica en su *alma mater*, y cuatro años en la organización del curso de Ingeniería en la Universidad Imperial de Tokio en el Japón, dando siempre continua y abundante prueba de su vasta experiencia en conferencias, publicaciones y discursos en la mayoría de Escuelas de Ingeniería, tanto aquí como en muchos países del extranjero.

En proyectos y construcción de puentes sus trabajos han sido importantes, tanto en el país como en Rusia, Japón, Canadá, Nueva Zelanda, Méjico, Cuba y Perú. Proyectó el puente de Red Rock, uno de los primeros puentes cantilevers de gran luz, los largos y difíciles puentes sobre el río Fraser y los de East Omaha, y es actualmente Ingeniero de los dos grandes puentes Port Authority de Staten Island a New Jersey y del gran puente de Bath. Me.; ha contribuido con sus planos para muchos largos puentes proyectados, y algunos de dimensiones sin precedentes están todavía en estudio. Ha creado y desarrollado un nuevo y ventajoso tipo de puente móvil de gran luz, del que se han construido con gran éxito varios ejemplares.

Ha sido Vice-Presidente e Ingeniero Jefe del inmenso proyecto de túnel del ferrocarril Trans-Alaska-Siberiano en el Estrecho de Behring para unir la Rusia europea con los Estados Unidos, que ha sido abandonado a causa de la poderosa oposición japonesa.

Ha realizado completas experiencias en aceros al níquel y sus aleaciones para estructuras metálicas, y ha escrito y publicado ocho importantes manuales de Ingeniería y libros de texto además de su famoso libro «De Pontibus» y más de cien artículos, discursos y monografías de carácter técnico.

Fué el miembro americano del jurado internacional nombrado para aprobar el puente de ferrocarril, de 6.000,000 de dólares de presupuesto, sobre el río Amarillo en China.

Es miembro activo y honorario de la mayoría de las más importantes Sociedades de Ingeniería

del país y muchas de Francia, España, Perú, China y Japón, siendo además correspondiente del Instituto de Francia y de la Academia de Ciencias de París, y también de la Real Academia de Ciencias y Artes de España. Ha sido condecorado cinco veces por obras maestras terminadas, por los gobiernos de Italia, Rusia, Japón y China. Al leer esta conferencia llevaba las condecoraciones ante la insistencia del presidente de la Sociedad de Ingenieros, que deseaba que los Ingenieros presentes comprobasen las distinciones que habían sido ganadas por uno de su propia profesión.

Al Dr. Waddell le ha sido adjudicada sin precedentes tres veces la Medalla «Norman», concedida por la Sociedad Americana de Ingenieros Civiles por la mejor contribución durante el año a la ciencia del Ingeniero.

Nota de la redacción del «Professional Engineer» para sus lectores.

## *La cultura del Ingeniero puede mejorarse*

Se recomienda la atención de los ingenieros sobre un artículo titulado «Cómo y por qué la enseñanza técnica no logra alcanzar los máximos resultados», aparecido en el primer lugar de esta edición del «Professional Engineer».

Este artículo recoge los pensamientos y opiniones sugestivas de un eminente ingeniero que ha sido también un profesor, y que ha ganado las más altas recompensas internacionales por sus publicaciones profesionales y educativas.

Todo ingeniero debe estar interesado en el problema de mejorar la efectividad de la enseñanza técnica como uno de los elementos del gran problema, consistente en la elevación de las normas y prestigios de la profesión.

El Dr. Waddell ha preparado este artículo para contribuir a la obra del Comité de enseñanza técnica de la Asociación Americana de Ingenieros (A. A. E.) y ha expuesto altas reglas de emulación para los miembros de los otros comités nacionales de la A. A. E.

## **Cómo y por qué la enseñanza técnica no logra alcanzar los máximos resultados**

Que la enseñanza técnica está actualmente muy atrasada con relación a la práctica ingenieril, es un hecho reconocido universalmente por todos aquellos que han observado superficialmente las condiciones actuales y por quienes han prestado su consideración a este asunto. La mayoría de las causas del estado poco satisfactorio de los negocios son conocidas por los

profesores técnicos y directores, y por algunos ingenieros prácticos; pero los remedios adecuados para la corrección de los defectos no han sido encontrados todavía, a pesar de que de tiempo en tiempo han sido propuestas numerosas fórmulas y algunas de ellas han sido ensayadas de una manera imperfecta.

Muchas personas ocupadas en asuntos técnicos tienen un gran interés por la enseñanza del ingeniero pero, sea dicho de una vez, no han tomado parte activa en su mejoramiento.

Si fueran más enérgicos en la exposición de sus opiniones en la prensa y más activos en ayudar a los instructores técnicos, no solamente ofreciendo opiniones y consejos, sino también llegando a darles auxilios prácticos para sus importantes trabajos, se obtendría pronto una gran mejora en los cursos de ingeniería.

En cierta ocasión, algunos de los profesores, miembros de la Sociedad para el progreso de la enseñanza técnica, sostuvieron que los ingenieros prácticos eran incompetentes para dar su opinión sobre materia tan alejada de su rutinaria labor. Estos profesores evidentemente olvidaron que los ingenieros prácticos usan de sus enseñanzas y, por consiguiente, están capacitados para dar su opinión sobre su rendimiento y posiblemente pueden también reconocer las causas de sus defectos, explicando los medios satisfactorios para corregirlos. Algunos de estos ingenieros han prestado últimamente gran atención a la materia y, pensando claramente, han reconocido que el futuro desarrollo de su profesión descansaba en las manos de los estudiantes técnicos del día y que a menos de que estos jóvenes sean educados convenientemente, el desarrollo ingenieril fracasaría antes de alcanzar sus máximos resultados.

Ultimamente, los profesores parece han experimentado un cambio de dirección y aspiran deseosos a conocer las opiniones de los ingenieros prácticos con respecto a la enseñanza técnica y recibir su activa ayuda y sostén.

Se han dado pasos importantes y metódicos para estudiar esta grave cuestión, con la intención de efectuar radicales reformas en los métodos de enseñanza de las Escuelas técnicas, pero las investigaciones concernientes a tan actuales materias requieren cuidadosa y paciente deliberación y, por consiguiente, considerable tiempo. Entretanto, es pertinente, mientras los Solones están trabajando, hacer algunas indicaciones para los legos interesados. Esta es la excusa del que habla para elegir el tema del discurso de esta tarde.

Como el título indica, el asunto está dividido en dos partes, a saber:

*Primera.* En qué fracasa la enseñanza técnica no logrando los máximos resultados.

*Segunda.* ¿Cuáles son las razones de tal fracaso?

Expuestos en el orden aproximado de su importancia, los principales inconvenientes de la enseñanza técnica son:

a) Conceder el título a muchos jóvenes que carecen de alta visión o que, hablando vulgarmente, son cortos de ingenio, así como a los absolutamente inútiles para la práctica ingenieril.

b) No entrenar a los estudiantes en el uso de su lengua materna, tanto en la escritura como en el lenguaje.

c) Olvidarse de inculcar en los jóvenes los principios de la precisión, exactitud y orden.

d) Omitir la instrucción adecuada referente a los asuntos económicos y especialmente a los de economía técnica.

e) Graduar a individuos incapaces de realizar satisfactoriamente dibujos, rótulos y planos.

f) Graduar a individuos ignorantes de los primeros principios comerciales, teneduría y contabilidad.

g) Omitir la enseñanza de los elementos de arquitectura y estética del dibujo.

h) Ignorar la necesidad de enseñar a los estudiantes cómo se hacen a mano alzada dibujos aproximadamente a escala y croquis de campo, como ejecutan los ingenieros del ejército.

i) Descuidar el instruir a los estudiantes en la ingeniería considerándola como una profesión, el campo que abarca, su historia, su importancia para la humanidad, su ética y los nombres y las vidas de sus más grandes personalidades.

j) Permitir que se malgaste demasiado el valioso tiempo disponible de los estudiantes en actividades supérfluas.

Las principales razones de los defectos enumerados anteriormente, establecidas según el orden de su importancia, son las siguientes:

a) Enseñar o cuando menos tratar de enseñar a muchos jóvenes que son mentalmente inútiles y están insuficientemente preparados para adquirir la enseñanza técnica, o están faltos del vigoroso interés necesario para seguir la carrera.

Los efectos de este error fundamental educativo son (teniendo en cuenta el ajuste del plan de estudios a la medida de una inteligencia mediocre) impedir el progreso de los más despiertos y (a despecho de todos los esfuerzos para cerrar el paso a los débiles) la graduación de numerosos incompetentes.

b) Dedicar un tiempo escaso para cursar los estudios.

Hace unos cuarenta años, en un concienzudo artículo publicado en la revista de Enseñanza técnica civil («Civil Engineering Education»), el autor anunciaba que para cursar con provecho la carrera de ingeniero civil eran necesarios por lo menos cinco años de estudios, y desde aquellos tiempos los conocimientos totales necesarios para la carrera han aumentado enormemente.

Hoy día serían necesarios seis años para que los cursos se desarrollasen debidamente, y con

seguridad en lo futuro serán necesarios siete años de clases técnicas para nuestras escuelas directoras.

*c)* Tratar de amontonar demasiados y relativamente poco importantes conocimientos, en los planes actualmente recargados con exceso.

El profesorado que debe enseñar la carrera de ingeniero en cuatro años, me recuerda a un hombre que trata de almacenar el contenido de un armario en un pequeño baúl. Primeramente lo llena, limitándose a las cosas que cree indispensables para su viaje; después ve que quedan algunas que seguramente le será necesario llevar, quita otras ya guardadas, coloca las que desea, y llena el espacio restante con las piezas que había sacado, suprimiendo alguna de éstas por no tener sitio disponible. Después vuelve a pensar en algo que también cree indispensable y repite la operación de vaciar y volver a llenar. Mucho más sencillo habría sido procurarse un baúl mayor desde el principio.

*d)* Empezar demasiado pronto la especialización.

En opinión del autor, la especialización no debería empezar nunca hasta haber completado por lo menos los dos tercios de la carrera. Sostiene firmemente la idea de que la mejor enseñanza para un estudiante que intenta llegar a ser ingeniero de cualquier especialidad, está fundada en una amplia y general cultura de Ingeniería Civil en el sentido original de la palabra, y algunos estudios complementarios en otras ramas de la técnica. Un graduado con tal enseñanza estará bien preparado para empezar un trabajo cualquiera de ingeniería; pero, por supuesto, necesitará en un principio dedicar un tiempo considerable al estudio de la rama especial a que se dedique.

*e)* Abusar del sistema de conferencias.

Hay ciertas asignaturas, como las matemáticas, que no pueden ser enseñadas oralmente. Este método de enseñanza es antieconómico en tiempo, tanto para el profesor como para el alumno, además de ser ineficaz y conducir a falsos conceptos.

Una conferencia al empezar el curso, para explicar cómo debe desarrollarse y dar idea de su extensión está indicada y debe darse, así como otra final que sirva de resumen; algunas conferencias de vez en cuando dadas por ingenieros prácticos y eminentes serán de gran provecho. Aparte de esto, el sistema de lecciones orales debe ser barrido de los planes de enseñanza.

*f)* Pagar sueldos bajos al profesorado.

Como regla general, los profesores son pagados solamente con la mitad de lo que sus servicios merecen o, de lo contrario, son pagados con exceso. En otras palabras, los profesores buenos y útiles deben recibir dobles emolumentos, y todos los demás deben ser eliminados, pues el va-

lor de su trabajo es realmente negativo; el daño que producen en las inteligencias de los jóvenes con los ejemplos mal escogidos que presentan en las explicaciones, por carecer de aptitud y de eficacia y por su general negligencia, es mayor que el bien que reportan con la enseñanza rutinaria que proporcionan.

*g)* Emplear como profesores a hombres que carecen de experiencia práctica profesional en trabajos de ingeniería.

Tales hombres no pueden merecer en las mentes de sus alumnos ningún respeto real para sus conocimientos técnicos, a pesar de otras altas cualidades que puedan tener; porque si un profesor, como frecuentemente ocurre, al serle consultado un problema, no puede dar una solución aceptable, pierde muy pronto la confianza de los alumnos y, por consiguiente, la consideración debida a la competencia y utilidad del profesor.

*h)* Fracaso de los profesores en imponer su personalidad de modo que merezcan la opinión favorable de sus alumnos, asegurando su amistad y estimación.

Para algunos podrá parecer trivial esta cuestión, pero no lo es; la experiencia de largos años me ha demostrado que un profesor activo, inteligente, experimentado, enérgico y cariñoso, es recordado y elogiado durante toda la vida, y que el estudiar bajo su dirección ejerce una influencia tónica que dura con frecuencia largos años.

*i)* Formación del profesorado en las propias escuelas.

Es poco correcto escoger el profesorado entre los alumnos de la propia escuela, a causa de que esto conduce a una enseñanza rutinaria. Teniendo en una escuela profesores de otros o de distintos orígenes se desarrollan nuevas ideas que conducen al progreso de la enseñanza.

*j)* Falta de entusiasmo por la profesión de ingeniero, tanto por parte de los profesores como por los alumnos.

Si al empezar un estudiante su carrera de ingeniero queda impresionado debidamente por la importancia, dignidad y magnitud de la profesión, y si de tiempo en tiempo, durante su carrera, estas ideas acaban de grabarse en su imaginación, la eficacia de la enseñanza aumentará en un ciento por ciento, pues la experiencia ha demostrado que un trabajador entusiasta y voluntarioso puede generalmente desarrollar dos veces más trabajo que otro tibio e indiferente.

*k)* Falta en desarrollar en los alumnos un ardiente entusiasmo por su trabajo y un intenso deseo de llegar a ser prominentes como estudiantes y como prácticos profesionales.

Sin un verdadero amor por su trabajo nadie puede alcanzar éxito alguno en cualquier clase de empeño.

*l)* Abandono en la práctica de la oratoria no concediéndole la importancia que merece.

Todo estudiante debe ser preparado como orador, al principio sobre temas previamente señalados, y después sobre asuntos propuestos sin noticia alguna preliminar; pues es de gran importancia para cualquiera saber hablar fácil, flúidamente y de un modo agradable, cuando repentinamente es solicitado para hacer un discurso en público.

m) La cuestión del atletismo debe soportar la observación de ser uno de los inconvenientes de la cultura profesional, a causa de absorber tiempo y atención que distrae al estudiante de su real misión escolar. Mientras tenga por objeto asegurar el ejercicio corporal de cada estudiante, el autor concede su opinión favorable; pero que quinientos o mil estudiantes pierdan dos o tres horas consecutivas en aplaudir los intensos (y a veces perjudiciales) esfuerzos de alguna veintena de sus compañeros, no se traduce en bien real alguno.

Los juegos entre Escuelas son todavía más nocivos desde el punto de vista de la pérdida de tiempo que implican, y el número de tales certámenes es excesivo. Discutiendo sobre esta materia con algunos de los Presidentes y otras autoridades de nuestras Escuelas técnicas, el autor ha sabido que «debían reconocer y autorizar dichos partidos inter-escolares para asegurar la concurrencia de estudiantes en sus Escuelas, pues si así no lo hacían, eran preferidas las Escuelas en que se concedía al atletismo un lugar prominente. Reconocían tales señores en su fuero interno el tiempo que se perdía, pero exteriormente estaban forzados a ignorarlo. En opinión del autor, es éste uno de los peores asuntos a resolver, y de los que exigen más enérgico remedio.

Si los elementos de la gimnasia física son esenciales al bienestar de los alumnos (el autor admite esto solamente para ejercicios moderados), los juegos entre clases, pensionados, etc., serían seguramente suficientes; pero recorrer los alumnos de una Escuela técnica todo el país exhibiendo su potencia física y destreza, no conducirá nunca a que el público en general se entusiasme, ni a que las gentes envíen jóvenes a tales Escuelas para que adquieran la cultura científica y práctica necesaria.

Es ésta otra cuestión sobre la que las eminencias deben preocuparse en seguida. Pero nada de provecho se hará mientras no exista la acción concertada de los directores de las Escuelas técnicas más notables del país.

n) No desarrollar en los estudiantes la facultad de pensar con claridad.

Difícil es obtener este resultado, el cual no puede ser alcanzado por los maestros solamente, sino por los estudiantes mismos con el amistoso auxilio y guía de sus profesores.

El objeto principal de cualquier clase de enseñanza debe ser el enseñar al alumno a pensar,

y no limitarse a recargar sus inteligencias con un cúmulo de conocimientos. Debe reconocerse que la práctica de la ingeniería cambia constantemente pero sin variar sus principios fundamentales.

En rigor, esta causa del fracaso de la cultura técnica debería ser colocada cerca del principio en lugar de mencionarla al final; recordando lo establecido sobre el orden de exposición en relación con la importancia. Sin embargo, cabe advertir que el último lugar en un razonamiento es a veces tan importante como cualquier otro y en ocasiones hasta más que el primero.

Aquí, quizá el autor podría llevar legítimamente su discurso a término, por haber establecido «in extenso» en qué fracasa la enseñanza técnica no alcanzando los máximos resultados, habiendo indicado las causas del fracaso; pero tal discurso no produciría beneficio alguno si no mostrase cómo pueden y deben ser corregidas. Esto es lo que el autor hace a continuación, permitiéndose establecer sus opiniones sobre la base de sus conocimientos de la materia, a causa de su activa carrera de ingeniero en constante práctica durante cincuenta años, seis de los cuales dedicó a la enseñanza técnica. Además, es miembro oficial de la «Sociedad para el Progreso de la Enseñanza Técnica» y ha tomado gran interés en sus funciones durante más de tres décadas. Aparte de su conexión con dicha Sociedad, ha publicado numerosos artículos sobre cultura técnica que ha presentado en Asambleas científicas, de ingenieros, profesores y estudiantes de ingeniería. Por estas razones cree que sus oyentes perdonarán cualquier aparente pretensión, al hablar como autoridad en materias educativas.

El más importante y fundamental camino a seguir con respecto a la mejora de la enseñanza técnica, es efectuar una división lógica y ventajosa de los estudiantes en tres categorías de Escuelas, que denominaremos: Escuelas vocacionales, (Vocational Schools) Escuelas superiores y Escuelas post-escolares.

Hay un gran número de personas empleadas en trabajos de ingeniería, cuyos servicios son absolutamente necesarios, pero que no tienen calibre mental suficiente para asegurarse importantes posiciones en el mundo de la ingeniería; tales son los delineantes, sobrestantes o inspectores. Algunos entre éstos son ingenieros graduados faltos de ambición, habilidad, salud o cualquier otra cualidad necesaria para el éxito. Muchos son desechos de las Escuelas técnicas, pero la gran mayoría pertenecen a la clase de ingenieros graduados en la llamada escuela de la experiencia.

Para los de la primera de estas tres divisiones, nada efectivo de alguna importancia puede hacerse que mejore sus condiciones de existencia. Para los de la segunda, la mejor cosa que

puede hacerse es reducir su número a un mínimo, enviando hombres jóvenes de su tipo a las escuelas vocacionales en lugar de mandarlos a las Escuelas superiores. Y para los de la tercera, una carrera de dos años o tres a ser posible, en las escuelas vocacionales, doblaría su eficacia y, en consecuencia, también su capacidad para el trabajo.

Si la preparación en una escuela vocacional fuese exigida por todos los que emplean a ingenieros del montón, el número total de sus empleados disminuiría grandemente a causa del aumento general del trabajo realizado, que sería mejor y más rápidamente desarrollado. Es pues, éste, un asunto de economía para los empleadores, por resultar menor el espacio necesario en las oficinas y reducir en muchos otros capítulos sus excesivos gastos.

Referente a los desechados de las escuelas, ¡lástima da de ellos! «Verdaderamente, su suerte en la vida no tiene nada de envidiable», pues desde el principio hasta el fin se sienten fracasados. ¡Cuánto más felices y respetados serían tales hombres, si en lugar de tratar de obtener una cultura para la cual eran mentalmente inadecuados, hubieran conseguido una cultura elemental suficiente para poder ser utilizados inme-

diatamente después de ser graduados, prestando sus servicios de una manera eficaz y ventajosa para sus patronos. Pero ¿cómo pueden escoger entre las escuelas técnicas y vocacionales antes de conocer nada de la vida práctica y antes de tener oportunidad para desarrollar su capacidad mental? La respuesta a esta pregunta vital es relativamente sencilla: No se les deje elegir cualquier orientación, y que la decisión sea tomada por expertos psicólogos, especialmente preparados para este objeto. Estos psicólogos pueden ser miembros de las escuelas tanto vocacionales como superiores. Ciertas pruebas mentales (tests) establecidas, aplicadas ordenadamente, señalarán a dichos expertos la manera de separar las «ovejas de las cabras» y en caso de error en un individuo, puede fácilmente rectificarse durante su primer año escolar.

Respecto a las materias que deben ser incluidas en los cursos de las escuelas vocacionales y cómo deben éstos desarrollarse, la respuesta es cuestión de opiniones, e indudablemente harían falta años para contestar satisfactoriamente.

Por la traducción  
S. O. R.

(Continuará)

## BIBLIOGRAFIA

*Refrigeration in the Chemical Industry*, por G. W. Daniels. — Editado por D. Van Nostrand Company, New-York, 1926.

Las aplicaciones del frío a las industrias químicas modernas van cada día en aumento, y por esto los químicos deben conocer los recursos que este medio les ofrece para resolver los problemas de la práctica.

La aplicación racional de este frío obliga al técnico químico a estudiar las particularidades de cada caso y, por lo tanto, necesita estar en antecedentes sobre la producción y aplicación del frío a esta rama de industrias.

Esta obra viene a llenar este vacío: en la primera parte expone los principios fundamentales de las máquinas productoras de frío y las formas y disposiciones que tienen en la práctica, pasando después a la parte principal del libro, en donde se estudia sucesivamente: enfriamiento de líquidos, enfriamiento de gases y vapores, secado del aire por enfriamiento, etcétera.

También se estudia todo lo referente al proyecto y construcción de instalaciones frigoríficas (con independencia de la parte máquina).

Entre las muchas industrias químicas que utilizan el frío, se consideran en la obra las de: aire líquido, alcohol, amoníaco sintético,

recuperación del benzol, bicarbonato sódico, velas, celuloide, destilación, explosivos, colorantes, margarina, etc.

R. G.

*Van Nostrand's Chemical Annual*, por J. C. Olsen. — Editado por D. Van Nostrand Company, New-York, 1926.

He aquí un excelente manual que contiene cuantos datos y tablas puede necesitar el químico para sus investigaciones, ensayos, análisis, fabricación, etc.

Con un plan distinto de los que han sido publicados hasta ahora, y de un formato y edición realmente manejable, es una obra que merece la pena de ser adoptada por nuestros químicos en sus trabajos.

Después de las tablas de pesos atómicos, serie periódica, constantes físicas de los elementos, trata extensamente de los factores para el cálculo de los análisis gravimétricos, etc. Extensa reseña de todo lo pertinente a análisis volumétricos con tablas y constantes de pH para los distintos indicadores, constantes de disociación de ácidos y bases, análisis de alcaloides, aceites lubricantes, análisis de gases, etc.; constantes físicas de los compuestos inorgánicos y orgánicos, puntos isoeléctricos de

las proteínas y, por último, propiedades físicas y químicas de los principales metales.

Completan la obra unas extensas tablas de pesos específicos y densidades de soluciones de ácidos, bases y sales tanto inorgánicas como orgánicas, las tablas de las tensiones de vapores de muchos cuerpos y las secciones correspondientes a la Termoquímica y a la Estequiometría.

La físico-química es lo que preside la obra entera, constituyendo el manual más moderno que de este tipo conocemos.

*Gran Enciclopedia de Química Industrial, Teórica, Práctica y Analítica.*—Acaba de publicarse el tomo VIII de esta Enciclopedia. El tomo que nos ocupa llena un millar de páginas in folio.

Comienza con un artículo titulado *Fibras textiles y papel*. En él se destinan cerca de 200 páginas al papel y a su industria; las materias primas empleadas en su fabricación, su tratamiento previo los aparatos de cocción y de lavado, la preparación y blanqueo de la pasta, la confección de la pasta fina y de la mezcla de pasta, la carga teñido y encolado, la formación de papeles a la tina y a máquina, el secado, alisado, satinado, enrollado y cortado del papel; la fabricación del papel de pasta de madera. Una detallada reseña de las diferentes clases de papel (glacé, marfil, de calcar, pergamino, metálico, esmeril, cera, etc.) incluso los papeles pintados, decorados, estampados y grabados termina el estudio minucioso del papel.

El artículo siguiente es dedicado a *Fotografía*; amplía reseña histórica, nociones extensas de óptica fotográfica, objetivos, obturadores, focos de luz artificial, indicadores de exposición y filtros para luz, el proceso negativo con los diversos métodos y máquinas para la preparación de las placas, un estudio químico muy interesante acerca de los reveladores y fijadores, el proceso positivo con los diversos procedimientos de desarrollo y copia y la descripción de los papeles empleados. La fotocromía, la fotografía espectroscópica, la fototelegrafía, la cinematografía, la cincotipia, algrafía, fototipia, heliograbado y fotografía con Rayos X, constituyen los interesantes epígrafes de este artículo.

El siguiente: «Galvanoplastia» contiene unas nociones fundamentales sobre la electricidad y modos de producirla, electrolisis, baterías galvánicas, pilas termoeléctricas, inducción en general, dinamos y aparatos de medida, la Galvanoplastia, los métodos de Galvanostegia (niquelado, cobreado, latonado, cincelado, acerado, platingado, dorado, platinado y metalocromía) con sus múltiples operaciones; y los de Galvanoplastia propiamente tal, con la formación de moldes y precipitación de metales.

*Grasas y Ceras* es el título del artículo siguiente, genuinamente químico. El estado na-

tural, origen y propiedades de las grasas y composición química de estos cuerpos, los variadísimos ácidos grasos, sus esteres glicéricos, las colesterinas lecitinas, lipocromos, etc., el análisis de las grasas; los métodos industriales de extracción, fusión, presión, extracción por disolventes y purificación de las materias grasas; la descripción detallada de cincuenta y cinco clases distintas de grasas naturales, sebos, mantecas y aceites, y sus procedimientos especiales de extracción y de análisis; la descripción y análisis de ceras y de productos similares (lanolina, esperma de ballena, ceras vegetales, etc.), el mejoramiento industrial de las grasas; los aceites oxidados, reducidos, polimerizados y sulfonados, la fabricación de glicerina y la monografía de este cuerpo, constituyen el artículo *Grasas y Ceras*.

A continuación del anterior, figura el artículo *Jabón y Bujías* con el estudio de las propiedades de los jabones y de las primeras materias usadas en su fabricación, la descripción técnica de los útiles y maquinaria empleados para su elaboración, cortado, secado; los procedimientos para obtener jabones semicristalinos, de cola, blandos, de tocador en polvo, etc., y los métodos de análisis de toda clase de jabones, la separación y purificación de los ácidos grasos sólidos, de la parafina y estearina, la fabricación de bujías y de velas confeccionadas con esas sustancias y con otras varias como la cera y la esperma de ballena.

El artículo de «Medicamentos orgánicos» es un tratado de química farmacéutica y médica, describiendo las especies químicas de aplicación farmacológica, y en las más importantes su fabricación industrial, su purificación y su análisis; tales, p. e., el cloroformo, el hidrato de cloral, los ácidos benzoico y salicílico, etc.; los *alcaloides*, con su constitución química. Completan este artículo, sus apéndices referentes a las diastasas o fermentos, a los glucósidos y, a las sustancias albuminoideas; y bajo la firma de *Fodor*, se consideran problemas tan importantes como las de la hidrólisis, digestión y constitución de estos complejísimos cuerpos, las sustancias proteicas; la constitución química de la hemoglobina.

Finaliza el tomo con el artículo sobre *Sueros medicinales* en el cual se estudian las teorías de la inmunidad, la técnica general de obtención y las propiedades físico-químicas de los anticuerpos; se describen más de veinte sueros antitóxicos y anti-infecciosos distintos; y se termina con un estudio sobre la anafilaxia.

Madrid 23 Febrero 1927.

DR. JOSÉ GIRAL.

*Catálogo de Prensa de España*, S. A. Editorial y Publicidad Rudolf Mosse.—1927.

La Edición de 1927, del Catálogo de Prensa

de España, que acaba de publicar la S. A. Editorial y de Publicidad Rudolf Mosse y de la cual acabamos de recibir un ejemplar, merecerá sin duda, los plácemes de toda la Prensa española.

En el Catálogo Rudolf Mosse, figuran clasificados todos los periódicos y revistas de España, con sus tarifas vigentes y sus características especiales, por lo que esta obra, que se distribuye gratuitamente, prestará sin duda utilísimos servicios a los señores anunciantes y habrá de cooperar en gran escala al desarrollo de la publicidad en Prensa, base de prosperidad de todos los grandes negocios.

*El Régimen paritario*, por D. Víctor González de Echavarrí, Magistrado Presidente de la Co-

misión Mixta del Trabajo en el Comercio de Barcelona.

El volumen que nos ocupa, de cerca de 200 páginas contiene las disposiciones dictadas hasta la fecha sobre organización paritaria nacional, con notables comentarios, debidos al digno Magistrado Presidente de la Comisión Mixta del Trabajo en el Comercio de Barcelona.

Si por una parte es una recopilación legal de utilidad para los interesados en esta cuestiones, por otra constituye un acabado estudio de lo que es el régimen paritario, de su historia y de los beneficios que del mismo cabe esperar.

Agradecemos mucho su envío.

J. I. M.

## Revista de Revistas

### De técnica química

Rescensión de artículos y notas publicados en revistas extranjeras, redactado por la Sección de Química y Metalurgia, de nuestra Asociación de Ingenieros.

*El Problema del Azufre en la Fundición y en el Acero*.—Ing. J. Ciochina.—«Chimie et Industrie», vol. 16, nº 6, Dic. 1926, pág. 889.

Teóricamente, los métodos de eliminación del azufre en la fundición y acero fundidos admitidos hoy en día pueden resumirse a dos:

1º Por resudado de los sulfuros que se separan, según la temperatura y porcentaje en Mn, bajo la forma de soluciones sólidas.

2º Por distribución de los sulfuros entre dos disolventes, el metal y la escoria fundidos.

Para comprobar la primera hipótesis ha efectuado el autor dosados del azufre sobre muestras tomadas del metal en el alto horno a diferentes alturas, habiendo hallado el mismo porcentaje en todas ellas, contrariamente a la teoría del resudado que exige una concentración creciente del fondo a la superficie.

Para verificar la hipótesis del reparto añádase sosa cáustica seca a la escoria, siendo necesario para el restablecimiento del equilibrio de distribución que pase a la escoria diluída parte de los sulfuros de la fase metálica; en los ensayos el análisis acusó sólo una pequeña disminución del porcentaje de S en el metal, de donde infiere el autor la inexistencia del aparato; conclusión un poco atrevida, pues no es grande la dilución que puede introducir en la escoria de un alto horno la adición de 80 kgs. de sosa cáustica y por otra parte no hay que olvidar que toda alteración en la composición de la escoria ha de hacer variar el coeficiente de reparto.

Niega también el autor la existencia de la reacción:  $Mn + SFe = SMn + Fe$  de desulfuración por

el manganeso, basándose en que en un producto dado a un aumento del porcentaje de Mn no acompaña siempre la correspondiente disminución del de azufre.

Estudia finalmente la causa de la sulfuración del metal en los hornos Martín creyendo encontrarla en el SH<sub>2</sub> y SO<sub>2</sub> que lleva el gas de gasógeno.

MALUQUER.

\*\*\*

*Revestimiento del material empleado en la industria química*.—Ing. Dulac.—«Rev. Ch. Industrielle» 1926, v. 35, nº 417, pág. 269.

El autor preconiza como pintura protectora exterior el alquitrán diluído, con esencia ligera de petróleo en el caso de la madera (que será de preferencia pino), y con esencia pesada en el del hierro, siendo en este caso necesario un rascado a fondo de la herrumbre antes de la aplicación de la pintura.

En aparatos que han de ser calentados con vapor como sulfonadoras y nitradoras, lo mejor es una capa de pintura al óleo que se frota de vez en cuando con aceite. El mejor revestimiento para el suelo de los talleres es el asfalto.

En el caso de aparatos revestidos de plomo es indispensable proceda este de primera colada, pues de no ser así son atacadas las impurezas dando un revestimiento poroso que deja escapar su contenido; a veces también obran las impurezas como catalizadores orientando ciertas reacciones orgánicas en direcciones no previstas.

Si el plomo es atacado se forra el aparato con ladrillos silíceos, muy cocidos, en pandereta unidos con un cemento de polvo de lava de Volvic seco y solución de silicato sódico de 36° Bé. que se deja secar ocho días llenando luego el aparato con SO<sub>4</sub>H<sub>2</sub> al 10%, cuya acción, que dura tres días, tiene por objeto transformar el silicato en sílice.

MALUQUER.