

EROS

55

o

X





3582

T24/55

T24/55

Prácticas y Problemas de Química

POR

V. ALEIXANDRE

CATEDRÁTICO DEL INSTITUTO
CARDENAL CISNEROS
MADRID

J. ESTEVAN

CATEDRÁTICO DEL INSTITUTO
MARAGALL
BARCELONA



VALENCIA—1935

TALLERES TIPOGRAFICOS "LA GUTENBERG"

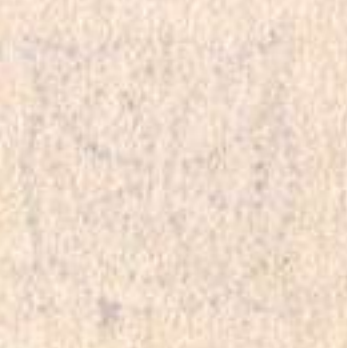
SALVADOR GINER, 9

Prácticas y Problemas
de Química

101

J. ESTEVAN
CATEDRÁTICO DE QUÍMICA
MADRID
ESPAÑA

N. ALEXANDRE
CATEDRÁTICO DE QUÍMICA
GENERAL
MADRID



PRACTICAS

PRÁCTICAS

PURIFICACION DE UNA SUBSTANCIA POR CRISTALIZACION

Una de las operaciones que con más frecuencia se practican en el laboratorio, y que tiene gran importancia para la purificación de las sustancias, es la cristalización. Esta operación va precedida de las siguientes manipulaciones: 1.º, pulverización; 2.º, disolución; 3.º, filtración.

Pulverización. La pulverización de una sustancia facilita mucho su disolución, y se lleva a cabo en los morteros. Estos pueden ser de hierro, porcelana, vidrio y ágata. Cuando se trata de sustancias que necesitan fuertes golpes para pulverizarse (pirita de hierro, etc.), se emplean los de hierro. Los de uso más general son los de porcelana y vidrio. Los de ágata sólo se utilizan cuando se quiere obtener un polvo finísimo.

Para pulverizar, debe ponerse poca cantidad de materia en el mortero, y una vez conseguida su pulverización, se traslada al recipiente en donde se haya de disolver. Colocar gran cantidad de sustancia en el mortero sólo sirve para alargar inútilmente el tiempo de la pulverización.

Disolución. La disolución de los cuerpos puede efectuarse en vasos de precipitados, tubos de ensayo, matraces, cápsulas de porcelana, etc. (Obsérvense por los alumnos todos estos utensilios.) Esta operación se favorece calentando y agitando. Como fuentes coloríficas se emplean mecheros bunsen, lamparillas de alcohol, etc. El recipiente en el que se verifica la disolución se coloca sobre un trípode provisto de tela metá-



lica. Si se calienta con mechero bunsen, no debe emplearse desde el principio toda la llama, pues nos expondríamos a romper el recipiente, sino que debe empezarse con poca llama e ir aumentándola a medida que el líquido se calienta. Debe emplearse siempre llama calorífica, o sea la incolora.

Filtración. Las disoluciones de sustancias comerciales contienen impurezas que privan a aquéllas de su transparencia. Se separan dichas impurezas mediante la filtración.

La filtración se verifica, generalmente, con papel de filtro (papel sin cola), doblado en forma especial (háganse filtros con pliegues y sin ellos) y colocado sobre un embudo de vidrio. El filtro debe quedar un centímetro más bajo que el borde del embudo. Se vierte la disolución sobre el filtro, con ayuda de una varilla de vidrio, procurando que caiga sobre las paredes del embudo y no sobre el fondo directamente, lo que podría romper el filtro.

Cuando el líquido que se va a filtrar ataca el papel de filtro (ácido sulfúrico, ácido nítrico, etcétera), se sustituye éste por lana de vidrio, que es inatacable.

Cristalización. La cristalización se basa en que las sustancias, por lo general, se disuelven más en caliente que en frío, y al enfriarse disoluciones saturadas en caliente, el exceso de sustancia disuelta se deposita en forma de cristales.

La cristalización puede hacerse en cápsulas de porcelana o en cristalizadores, y para que se produzca no hay más que dejar enfriar la disolución en reposo.

Una vez obtenidos los cristales, se separan

por decantación del líquido que sobrenada (aguas madres); se secan primero con papel de filtro y luego en una estufa o desecador.

Si se quiere obtener la substancia más pura se repiten las anteriores operaciones con los cristales obtenidos en esta primera cristalización.

Purifíquense por cristalización de sus disoluciones acuosas, sulfato de cobre y alumbre, comerciales. ¿Qué forma tienen los cristales obtenidos?

HIDROGENO

Obtención. Póngase en un tubo de ensayo un trocito de zinc y añádase ácido sulfúrico concentrado. El ácido ataca al zinc, desprendiéndose hidrógeno. Formúlese la reacción.

Repítase el ensayo anterior, empleando ácido sulfúrico diluido en su volumen de agua. (Para diluir ácido sulfúrico se vierte siempre el ácido sobre el agua poco a poco y agitando.) Observaciones. ¿Por qué la cantidad de gas desprendido es diferente en los dos ensayos?

Tápese el tubo de ensayo con tapón provisto de tubo de desprendimiento y recójase el gas desprendido, empleando el dispositivo de la figura 1.

El gas que llena, por desalojamiento del agua, en primer lugar el tubo de ensayo, contiene hidrógeno y parte del aire contenido en el tubo de producción arrastrado por aquél.

Teniendo el tubo de ensayo invertido, acerquemos a su boca una cerilla. Se producirá un chasquido. ¿A qué se debe? ¿Qué cuidados deben, por consiguiente, tenerse cuando se inflama hi-

drógeno? ¿Qué se forma en la combustión del hidrógeno?

Llénense de hidrógeno, a continuación, otros tubos de ensayo y repítase el experimento anterior. ¿Qué ocurre ahora? Tómese un tubo lleno de hidrógeno puro y, estando boca abajo, introdúzcase una cerilla sostenida por un alambre Ob-

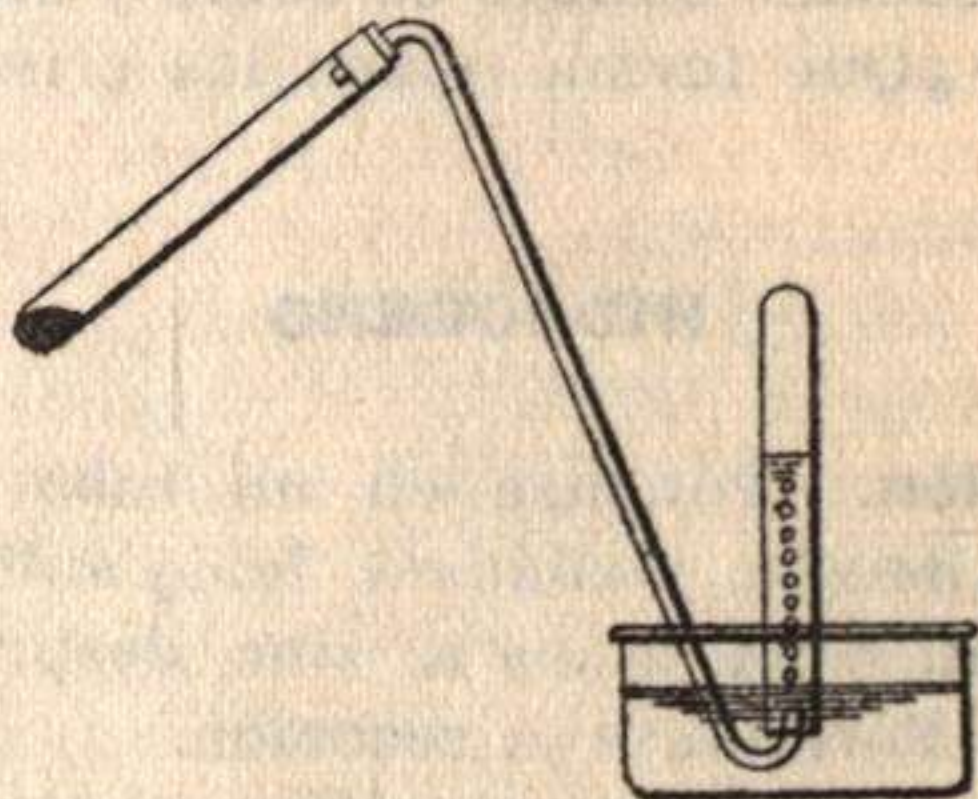


Fig. 1

servaciones. ¿Es combustible y comburente el hidrógeno?

Repítase el ensayo anterior, colocando el tubo boca arriba y esperando unos minutos antes de introducir la cerilla. Interpretese el fenómeno observado.

Poder reductor del hidrógeno. Hágase llegar una corriente de hidrógeno, exento de aire, a un tubo de vidrio poco fusible, en el que se ha colocado una espiral de cobre recubierta de óxido de cobre (esto se consigue calentando la espiral con un mechero bunsen hasta que el cobre pierda su brillo típico). Caliéntese con un bunsen el trozo de tubo en el que se encuentra la espiral y se verá desaparecer el color negro de ésta y

aparecer el brillo típico del cobre. Formúlese la reacción. ¿Por qué es una reducción?

HALOGENOS

Obtención del cloro. En un tubo de ensayo, provisto de tapón y tubo de desprendimiento (fig. 2), se calienta una mezcla de ácido sulfúrico concentrado con cloruro sódico y bióxido de manganeso. Se desprende un gas de color amarillo verdoso y de olor sofocante, que es cloro.

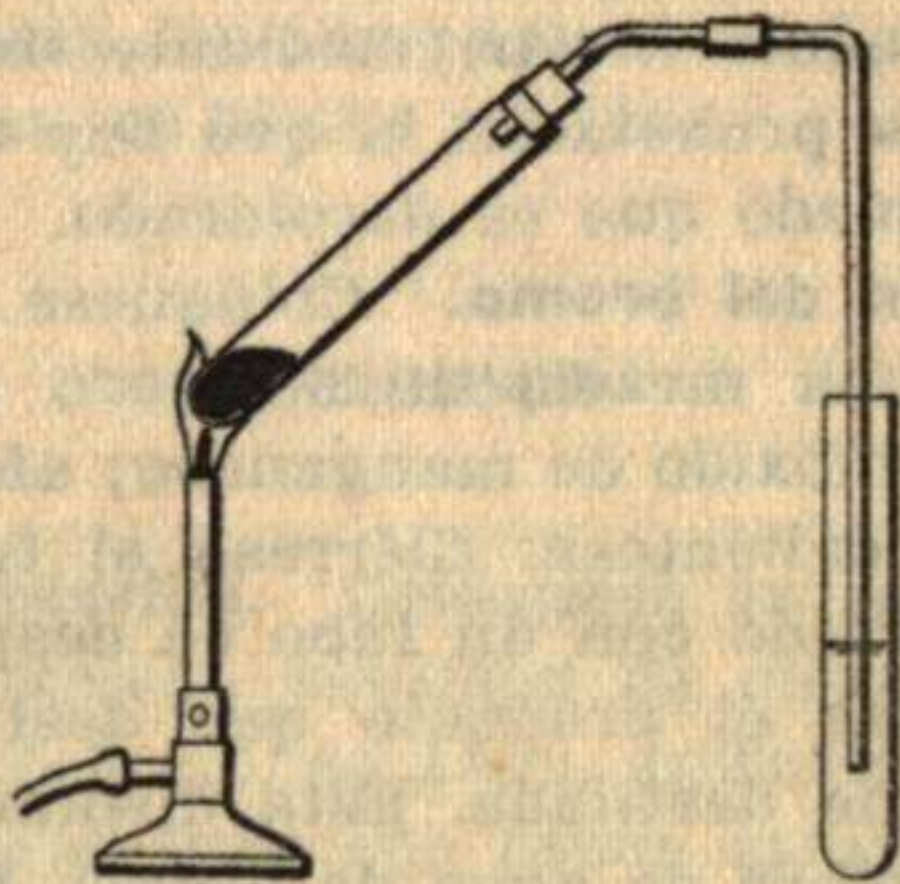
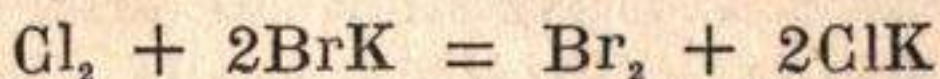


Fig. 2

Ensayos con el cloro. Hágase llegar el gas desprendido a un tubo con agua y obsérvese que el cloro se disuelve, coloreándose el agua ligeramente de amarillo y tomando el olor del cloro. Esta disolución recibe el nombre de agua de cloro.

Desplazamiento del bromo y del iodo. Háganse pasar unas burbujas de cloro por una disolución de bromuro potásico. La disolución trans-

parente e incolora se colorea de amarillo debido al bromo que ha quedado en libertad.

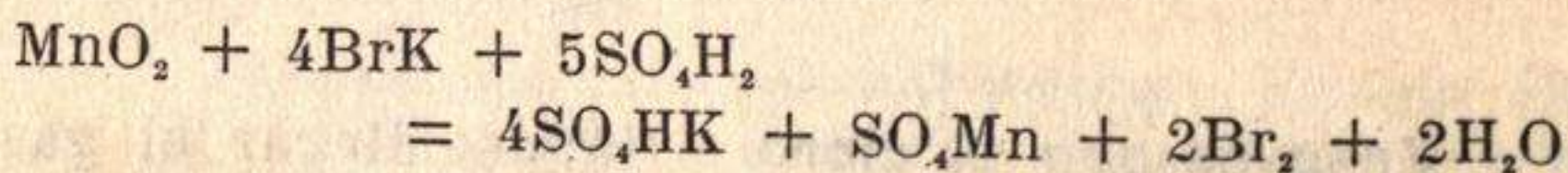


Añádase al tubo que contiene el bromo libre un poco de sulfuro de carbono y obsérvese el color anaranjado que toma este disolvente mientras la disolución palidece. Esto se debe a que casi todo el bromo queda en disolución en el sulfuro de carbono.

Repítase el ensayo, empleando, en lugar del bromuro potásico, el ioduro potásico. El sulfuro de carbono se colorea de violeta.

Obsérvense las propiedades decolorantes del cloro, haciéndole llegar, mediante un codillo de vidrio, a una probeta en la que hay un papel de tornasol húmedo que es decolorado.

Obtención del bromo. Colóquese en un tubo de ensayo una mezcla de bromuro potásico en polvo fino y bióxido de manganeso; añádase ácido sulfúrico y caliéntese. Ciérrase el tubo con un tapón atravesado con un tubo de desprendimiento, y recójase el producto que destila en otro tubo con agua destilada. Esta disolución acuosa recibe el nombre de agua de bromo. La ecuación que representa esta reacción es:



Añádase un poco de agua de bromo a una disolución de ioduro potásico. Obsérvese lo que sucede y fórmúlese la reacción.

Iodo. Se prepara a partir del ioduro potásico y ácido sulfúrico en presencia del bióxido de manganeso. Colóquese en un tubo de ensayo pequeñas cantidades de estos productos y caliéntese

suavemente: aparecen vapores violetas de iodo que se deposita en cristales en la parte superior del tubo (sublimación).

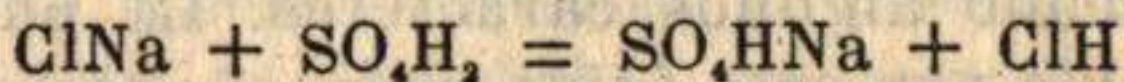
Propiedades. Ensáyese la solubilidad en alcohol.

El engrudo de almidón se colorea de azul intenso por la acción del iodo. Colóquense en un tubo de ensayo 6 ó 7 c.c. de engrudo de almidón y un poco de la disolución alcohólica de iodo: aparece intenso color azul, que desaparece calentando el tubo y reaparece por enfriamiento.

Preparación del engrudo de almidón. En una cápsula de porcelana se deslíe un gramo de almidón en unas gotas de agua fría, moviendo con una varilla hasta formar pasta: se añaden luego 200 c.c. de agua, se hierve y filtra.

HIDRACIDOS

Acido clorhídrico. Colóquese en un tubo de ensayo una pequeña cantidad de cloruro sódico y añádanse 2 ó 3 c.c. de ácido sulfúrico concentrado. Ciérrese el tubo con tapón atravesado por un tubo de desprendimiento. La reacción es:



Acérquese al tubo de desprendimiento una varilla de vidrio, previamente humedecida en amoníaco concentrado. Observaciones.

Sumérjase el tubo de desprendimiento en agua: el gas clorhídrico se disuelve en el agua.

Con la disolución acuosa verifíquense los siguientes ensayos:

a) Añádase un poco de zinc metálico. Obsér-

vese lo que ocurre y dése una explicación del fenómeno.

b) A 2 ó 3 c.c. de disolución acuosa de ácido clorhídrico se le añaden unas gotas de disolución de nitrato de plata. Formúlese la reacción. Se forma un precipitado blanco de cloruro de plata. Viértase sobre éste un poco de disolución de amoníaco. ¿Qué sucede?

Agréguense luego unas gotas de ácido nítrico. Anótese lo que ocurre.

c) Añádase disolución de nitrato de plomo. Se forma un precipitado blanco de cloruro de plomo. Caliéntese. Observaciones.

d) Trátese por disolución de nitrato mercurioso. Obsérvese lo que sucede. Añádase luego un poco de disolución de amoníaco. Observaciones.

Ensáyense estas reacciones empleando una disolución de cloruro sódico en lugar de la disolución de clorhídrico. Resultados de la comparación.

Obtención del ácido fluorhídrico. En una cápsula o crisol de porcelana colóquese un poco de fluoruro cálcico pulverizado y añádase ácido sulfúrico concentrado. Para reconocer el FH, cúbrase la cápsula o crisol con un vidrio de reloj recubierto de una capa de parafina en la que se han grabado algunos caracteres. La parafina no es atacable por este ácido, pero el vidrio sí, y por eso aparecen grabadas las partes descubiertas.

Reconocimiento de bromuros y ioduros. Los bromuros se reconocen con los siguientes reactivos:

a) Con el nitrato de plata dan precipitado blanco amarillento de bromuro de plata, poco soluble en amoníaco.

b) Con el agua de cloro dejan en libertad

al bromo, que colorea de anaranjado el sulfuro de carbono.

Los ioduros se reconocen con los siguientes reactivos:

a) Con el nitrato de plata dan precipitado amarillo de ioduro de plata, insoluble en el amoníaco.

b) Con el nitrato de plomo dan precipitado amarillo de ioduro de plomo, soluble en agua caliente; por enfriamiento precipita de nuevo en forma de escamas amarillas muy vistosas.

c) Con el agua de cloro dejan iodo libre, que se reconoce por la coloración violeta que comunica al sulfuro de carbono.

ANFIGENOS

Oxígeno. Su obtención. En un tubo de ensayo se coloca un poco de clorato potásico seco. El tubo de ensayo se sujeta con una pinza sobre un soporte. Se calienta el tubo con cuidado hasta que el clorato llegue a fundir. Si se ha calentado lentamente, el clorato potásico funde sin descomponerse. Podemos comprobar que no se descompone introduciendo en el tubo una astilla con un punto en ignición y observando que la combustión no se activa. (Hay que tener cuidado de no poner en contacto la astilla con el clorato potásico.)

Si continuamos calentando el clorato potásico, se descompone, desprendiendo oxígeno, que activa la combustión de los cuerpos. Si echamos sobre el clorato potásico fundido bolitas de papel de fumar, éste se inflama bruscamente.

Se obtiene, sin embargo, un desprendimiento

mucho más regular si al clorato potásico se le añade un poco de bióxido de manganeso. Si calentamos una pequeña cantidad de esta mezcla en un tubo de ensayo provisto de tapón y tubo de desprendimiento, se puede seguir la marcha del mismo sumergiendo el tubo de salida en agua. Para recoger el oxígeno, se coloca el extremo del tubo de desprendimiento debajo de un tubo invertido lleno de agua, sumergido en un recipiente lleno también del mismo líquido (fig. 3). El oxígeno desprendido desaloja el agua del tubo.

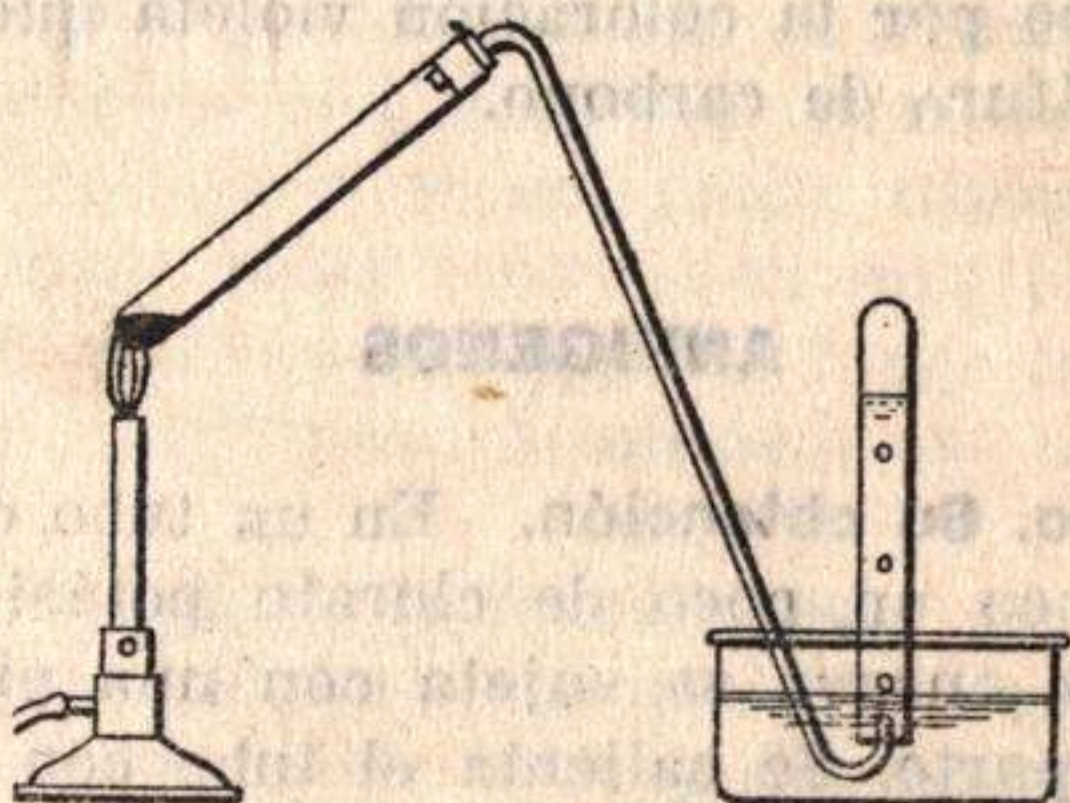


Fig. 3

Propiedades. El oxígeno es absorbido por las disoluciones de pirogalato potásico. Para observar esta propiedad se toma un tubo lleno de oxígeno y se le coloca, invertido, en un cristalizador con agua: por medio de una pipeta curva se introducen algunos c.c. de disolución alcalina de pirogalato en la boca del tubo que contiene el gas. El oxígeno es absorbido y el agua penetra en el interior del tubo.

Otros métodos de obtención de oxígeno.
1.º Por la oxilita. Introdúzcase en un tubo de

ensayo una pequeña porción de Na_2O_2 y añádanse unas gotas de agua. Se produce un vivo desprendimiento de O_2 que se reconoce por cualquiera de sus propiedades.

2.º Por bicromato potásico y ácido sulfúrico. Colóquese en un tubo de ensayo una mezcla de dicromato potásico pulverizado y ácido sulfúrico concentrado. Caliéntese ligeramente y ensáyese el gas desprendido. Formúlese la reacción.

Ozono. En un mortero se pulverizan unos cristallitos de permanganato potásico (MnO_4K) y se añade luego un poco de ácido sulfúrico concentrado. El olor que se percibe es debido al ozono.

Tómese con una varilla humedecida, un poco de la pasta formada por el permanganato potásico y el SO_4H_2 y tóquese la mecha de una lamparilla de alcohol. La mecha se enciende debido al gran poder oxidante del ozono.

En un tubo de ensayo colóquese un poco de BaO_2 y añádanse unas gotas de SO_4H_2 concentrado. En la boca del tubo se pone una moneda de plata que se haya limpiado por frotamiento con esmeril fino y se haya calcinado a la llama. La moneda se ennegrece debido a la formación de una capa de peróxido de plata.

El ozono, como todos los cuerpos oxidantes, deja en libertad el iodo de los ioduros. Para comprobar esta reacción, prepárense tiras de papel de almidón iodurado de la siguiente forma: añádanse a unos 100 gramos de engrudo de almidón, 0'5 gramos de ioduro potásico e imprégnense de este líquido unas tiras de papel de filtro. El ozono puesto en contacto con este papel lo colorea de azul, porque el iodo libre comunica ese color al engrudo de almidón.

Otra reacción que sirve para reconocer el ozono es la siguiente: se humedece un papel de tornasol rojo en una disolución al 5 % de ioduro potásico y luego se pone en contacto con el gas que contiene ozono. Obsérvese lo que sucede y fórmúlese la correspondiente reacción.

AZUFRE

En un tubo de ensayo caliéntese azufre y obsérvense los distintos aspectos que presenta a medida que se eleva la temperatura.

Cuando esté el azufre perfectamente fundido, viértase sobre agua contenida en un cristizador. El azufre así obtenido se llama elástico. Anótense sus propiedades.

Colóquese sobre una baldosa azufre en flor e inflámese con el mechero. ¿Qué olor se produce?

Cristalización del azufre. 1.º Por fusión. En un crisol de porcelana se funden unos trozos de azufre: una vez fundido se vierte sobre un papel de filtro, sin pliegues, colocado en un embudo. Se deja enfriar, y cuando aparece una costra sólida sobre la superficie se perfora ésta, se vierte el azufre aun fundido y se deja enfriar completamente. Sobre las paredes del filtro se forman unos cristales amarillos, transparentes y prismáticos. Consérvense éstos varios días y nótese el cambio producido.

2.º Por disolución del azufre en sulfuro de carbono. En un tubo de ensayo trátase un poco de azufre en flor por sulfuro de carbono (1 c.c.). Viértase la solución sobre un vidrio de reloj: el sulfuro de carbono se evapora y el azufre cristaliza en cristales octaédricos.

Combinación del azufre con el hierro. Mézclase una pequeña cantidad de limaduras de hierro con el doble de su volumen de flor de azufre. Obsérvese que de esta mezcla se puede separar el hierro por la acción de un imán y el azufre por la acción del sulfuro de carbono que le disuelve.

Colóquese la mezcla en un tubo de ensayo y caliéntese hasta que aquella aparezca incandescente en algún punto: la combinación del azufre con el hierro se produce entonces en toda la masa con desprendimiento de luz y calor. Fórmúlese la reacción.

AGUA

Análisis y síntesis del agua. El análisis del agua se realiza en los voltámetros, que, en esencia, consisten en un recipiente de vidrio atravesado por dos hilos de platino (electrodos), que pueden ponerse en comunicación con los dos polos de una pila, acumulador o corriente industrial continua.

Colóquese agua destilada en el voltámetro y pónganse los electrodos en comunicación con los dos polos de un acumulador. Anótese lo que ocurre.

Añádase al agua del voltámetro un poco de ácido sulfúrico. Obsérvese lo que sucede (fig. 4).

El electrodo que comunica con el polo positivo del acumulador es el ánodo, y el que comunica con el negativo es el cátodo.

El agua acidulada se descompone en hidrógeno, que va al cátodo, y oxígeno, que va al ánodo.

Dos tubos llenos de agua acidulada e invertidos sobre los electrodos sirven para recoger los gases. ¿En qué tubo se recoge mayor cantidad de gas?

El hidrógeno se identifica porque arde cuando se le aproxima una llama, y el oxígeno porque aviva la combustión de los cuerpos.

La síntesis del agua se verifica con el eudiómetro, el cual consiste en un tubo de vidrio gra-

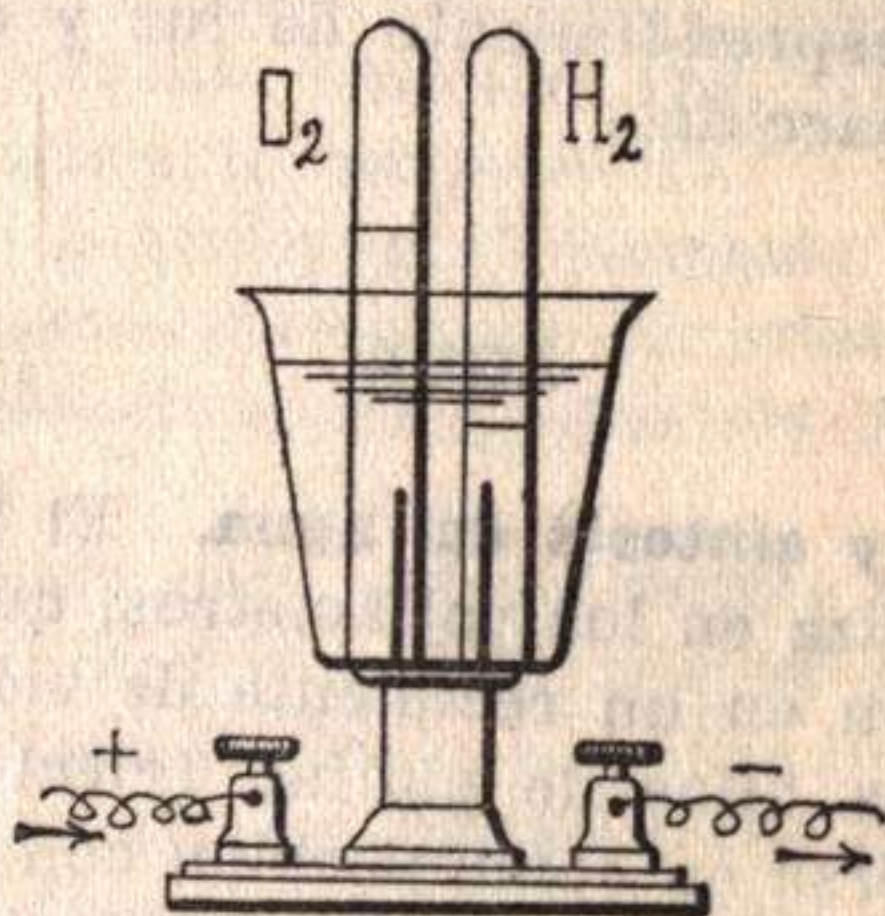


Fig. 4

duado en centímetros y milímetros cúbicos, atravesado por dos electrodos de platino, entre los cuales puede saltar la chispa eléctrica. Se llena de mercurio y se invierte sobre una cubeta llena también de mercurio. A continuación se hace llegar al eudiómetro 100 c.c. de oxígeno y 100 c.c. de hidrógeno. Finalmente se hace saltar la chispa eléctrica. Explíquese el fenómeno observado.

Impurezas del agua. Colóquese un poco del agua de la fuente en un vidrio de reloj. Evapórese ésta en un baño maría, formado por un vaso de

precipitados con pico, sobre el que se coloca el vidrio de reloj. Al evaporarse el agua queda un residuo debido a las impurezas que la misma llevaba en disolución.

Investigación de las impurezas del agua.

1.º **Sulfatos.** Colóquense en un tubo de ensayo unos centímetros cúbicos de agua, y añádanse unas gotas de ácido nítrico concentrado y un poco de disolución de cloruro bórico. Si existen sulfatos se formará un precipitado blanco de sulfato bórico.

2.º **Cloruros.** Añádanse a un poco de agua acidulada, con ácido nítrico, unas gotas de nitrato de plata. Si existen cloruros se formará un precipitado blanco de cloruro de plata.

3.º **Sales de calcio.** A unos centímetros cúbicos de agua agréguese unas gotas de oxalato amónico y caliéntese suavemente. La formación de un precipitado blanco de oxalato cálcico demostrará la presencia del ion calcio.

Determinación de la dureza de un agua. Pónganse en un frasco de tapón esmerilado 40 c.c. del agua problema y agréguese, gota a gota, disolución hidroalcohólica de jabón (preparada de antemano según las normas del análisis químico) contenida en la bureta hidrotimétrica. Agítese el frasco fuertemente después de cada adición. Cuando, por agitación, se forme espuma persistente se deja de agregar jabón.

La dureza de un agua es debida a las sales de calcio y de magnesio que lleva disueltas.

El número de divisiones de la bureta hidrotimétrica que se han gastado de la disolución de jabón da directamente los grados hidrotimétricos del agua.

Purificación del agua por destilación. Co-

lóquese en un matraz el agua que se quiera purificar. Tápese el matraz con un tapón atravesado por un tubo unido con un refrigerante, recogién-dose el agua que destila en un matraz Erlen-meyer. (Fig. 5.ª)

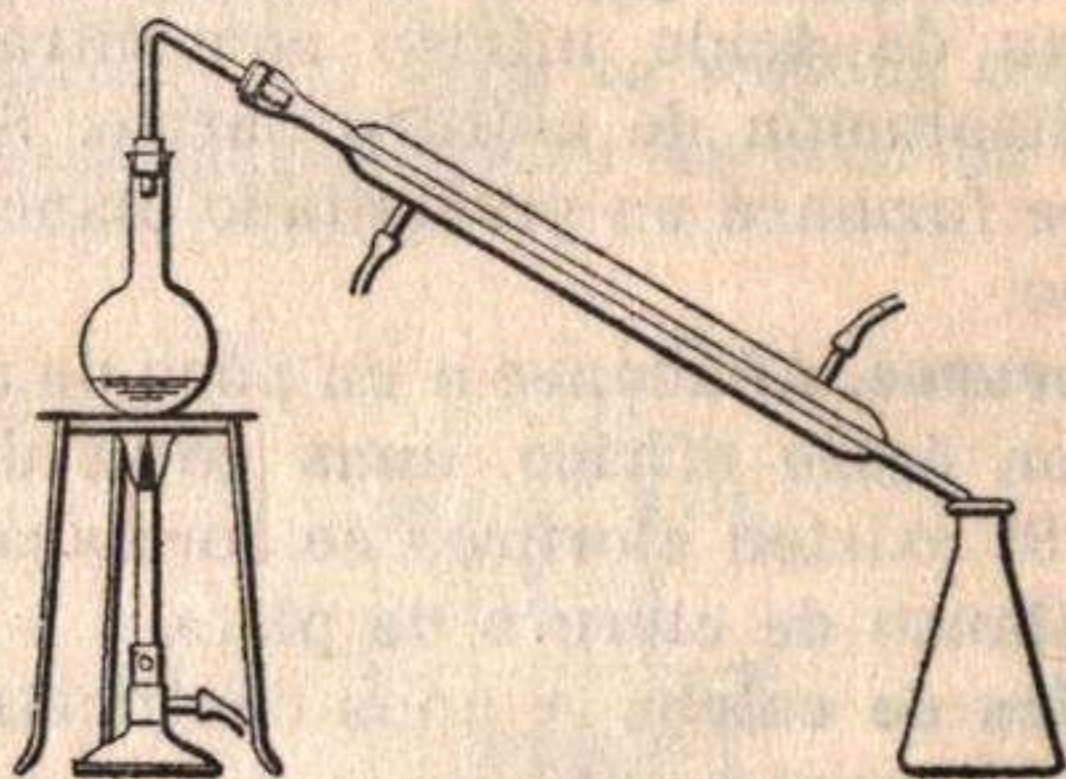


Fig. 5

ACIDO SULFHIDRICO

En un tubo de ensayo, provisto de tubo de desprendimiento, colóquese un poco de sulfuro de hierro. Agréguese un poco de ClH diluido. Obsérvese el olor del gas desprendido.

Si se coloca en la boca del tubo una tirita de papel de filtro humedecida con nitrato de plomo se ennegrece, por formarse sulfuro de plomo.

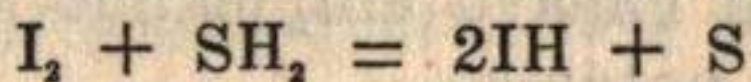
Hágase pasar el SH_2 por una serie de tubos conteniendo disoluciones muy diluidas y aciduladas con unas gotas de ClH , de los siguientes cuerpos: cloruro de antimonio, cloruro estannoso, sulfato de cobre, sulfato ferroso, sulfato de zinc y sulfato de cadmio.

Anótese lo que sucede en cada tubo, indicando composición y color de cada precipitado.

Viértase en cada tubo 1 c.c. de disolución de amoníaco. Observaciones.

Propiedades reductoras del SH₂. Hágase pasar una corriente de SH₂ por dos tubos conteniendo, respectivamente, disoluciones de dicromato potásico y permanganato potásico, aciduladas con unas gotas de ácido sulfúrico. ¿A qué se deben los cambios de color?

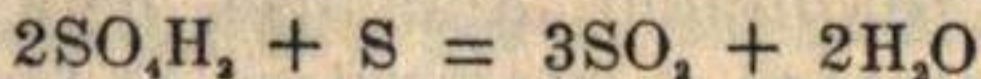
Hágase pasar una corriente de SH₂ por una disolución de iodo y ioduro potásico. La disolución se decolora por verificarse la siguiente reacción:



Reconocimiento de los sulfuros. Los sulfuros se reconocen por la coloración violeta que producen con la disolución de nitroprusiato sódico. Como sulfuro se puede emplear el amónico, el cual se prepara haciendo pasar una corriente de SH₂ por una disolución de amoníaco hasta que se note fuerte olor de SH₂. Agréguese luego un volumen igual de amoníaco.

COMPUESTOS OXIGENADOS Y OXIHIDROGENADOS DEL AZUFRE

Anhídrido y ácido sulfuroso. En un tubo de ensayo se calientan un poco de azufre y ácido sulfúrico concentrado. Se desprende SO₂ que se reconoce por su olor típico. La reacción que se produce es:



Repítase el ensayo empleando cobre en vez de azufre. Formúlese la reacción. Déjese enfriar el tubo y añádase un poco de agua. Caliéntese suavemente y fíltrese; el líquido filtrado se concentra: al enfriarse se obtienen cristales de sulfato de cobre.

Colóquese en un tubo de ensayo, provisto de tubo de desprendimiento, un poco de bisulfito o sulfito sódico: añádanse unas gotas de ácido sulfúrico diluido. Recójase el gas desprendido y obsérvense sus propiedades físicas.

El SO_2 es reductor, como lo demuestra el decolorar una disolución de permanganato potásico. Formúlese la reacción.

Repítase el ensayo empleando una disolución de dicromato potásico.

Recójase el SO_2 en un tubo e introdúzcase en él una violeta húmeda. Observaciones.

Solubilidad. Si se llena un tubo de ensayo de gas SO_2 y se introduce, invertido, en agua, ésta asciende en el interior del tubo, debido a la solubilidad del SO_2 . Investíguese la reacción de la solución acuosa. Formúlese la reacción del SO_2 con el agua.

Reconocimiento de los sulfitos. El ion SO_3^{2-} se caracteriza porque da, con las sales de bario, precipitado blanco de sulfito bórico soluble en los ácidos.

2.º Con el nitrato de plata da precipitado blanco de sulfito de plata.

Acido hiposulfuroso. Hiérvase en un tubo de ensayo una pequeña cantidad de solución de sulfito sódico con flor de azufre. Fíltrese.

A una parte del líquido filtrado añádasele unas gotas de ClH diluido. Anótense, detalladamente, las observaciones e interprétese el fenómeno.

Otra parte ensáyese con solución de iodo, a la que se añade un poco de engrudo de almidón.

Ensáyese la solubilidad del cloruro de plata en el hiposulfito sódico.

Acido sulfúrico. Obtención. Mézclese, en un tubo de ensayo, una pequeña porción de flor de azufre y 2 ó 3 c.c. de ácido nítrico concentrado: hiérvase hasta desprendimiento de vapores rutilantes; dilúyase luego en agua y fíltrese.

Identifíquese en la solución el ion SO_4 con cloruro de bario, que origina un precipitado blanco de sulfato de bario completamente insoluble en los ácidos. Otra porción de líquido se trata con nitrato de plomo, que forma un precipitado blanco de sulfato de plomo.

El ácido sulfúrico concentrado tiene una gran avidez por el agua: para demostrar esta propiedad colóquense en un tubo de ensayo 2 ó 3 c.c. de ácido sulfúrico concentrado y añádase un poco de serrín; éste se carboniza inmediatamente. Repítase la operación con azúcar. ¿Por qué se carbonizan estos cuerpos?

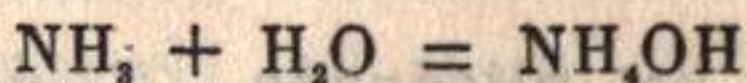
NITROGENO Y AMONIACO

Obtención del nitrógeno. Colóquese en tubo de ensayo, provisto de tubo de desprendimiento, una mezcla, a partes iguales, de cloruro amónico y nitrito sódico. Añádanse unos 5 c.c. de agua y caliéntese con cuidado; cuando empiece el desprendimiento de gas, retírese el tubo de la llama. Recójase el nitrógeno en un tubo. Obsérvense sus propiedades físicas, y que apaga los cuerpos en combustión.

Obtención del N a partir del aire. Sobre un

cristalizador grande, lleno de agua, se coloca una campana graduada conteniendo un cierto volumen de aire. Para medirlo cuídese de igualar los niveles interior y exterior del agua. Por otra parte, se habrá colocado en el extremo de un alambre un trocito de fósforo rojo (lo que conseguiremos fácilmente fundiendo éste, bajo agua, en un tubo de ensayo, y entonces introduciendo el alambre y dejando enfriar). Basta ahora introducir, mediante el alambre, el trocito de fósforo en el aire encerrado en la campana graduada y dejarlo algún tiempo. El volumen del aire disminuye. ¿Cuál es la diferencia de volúmenes, antes y después de la reacción? ¿Qué gas queda y qué gas se ha combinado con parte del P? Calentar con los datos obtenidos en esta práctica la composición centesimal, en volumen, del aire.

Amoníaco. Su obtención y propiedades. En un tubo de ensayo, con tubo de desprendimiento, pónganse 3 ó 4 gramos de una mezcla, a partes iguales, de cloruro amónico y cal. Añádase un poco de agua y caliéntese a continuación, recogiendo el gas desprendido en agua. El amoníaco se disuelve extraordinariamente formando hidróxido amónico.



Ensáyese la reacción de la disolución acuosa de amoníaco.

Reconocimiento del amoníaco. Acercando al tubo de desprendimiento del NH_3 , una varilla mojada con clorhídrico se forman unos humos blancos de cloruro amónico. Formúlese la reacción.

Añádanse a un centímetro cúbico de solución de amoníaco unas gotas de reactivo Nessler (se obtiene precipitando cloruro mercúrico con ioduro

ro potásico, disolviendo el precipitado en exceso de reactivo y añadiendo luego unas gotas de disolución de hidróxido sódico). Anótense los fenómenos observados.

ACIDO NITRICO

Preparación. Para preparar el ácido nítrico se monta un aparato, que consiste en una retorta de pequeña capacidad, que se puede calentar en baño de arena. El cuello de la retorta se introduce en un matraz colocado sobre un embudo. El matraz se refrigera con una corriente de agua fría.

Dispuesto el aparato, se colocan en la retorta 200 ó 300 gramos de nitrato sódico por la tubuladura lateral y se añade SO_4H_2 en cantidad suficiente para cubrir el nitrato. Caliéntese la retorta cuidadosamente y refrigérese el matraz para condensar los vapores que destilan. Anótense las observaciones.

Propiedades del ácido nítrico. Caliéntese el NO_3H en un tubo de ensayo. Observaciones.

Añádanse a 2 ó 3 c.c. de NO_3H , torneaduras de cobre. Al calentar se desprenden vapores. Transcurrido cierto tiempo recójense dichos vapores en un tubo, empleando el dispositivo corriente (fig. 3). ¿Qué color tienen? Sáquese el tubo del agua y déjese mezclar el gas con el aire. ¿Qué ocurre? Dése una explicación de este fenómeno.

Pónganse en un tubo de ensayo 2 ó 3 c.c. de disolución de NO_3Na ; échense unos cristalitos de sulfato ferroso y, finalmente, añádanse unas gotas de SO_4H_2 concentrado. Alrededor de los cristalitos de SO_4Fe se forma una capa parduzca.

En un vidrio de reloj se colocan unos crista-

les de nitrato sódico y una pequeñísima cantidad de brucina (¡veneno fuerte!): añádanse unas gotas de SO_4H_2 . Anótese lo que ocurre.

En un vidrio de reloj disuélvanse unos cristales de difenilamina en SO_4H_2 concentrado, y una vez frío, déjense resbalar unas gotas de solución de un nitrato. En la zona de contacto de los dos líquidos aparece una coloración azul que desaparece rápidamente.

Estas tres últimas reacciones sirven para reconocer los nitratos.

Caliéntese en un tubo de ensayo una pequeña cantidad de nitro. Ensáyese el gas desprendido con una astilla que tenga un punto en ignición. ¿Qué gas es?

En un tubo de ensayo se coloca un poco de zinc y unas gotas de sosa o potasa cáusticas. Se añade, después, un poco de ácido nítrico o de disolución de nitrato sódico. Se desprende amoníaco. Interpretese la reacción.

Acido nitroso y nitritos. Calentando el nitrato potásico se desprende oxígeno y queda un residuo de nitrito potásico.

Los nitritos presentan las siguientes reacciones:

Tómense en un tubo de ensayo 2 ó 3 c.c. de disolución de nitrito sódico y agréguese unas gotas de disolución de ioduro potásico, engrudo de almidón y SO_4H_2 diluido. Anótese lo que ocurre.

Otra porción de disolución se trata por disolución diluida de permanganato potásico, que es decolorada.

Todas estas reacciones nos indican que el NO_2H y los nitritos son reductores.

Repítanse las anteriores reacciones con disolución de nitrato y anótese los resultados.

Ensáyese la reacción de la disolución de nitrito con sulfato ferroso, difenilamina y brucina. Compárense los resultados obtenidos con los que presentan los nitratos.

FOSFORO Y ACIDOS FOSFORICOS

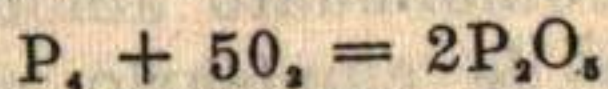
El fósforo puede representarse en dos formas: blanco y rojo.

El fósforo blanco debe manejarse con cuidado, pues se inflama con gran facilidad; no debe tocarse nunca con los dedos, ya que, al inflamarse, produce heridas muy difíciles de curar. Para cortar el fósforo blanco debe introducirse en agua.

Póngase un trocito de fósforo blanco en un tubo de ensayo y añádanse 2 ó 3 c.c. de agua. Caliéntese el agua hasta ebullición y obsérvese en sitio obscuro la fosforescencia que emite el tubo.

Póngase en un crisol de porcelana un trocito de fósforo blanco del tamaño de una lenteja: inflámese, con un alambre enrojecido en la llama de un mechero bunsen.

El fósforo se inflama, transformándose parte en fósforo rojo, mientras otra parte se transforma en pentóxido de fósforo. La reacción es



Ensáyese la solubilidad de las dos variedades de fósforo en el sulfuro de carbono: anótense los resultados.

El fósforo tiene carácter reductor, como lo demuestra el siguiente experimento: colóquese un trocito de fósforo blanco en un tubo de ensayo y viértanse 3 ó 4 c.c. de disolución de sulfato de cobre.

Al cabo de unas cuantas horas la disolución pierde color por haberse precipitado el cobre.

Acido ortofosfórico. Su obtención. Calientese en un tubo de ensayo un poco de fósforo rojo con ácido nítrico diluido hasta que cese el desprendimiento de vapores nitrosos. En el líquido obtenido se encuentra el PO_4H_3 .

Reconocimiento de los iones PO_4''' , $\text{P}_2\text{O}_7'''$, PO_3' . Para el reconocimiento del ion PO_4''' se emplea una disolución de fosfato disódico; para el del ion $\text{P}_2\text{O}_7'''$ se empieza por fundir en un crisol de porcelana el fosfato disódico; el producto obtenido, una vez frío, se disuelve en agua, y en esta disolución se ensayan las correspondientes reacciones; finalmente, para el reconocimiento del ion PO_3' se funde en un crisol fosfato sódico amónico, y se calienta hasta que cesa el desprendimiento de gas. ¿Qué gas se desprende? El producto fundido, una vez frío, se disuelve en agua, destinándose la disolución al reconocimiento del ion PO_3' .

Reactivos del ion PO_4''' . El nitrato de plata da un precipitado amarillo de fosfato de plata soluble en el amoníaco y ácido nítrico. Ensáyese la solubilidad en el ácido acético.

2.º Pónganse en un tubo de ensayo 2 ó 3 c.c. de solución de nitromolibdato amónico (se prepara en el momento de emplearlo colocando en un tubo de ensayo 2 ó 3 c.c. de una disolución saturada de molibdato amónico y añadiendo, gota a gota, ácido nítrico diluido hasta que el precipitado que se forma se redisuelva), y añadiendo luego unas gotas de la solución fosfórica, se forma un precipitado amarillo, tanto más rápidamente cuanto más elevada es la temperatura.

3.º Con la mixtura magnesiánica el ion PO_4'''

da un precipitado blanco cristalino de fosfato amónico magnésico; se favorece la precipitación frotando las paredes de un tubo de ensayo con una varilla de vidrio.

Repítanse los ensayos anteriores empleando disoluciones de pirofosfato y metafosfato sódico. Anótense los resultados y compárense con los obtenidos con el ion PO_4''' .

Diferencia entre los iones $\text{P}_2\text{O}_7'''$ y PO_3' . Para diferenciar estos iones se emplea una disolución de albúmina, que se prepara agitando fuertemente con agua un poco de clara de huevo y filtrando.

Añádase esta disolución a 2 ó 3 c.c. de solución de metafosfato sódico acidulados con ácido acético. Repítase el ensayo empleando disolución de pirofosfato sódico. Obsérvense las diferencias.

Ensayos con perlas de sal de fósforo. Estos ensayos se verifican con hilos de platino de 7 u 8 cm. de longitud y 0'2 mm. de diámetro, que se montan en una varilla de vidrio calentando un extremo de ésta hasta que se reblandezca, e introduciendo, a continuación, el hilo de platino. Al extremo libre del hilo de platino se le da la forma de anillita.

Con esta anilla se toma una pequeña porción de sal de fósforo; se introduce en la llama hasta que se funda y se pone luego en contacto con el material a ensayar. En estas condiciones la sal de fósforo se tiñe de diversos colores característicos para cada metal.

Anótense las coloraciones obtenidas con sales de los siguientes metales: cobre, cromo, hierro, manganeso, níquel y cobalto.

Obsérvense las diferencias de color según se emplee la llama oxidante o reductora.

Dibújense las diferentes zonas de una llama de gas.

BORO

Bórax. Es el tetraborato sódico; su fórmula es: $\text{Bo}_4\text{O}_7\text{Na}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$.

Se encuentra en la Naturaleza, en bastante cantidad.

Disuélvase un poco de bórax en agua y ensáyese la reacción del líquido con un papel de tornasol. Dígase la causa de la reacción alcalina de la disolución.

Fusión. En un crisol de porcelana se calienta un poco de bórax; éste funde, primeramente, en su agua de cristalización (fusión acuosa), dilatándose en forma de masa blanca y esponjosa, que puede salir del crisol si no se tiene cuidado.

Si se continúa calentando se funde de nuevo (fusión ígnea) en una masa transparente.

Ensayos con perlas de bórax. El bórax fundido tiene la propiedad de disolver los óxidos metálicos, adquiriendo coloraciones características de cada metal.

Los ensayos se hacen con el hilo de platino: se calienta éste ligeramente y se toma un poco de bórax, que se funde en la llama hasta que se forme una perla transparente e incolora.

Ensáyense las coloraciones con sales de cobalto, níquel, cromo, hierro y cobre. Anótense las coloraciones obtenidas con llamas de oxidación y reducción y compáreselas con las obtenidas con la perla de sal de fósforo.

Acido bórico. BO_2H_3 . Se prepara calentando

en un tubo de ensayo 20 gramos de bórax con 6 ó 7 c.c. de agua y tratando la disolución así obtenida con 1 ó 2 c.c. de ClH concentrado: al enfriarse la disolución aparecen unas escamas blancas de ácido bórico. Caliéntese de nuevo el líquido y obsérvese lo que ocurre. ¿A qué se debe?

Formúlese la reacción del ácido clorhídrico con el bórax.

Reconocimiento del ácido bórico. En una pequeña cápsula de porcelana se coloca un poco de bórax y 6 ó 7 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Añádase al líquido, una vez frío, un poco de alcohol. Caliéntese agitando con una varilla, y cuando se note el desprendimiento de vapores de alcohol, se inflaman éstos. La llama aparece de color verde debido a la formación del borato de etilo.

Un papel de cúrcuma se sumerge en una disolución acidulada de bórax y se seca luego al aire. ¿Qué color aparece? Humedézcase luego con una disolución de amoníaco. Nótese lo que ocurre.

Una disolución de bórax trátase por una disolución de nitrato de plata. ¿Qué ocurre? Repítase el ensayo empleando disolución de ácido bórico.

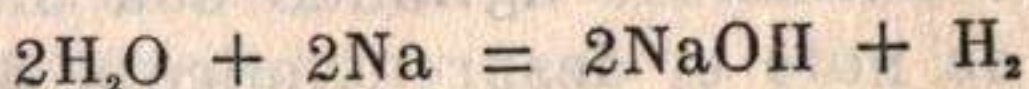
METALES ALCALINOS, COBRE Y PLATA

Sodio. Es un cuerpo sólido y brillante, de consistencia de cera. Se le conserva sumergido en nafta. Generalmente se presenta sin brillo metálico debido a que está oxidado: la consistencia y el brillo metálico se reconocen cortando o raspando un fragmento de sodio.

Todas las manipulaciones con este metal deben hacerse sin tocarle con los dedos, evitando al propio tiempo que se ponga en contacto con el agua, que le inflama.

Fusión. Caliéntese cuidadosamente algunos fragmentos de sodio cubiertos de nafta en un tubo de ensayo: el sodio funde en un líquido brillante.

Córtese un poco de sodio sobre un papel de filtro y láncese sobre el agua contenida en un cristalizador: el sodio reacciona vivamente con el agua, dando hidróxido sódico y desprendiendo hidrógeno



Potasio. Repítanse los ensayos anteriores empleando potasio en lugar de sodio. (¡Mucha precaución!)

Reactivos del sodio. El sodio colorea la llama de amarillo. Los ensayos de coloración de llamas se hacen con el hilo de platino: éste debe estar perfectamente limpio, lo cual se consigue sumergiéndole en ácido clorhídrico concentrado y puro e introduciéndolo luego en la llama: esta operación se repite hasta que el hilo no tiña la llama.

El bипіroantimoniato potásico da, con las soluciones neutras o débilmente alcalinas de las sales sódicas, precipitado blanco de piroantimoniato sódico.

Reactivos del potasio. El ion potasio colorea la llama de violeta.

En presencia del Na no se puede apreciar directamente la típica coloración que comunica el potasio, por ser tan intenso el amarillo del sodio, que la enmascara por completo. Para evitar este inconveniente se observa la llama a través de un

vidrio azul de cobalto, que absorbiendo el amarillo del Na, deja ver perfectamente el violeta del K.

El ácido cloroplatínico da, con las sales de potasio, un precipitado amarillo de cloroplatinato potásico: la reacción se hace más sensible adicionando alcohol.

Con el ácido perclórico dan precipitado blanco, poco soluble en agua; más insoluble en alcohol.

El ácido pícrico da, con las sales de potasio, precipitado amarillo de picrato potásico.

Cobre. Caliéntese fuertemente en la llama de un mechero bunsen una espiral de cobre. Anótese lo que ocurre. Sumérjase la espiral caliente en alcohol metílico contenido en un tubo de ensayo. El alcohol metílico reduce el óxido de cobre y aparece de nuevo el color del cobre.

Obtención del cobre por cementación. En una cápsula de porcelana se colocan unos cuantos c.c. de disolución de sulfato de cobre; añádase luego un clavo de hierro bien limpio. Explíquese el fenómeno observado y fórmúlese la reacción.

Electrolisis del sulfato de cobre. Dos electrodos de platino unidos a los polos de un acumulador se sumergen en una disolución de sulfato de cobre; al pasar la corriente, el cobre se deposita sobre el polo negativo mientras en el positivo se desprende oxígeno. ¿Por qué?

Combinaciones cuprosas. Óxido cuproso hidratado. Colóquese en un tubo de ensayo 2 ó 3 c.c. de disolución de sulfato de cobre. Añádanse unas gotas de disolución de hidróxido sódico o potásico. ¿Qué ocurre? Agréguese un poco de disolución de tartrato potásico hasta que quede un líquido transparente: finalmente adiciónese un

poco de glucosa y hiérvase: se produce un precipitado rojo de óxido cuproso.

Oxido cúprico. Viértase una disolución caliente de sulfato de cobre sobre otra hirviente de sosa: se forma un precipitado negro de óxido cúprico soluble en los ácidos y en el amoníaco.

Reactivos del ion cúprico. 1.º Con el sulfhídrico da un precipitado negro de sulfuro cúprico.

2.º Con los hidróxidos alcalinos se forma un precipitado azul de hidróxido cúprico.

3.º Con el amoníaco da un precipitado que se redisuelve en exceso de reactivo, dando un líquido de color azul intenso.

4.º Con el ferrocianuro de potasio forma precipitado rojizo, insoluble en los ácidos diluidos.

Plata. En un tubo de ensayo que contenga disolución de nitrato de plata, colóquese un trozo de cobre limpio: déjese reposar algunas horas y obsérvense los cristales de plata depositados sobre el alambre, al mismo tiempo que el líquido toma el color azul, propio del ion cúprico. Interpretese y formúlese el fenómeno.

Oxido de plata. Trátese en un tubo de ensayo una disolución de nitrato de plata por algunas gotas de potasa: se forma un precipitado obscuro de óxido de plata.

Espejo de plata. En un tubo de ensayo disuélvase un poco de óxido de plata en amoníaco: añádanse unas gotas de disolución de aldehído fórmico y caliéntese al baño maría: el óxido de plata se reduce y la plata metálica se deposita en las paredes del tubo.

Límpiese una moneda de plata con bicarbonato de sodio húmedo; colóquese una gota de sul-

furo amónico sobre la moneda. Explíquese el fenómeno observado.

El nitrato de plata se obtiene disolviendo un fragmento de plata en ácido nítrico. Observaciones. Formúlese la reacción.

Reactivos de la plata. 1.º El SH_2 o el sulfuro amónico dan un precipitado negro de sulfuro de plata.

2.º Los ácidos clorhídrico, bromhídrico y iodhídrico y sus sales dan, respectivamente, precipitado de ClAg , BrAg y IAg . ¿Qué color tienen estos precipitados?

Ensáyese la acción del amoníaco sobre estos tres compuestos. ¿Qué se observa?

3.º El cromato y dicromato de potasio dan precipitado rojo de cromato de plata. Este precipitado se disuelve en el amoníaco.

CALCIO, BARIO Y ESTRONCIO

Yeso. Pulverícese un poco de yeso cristalizado: colóquese en un crisol previamente pesado y pésese de nuevo; por diferencia se sabe el peso de yeso contenido en él. El crisol se dispone sobre un triángulo de tierra de pipa que se apoya en el aro de un soporte. Caliéntese el crisol con un mechero bunsen removiendo constantemente el yeso con un termómetro. Se debe procurar que la temperatura sea de unos 150° : se gradúa la temperatura aumentando o disminuyendo la llama o la distancia de ésta al crisol.

La temperatura se sostiene a 150° , por lo menos 15 minutos, pasados los cuales se deja enfriar el crisol en un desecador, y se pesa de nuevo. Averígüese de la pérdida de peso del yeso,

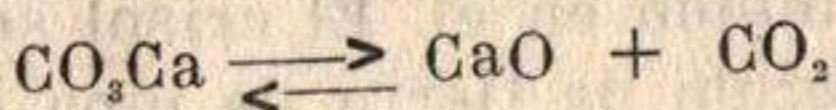
cuya fórmula es $\text{SO}_4\text{Ca}2\text{H}_2\text{O}$, la fórmula del yeso cocido.

Tómese una parte del yeso cocido y mézclese con agua en cantidad suficiente para obtener una pasta que se coloca en una cápsula de porcelana. Abandónese unas horas. ¿Qué fenómeno sucede?

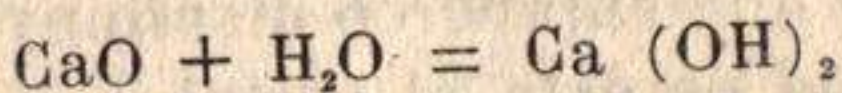
Ensáyese la solubilidad del yeso tomando una pequeña cantidad de este producto cristalizado y pulverizado y agitándola en agua: fíltrese y añádase al líquido filtrado unas gotas de ClH y Cl_2Ba . Se forma un precipitado blanco de sulfato bórico, que demuestra que el yeso es, aunque no mucho, soluble en el agua.

Carbonato cálcico y óxido cálcico o cal. En un tubo de ensayo, provisto de tubo de desprendimiento, colóquense 2 ó 3 gramos de carbonato de calcio: agréguese un poco de ClH . Observaciones. Hágase pasar el gas desprendido por agua de cal (reactivo). Interpretese la reacción.

La cal viva se prepara del siguiente modo: Colóquese en un crisol de porcelana unos gramos de mármol finamente pulverizado. Caliéntese con el soplete durante media hora y déjese enfriar. La reacción que se verifica es



Cal apagada. Colóquese el producto calcinado en una cápsula y añádase agua en pequeña cantidad: ésta se absorbe y la masa se calienta, transformándose en cal apagada.



Continúese la adición de agua: se forma lechada de cal: fíltrese. El líquido separado por filtración se llama agua de cal: ensáyese la reacción de la disolución con papel de tornasol rojo.

Reactivos del calcio. 1.º Las sales de calcio se reconocen por el color rojo ladrillo que comunican a la llama.

2.º Los carbonatos alcalinos dan un precipitado blanco de carbonato cálcico, soluble en los ácidos.

3.º El oxalato amónico precipita oxalato cálcico soluble en los ácidos minerales e insoluble en el ácido acético.

Reactivos del bario y estroncio. Las sales de bario tiñen la llama de verde y las de estroncio de rojo.

Los sulfatos dan, con las sales de bario o estroncio, precipitado blanco de los respectivos sulfatos: ensáyese su solubilidad en los ácidos minerales.

El oxalato amónico precipita los correspondientes oxalatos blancos y solubles en los ácidos incluso en el acético.

Los carbonatos alcalinos dan los carbonatos de bario y estroncio blancos e insolubles en agua. Se disuelven bien en los ácidos clorhídrico y nítrico.

MAGNESIO Y ZINC

El magnesio tiene una gran afinidad por el oxígeno. Arde con mucho brillo y funciona como reductor en presencia de ciertas sustancias que contienen oxígeno.

Oxido de magnesio. Tómese con una pinza un fragmento de magnesio y aproxímese a la llama: arde con luz muy brillante, produciendo polvo blanco, que se puede recoger sobre una cápsula: este polvo es el óxido de magnesio, MgO.

Añádase a este polvo un poco de agua y agí-

tese con la extremidad de una varilla. ¿Se disuelve bien? Tóquese con la varilla humedecida un papel de tornasol. ¿Qué sucede? Repítase el ensayo reemplazando el tornasol por fenolftaleína. Observaciones.

Nitruro de magnesio. Colóquese en un crisol de porcelana polvo de magnesio en cantidad suficiente para llenar una tercera parte del crisol. Caliéntese cuidadosamente hasta que el magnesio empiece a arder, retirando entonces la llama. Déjese enfriar. Se obtiene un polvo amarillento que contiene óxido de magnesio y nitruro de magnesio.

Póngase en un tubo de ensayo una porción del polvo obtenido anteriormente: añádase un poco de agua y unas gotas de sosa cáustica: identifíquese [por el color y por el papel de tornasol el gas desprendido.

Reactivos del magnesio. A una solución de una sal de magnesio añádase gota a gota disolución de un hidróxido alcalino: se forma precipitado blanco de $Mg(OH)_2$ soluble en las sales amoniacaes.

A una disolución diluida de una sal de magnesio añádanse algunas gotas de solución de fosfato sódico. Caliéntese y agréguese cloruro amónico y amoníaco: precipita fosfato amónico magnésico blanco. Para favorecer la precipitación conviene frotar las paredes del tubo de ensayo con una varilla de vidrio.

Zinc. Acción del zinc sobre sales en disolución. Colóquense en pequeños tubos de ensayo trocitos de zinc y las siguientes disoluciones:

a) Cloruro estannoso: el estaño se precipita formando un depósito adherido al zinc.

b) Acetato de plomo: el plomo es desplazado

por el zinc en forma de copos oscuros, solubles en ácido nítrico.

c) Sulfato de cobre: la disolución se decolora por el zinc, y el cobre forma un precipitado rojizo que se disuelve en ácido nítrico.

d) Nitrato de plata: se forma un precipitado obscuro de plata reducida, soluble también en ácido nítrico.

Reactivos del zinc. Las sales de zinc tratadas por NaOH o KOH dan un precipitado blanco de hidróxido zíncico soluble en exceso de reactivo, soluble también en los ácidos. Formúlense las reacciones anteriores. ¿Qué carácter químico tiene el hidróxido de zinc?

El sulfuro amónico da un precipitado blanco de sulfuro de zinc.

MERCURIO

Purificación. Para separar las impurezas mecánicas hágase pasar el mercurio por un filtro cuyo fondo se perfora con un alfiler. Una vez separadas las impurezas mecánicas, se agita el mercurio en un frasco de tapón esmerilado con ácido nítrico diluido. Se decanta luego el ácido nítrico, se lava repetidas veces con agua destilada y, finalmente, se seca con papel de filtro.

Ensáyese la acción sobre una gota de mercurio de los ácidos nítrico, sulfúrico y clorhídrico concentrados y diluidos, calientes, y fríos. Observaciones. Guárdense los tubos en los que se ha hecho reaccionar el mercurio con el ácido nítrico.

Amalgamas. Colóquese una moneda de cobre en una cápsula de porcelana de fondo plano: añádase ácido nítrico concentrado, que ataca la

moneda, dejándola perfectamente limpia: la reacción se detiene vertiendo gran cantidad de agua en la cápsula. La moneda limpia se introduce en una solución de nitrato mercúrico: el cobre precipita al mercurio y se amalgama con él, quedando la moneda como de plata.

La amalgama de plata se prepara de la siguiente forma: Viértase en una copa, disolución de nitrato de plata y luego un poco de mercurio. Déjese en reposo durante uno o dos días, al cabo de los cuales la plata ha sido desplazada de la disolución y forma con el mercurio agujas blancas y brillantes.

Reactivos de las sales mercuriosas. 1.º El ácido clorhídrico y los cloruros precipitan de las disoluciones de las sales mercuriosas Cl_2Hg_2 blanco. Agréguese al precipitado unas gotas de amoníaco: dése una explicación del fenómeno observado.

2.º El ácido sulfhídrico da un precipitado negro de sulfuro de mercurio.

3.º El ioduro potásico origina un precipitado amarillo verdoso de ioduro mercurioso. Agréguese exceso de reactivo. ¿Qué sucede?

Reactivos del ión mercúrico. Ensáyese la reacción de los reactivos anteriores y anótense los resultados obtenidos.

El cloruro estannoso produce un precipitado blanco de cloruro mercurioso. Agréguese exceso de reactivo y explíquese el fenómeno observado.

Investíguese con estos reactivos en qué tubo de aquellos en que han reaccionado el mercurio con el ácido nítrico se ha formado sal mercuriosa y en cuál sal mercúrica.

ALUMINIO

Póngase un poco de aluminio en un tubo de vidrio y soplese por él sobre la llama de un mechero bunsen: el aluminio arde con mucho brillo.

Fricciónese con un algodón empapado en cloruro mercúrico (veneno) una superficie de aluminio. Al cabo de algunos minutos se forma una amalgama que, en contacto del aire, produce filamentos perpendiculares de óxido de aluminio que crecen bastante aprisa.

Colóquense en diferentes tubos de ensayo láminas o torneaduras de aluminio y obsérvese la acción sobre el metal de los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico, en frío y en caliente. Anótense los resultados y dése una explicación de los fenómenos observados.

En un tubo de ensayo introdúzcase un pequeño fragmento de aluminio y añádase 3 ó 4 c.c. de disolución de potasa: se desprende hidrógeno y se forma aluminato potásico.



Viértase en un tubo de ensayo disolución de nitrato potásico, añádanse unas cuantas gotas de disolución de hidróxido potásico hasta que el líquido tenga reacción alcalina: finalmente agréguese un poco de aluminio. Identifíquese el hidrógeno y el amoníaco desprendido. ¿De dónde procede el amoníaco?

Compuestos de aluminio. Disuélvase sulfato de aluminio en agua. Ensáyese con papel de tornasol la reacción de la disolución. Explíquese el hecho observado. El hidróxido de aluminio se pre-

para tratand_o en un tubo de ensayo una disolución de sulfato de aluminio por amoníaco.

Lacas. En un vaso de precipitados viértase disolución de sulfato alumínico; introdúzcase un trozo de algodón previamente lavado con ClH diluido y luego con amoníaco diluido. Sáquese, escurráse y sumérjase en disolución de amoníaco, escurriendo de nuevo. Sobre la fibra del algodón se precipita el hidróxido de aluminio, que es un mordiente. El algodón mordentado se hierve con infusión de palo de campeche. La materia colorante del campeche se une al hidróxido de aluminio, formando una laca. Obsérvese que el algodón así teñido no se decolora por el lavado. Repítase el ensayo anterior sin mordentar y obsérvese lo que ocurre.

Tómense tres tubos de ensayo y viértanse en ellos 15 c.c. de disolución de sulfato de aluminio. Añádase al primer tubo disolución de sosa, al segundo disolución de carbonato amónico y al tercero sulfuro amónico.

El precipitado del primer tubo se divide en dos porciones; añádase a una de ellas disolución de sosa en exceso y a la otra un ácido mineral. ¿Qué sucede? ¿Naturaleza y carácter del precipitado?

Los precipitados obtenidos en el segundo y tercer tubo se recogen sobre un filtro y se lavan con agua: finalmente se pasan a un tubo de ensayo y se tratan por un ácido. ¿Se desprende CO_2 en el segundo tubo y SH_2 en el tercer tubo? ¿Qué se deduce de esto?

Reactivos del aluminio. Además de los hidróxidos alcalinos, amoníaco, sulfuro amónico y carbonato amónico, cuya acción ya se ha estudiado anteriormente, los compuestos de alumi-

nio se caracterizan porque, calentados con el soplete sobre el carbón, dejan un residuo blanco de óxido de aluminio que, humedecido con una gota de disolución muy diluida de nitrato de cobalto y calcinado de nuevo, producen una coloración azul debida al aluminato de cobalto (azul Tenard).

ESTAÑO Y PLOMO

El estaño en forma de barritas produce, al doblarse, un ruido especial llamado grito del estaño, que se debe al roce de unos cristales con otros.

Cristalización del estaño. Dispónganse sobre la mesa de laboratorio tres probetas, una con agua, otra con agua regia diluida en diez veces su volumen de agua, y la tercera con disolución diluida de potasa.

Tómese una tira de hojadelata y caliéntese en la llama de un mechero hasta que empiece a perder su brillo y blancura: sumérjase rápidamente en agua fría; luego, un instante en agua regia, que disuelve la capa superficial, y finalmente en la disolución de potasa cáustica. Aparecen en la superficie figuras cristalinas producidas por el enfriamiento brusco del estaño.

Introdúzcase una barrita de zinc en una disolución de cloruro estannoso: se forma sobre el zinc un depósito negro de cristales de estaño.

Compuestos de estaño. Colóquense en un tubo de ensayo pequeños fragmentos de estaño: añádase ClH ; caliéntese hasta que desaparezca el metal casi por completo. ¿Qué gas se desprende y qué compuesto se forma? Formúlese la reacción.

Repítase la operación anterior, empleando

agua regia en lugar de ClH . Indíquese qué compuesto se forma y la causa de su formación.

Investíguese la acción del NO_3H y de la potasa sobre el estaño. Observaciones.

Reactivos del ion estannoso. El SH_2 da precipitado pardo obscuro de S Sn soluble en el sulfuro amónico amarillo.

La potasa produce precipitado blanco de Sn (OH)_2 soluble en exceso de reactivo.

El amoníaco da precipitado blanco. Hiérvase el líquido. ¿Qué ocurre?

Agréguese Cl_2Sn a una disolución de Cl_2Hg . Explíquese el fenómeno observado y fórmúlese la reacción.

Reactivos del ion estánnico. Ensáyense los mismos reactivos del ion estannoso y anótense los resultados y diferencias con aquel ion.

Plomo. Colóquese en un vaso de precipitados una disolución de nitrato de plomo al 10 por 100. Introdúzcase una barrita de zinc: al cabo de cierto tiempo aparecen numerosos cristales de plomo en forma arborescente.

Acción del agua. Viértase en una copa agua destilada y en otra agua natural. Pónganse en ambas copas virutas de plomo de forma que sobresalgan algo del agua: al cabo de 2 ó 3 días se observa que en la copa que contiene agua destilada se ha producido un enturbiamiento debido al óxido y carbonato de plomo formados por la acción del aire. En la otra copa no ha habido alteración. Explíquese la diferencia de comportamientos.

Plomo pirofosfórico. En un crisol de porcelana póngase un poco de tartrato de plomo y caliéntese con mucho cuidado para que no se funda el plomo, extraordinariamente dividido, que se

obtiene en esta operación. Déjese enfriar y hágase caer el residuo de plomo y carbón contenido en el crisol desde una altura 75 centímetros: el plomo, al caer, se inflama espontáneamente.

Obsérvese la acción de los ácidos ClH , NO_3H y SO_4H_2 en caliente y en frío. Anótense las observaciones e indíquese qué cuerpos se forman.

Oxidos de plomo. Caliéntense virutas de plomo hasta que fundan y agítense el producto fundido, con una varilla de hierro, para facilitar la acción del aire. Se obtiene así el óxido de plomo amarillo PbO o masicot.

Continúese calentando hasta fundir el masicot: déjese enfriar. Anótense lo que ocurre. ¿Qué cuerpo se obtiene?

Tómese un poco de masicot y caliéntese a 300 ó 400° , removiendo constantemente la masa, que se va enrojeciendo continuamente debido a la formación del minio de fórmula Pb_3O_4 .

Viértase en un tubo de ensayo 5 ó 6 c.c. de ácido nítrico diluido en su volumen de agua: añádase un poco de minio. Observaciones. Caliéntese durante algún tiempo y fíltrese. ¿Qué cuerpo queda sobre el filtro?

El hidróxido plúmbico se obtiene tratando en un tubo de ensayo 6 ó 7 c.c. de disolución de nitrato de plomo por hidróxido sódico. Se forma un precipitado blanco de dicho compuesto. Ensayese la solubilidad del precipitado en exceso de reactivo y en los ácidos, deduciendo de los resultados obtenidos el carácter químico del hidróxido de plomo. Compárese con el comportamiento del estaño.

Reactivos del plomo. 1.º El ClH y los cloruros precipitan cloruro de plomo blanco y soluble en agua caliente.

2.º El ioduro potásico origina un precipitado amarillo de ioduro de plomo, que se disuelve en agua caliente y que se deposita por enfriamiento en forma de escamas amarillas. Verifíquese este ensayo con nitrato y con acetato de plomo y señálense las diferencias que presenta la precipitación según el reactivo empleado. ¿A qué se deben?

3.º El SH_2 precipita el sulfuro de plomo negro: ensáyese la solubilidad en el ácido nítrico.

4.º El cromato y dicromato de potasio dan precipitado amarillo de cromato de plomo: indíquese si es soluble en la potasa y en el ácido nítrico.

CROMO Y MANGANESO

Oxido crómico. Fúndase en un crisol una mezcla de dicromato potásico (una parte) y de ácido bórico (tres partes). Déjese enfriar y añádase agua repetidas veces para disolver el exceso de ácido bórico y el borato potásico formados. En el crisol queda un residuo verde, de óxido crómico.

Anhídrido crómico. Viértanse en un tubo de ensayo algunos c.c. de disolución saturada de dicromato potásico: añádase poco a poco ácido sulfúrico concentrado. Déjese en reposo: aparecen al cabo de algún tiempo cristales rojos de CrO_3 . Colóquense unos cristalitos en una cápsula y déjense caer sobre ellos unas gotas de alcohol: éste se inflama espontáneamente, demostrando el poder oxidante del CrO_3 .

Cromatos y dicromatos. Pónganse en un tubo de ensayo unos cristalitos de cromato potásico y en otro unos cristalitos de dicromato po-

tásico. Caliéntense ambos y anótense las observaciones.

Añádase a la disolución de cromato unas gotas de un ácido y a la de dicromato unas gotas de una base. Consígnense los resultados obtenidos y dése una explicación teórica.

Trátense en un tubo de ensayo un poco de polvo de dicromato potásico por ácido clorhídrico. ¿Qué gas se desprende? Formúlese la reacción.

Trátense en un tubo de ensayo algunos cristales de dicromato potásico por SO_4H_2 concentrado: hiérvase e identifíquese el gas desprendido.

Viértanse en un tubo de ensayo 5 ó 6 c.c. de disolución de dicromato potásico: añádanse 2 ó 3 gotas de SO_4H_2 y 2 ó 3 c.c. de éter, y agréguese unas gotas de H_2O_2 . Agítense con cuidado. Anótense las observaciones.

Los cromatos y dicromatos, además de los reactivos anteriormente indicados, se caracterizan por las disoluciones de NO_3Ag , $(\text{NO}_3)_2\text{Pb}$ y Cl_2Ba . Ensáyense estos reactivos y trátense cada uno de los precipitados obtenidos por ClH , NO_3H , SO_4H_2 , NaOH y NH_4OH . ¿Resultados obtenidos?

Manganeso. El manganeso se encuentra en la Naturaleza en forma de bióxido, constituyendo el mineral llamado pirolusita, a partir del cual se pueden obtener todos los compuestos de manganeso.

Colóquese en un tubo de ensayo un poco de pirolusita pura, añádanse 3 ó 4 c.c. de ClH concentrado, enfriando al propio tiempo el tubo con agua. Déjese en reposo. Observaciones. ¿Qué compuesto se forma? Decántese el líquido a otro tubo de ensayo y caliéntese con cuidado. Anótense lo que ocurre y trátense de explicar el fenómeno.

Pónganse en un tubo de ensayo 5 ó 6 c.c. de disolución de cloruro de manganeso por disolución de hidróxido sódico en exceso. Observaciones. Agítese el tubo de ensayo. ¿Qué le ocurre? ¿A qué se debe este fenómeno? Agréguese ClH en exceso, identificando el gas desprendido. Repítanse la adición de sosa, agitación y adición de ClH. Anótense las observaciones y explíquense, teóricamente, las mismas.

Manganatos y permanganatos. Fúndase en un crisol de hierro una mezcla de una parte de bióxido de manganeso, dos de hidróxido potásico y dos de nitrato potásico. Se forma una masa verde de MnO_4K_2 . Déjese enfriar y disuélvase en agua caliente. Fíltrese a través de lana de vidrio. la disolución es verde; divídase ésta en tres porciones: abandónese una a la acción del aire. Añádase a la segunda agua de cloro. Hágase pasar por la tercera una corriente de CO_2 . En todas ellas vira el color de la disolución al violeta característico de los permanganatos. Hiérvase en un tubo de ensayo una disolución de cloruro de manganeso con peróxido de plomo y ácido nítrico. Déjese enfriar en réposo y se observará la aparición de un color violeta, debido al MnO_4H .

Propiedades oxidantes de los permanganatos. Calentando en un tubo de ensayo unos cristales de MnO_4K por ácido clorhídrico se obtiene un desprendimiento de cloro. Formúlese la reacción.

Acidúlese una mezcla de disolución de ioduro potásico y permanganato potásico. Identifíquese el iodo libertado.

Pónganse en un tubo de ensayo 5 ó 6 c.c. de disolución de sulfato ferroso acidulados con ácido sulfúrico: adiciónese gota a gota disolución de permanganato potásico. La sal ferrosa pasa

a férrica y el permanganato se decolora mientras queda sulfato ferroso. El final de la reacción se reconoce por la persistencia del color del permanganato.

HIERRO

Introdúzcase en tres tubos de ensayo un gramo aproximadamente de fundición de hierro, acero y hierro dulce. Añádase a cada tubo ácido sulfúrico diluido en cinco veces su volumen de agua. Identifíquese el gas desprendido y nótese su olor en cada tubo. Obsérvese el residuo de carbón que queda sin atacar y dedúzcase el contenido de carbón relativo en las tres variedades.

Hierro pasivo. Colóquese en un tubo de ensayo una punta de París bien limpia: añádase ácido nítrico diluido hasta cubrirla por completo: se produce una enérgica reacción, con desprendimiento de vapores nitrosos. Viértase el ácido nítrico diluido y reemplácese por concentrado: éste ataca también al hierro, pero al cabo de unos segundos cesa la reacción. Echese el ácido nítrico concentrado y lávese el hierro con agua destilada: si añadimos de nuevo ácido nítrico diluido, el hierro no es atacado y, además, si sumergimos ese fragmento de hierro en solución de nitrato de cobre, no se recubre de cobre. El hierro, en ese estado, recibe el nombre de pasivo.

Para volver el hierro pasivo a su estado normal, se frota con una varilla de vidrio de bordes cortantes o se deja caer desde una altura de unos 20 centímetros sobre una cápsula de porcelana. Ensáyese nuevamente su comportamiento frente al ácido nítrico diluido y con el nitrato de cobre.

Recocido y temple. Caliéntese al rojo, con un mechero, una aguja: elévese en la llama len-

tamente la aguja para que se enfríe poco a poco. Una vez fría por completo, puede doblarse sin romperse. Esta operación se llama revenido.

Tómese la aguja y caliéntese de nuevo al rojo: introdúzcase rápidamente en agua e inténtese doblarla de nuevo. ¿Qué sucede? Esta operación se llama temple.

Déjese caer un poco de polvo de hierro sobre una llama de alcohol contenido en una cápsula: el hierro ardé con formación de chispas.

Compuestos ferrosos y férricos. Hidróxidos ferroso y férrico. En un tubo de ensayo disúelvase un cristal de sulfato ferroso, completamente verde, en agua hervida: agréguese un poco de hidróxido sódico disuelto. Observaciones. Agítase el precipitado y se observará como toma primeramente color verdoso y luego pardo rojizo por transformarse en hidróxido férrico.

Cloruro y sulfato ferrosos. En dos tubos de ensayo que contengan cada uno un poco de hierro en limaduras, viértase en uno ClH y en el otro SO_4H_2 . Observaciones. Identifíquese el gas desprendido.

Las sales férricas se obtienen disolviendo el hidróxido férrico en ClH , SO_4H_2 y NO_3H : el hidróxido férrico se descompone y quedan disueltos, respectivamente, el cloruro, nitrato y sulfato férricos.

Las sales férricas pueden transformarse en ferrosas por reducción. Ensáyese la reducción de sulfato férrico a ferroso por los siguientes métodos: a) Ebullición con hierro metálico; b) Paso de SH_2 ; c) Por la acción del hidrógeno.

Obsérvese con el papel de tornasol la reacción de las sales férricas e interprétese este fenómeno.

Sal de Mohr. Disuélvanse siete gramos de sulfato ferroso en 10 c.c. de agua, calentando a 60°. Por otra parte, disuélvanse 3,3 gramos de sulfato amónico en 10 c.c. de agua. Mézclense ambas disoluciones; agréguese unas gotas de SO_3H_2 concentrado y concéntrese en cápsula de porcelana: por enfriamiento aparecen cristales de sal de Mohr estables al aire.

Reactivos de las sales ferrosas y férricas. El sulfuro amónico da precipitado negro de sulfuro ferroso, tanto con las sales ferrosas como con las férricas; con estas últimas se deposita, además, azufre. ¿Por qué sucede esto?

El ferrocianuro potásico da con las sales ferrosas precipitado blanco que azulea al aire. Las sales férricas precipitan ferrocianuro férrico o azul Prusia: ensáyese la solubilidad de éste en sosa cáustica.

El ferricianuro potásico da con las sales ferrosas precipitado azul (Turnbull). ¿Qué da este mismo reactivo con las sales férricas?

El sulfocianuro potásico da coloración roja con las sales férricas. ¿Cómo se comporta con las sales ferrosas?

CARBONO

Carbón vegetal. Colóquense en un crisol de porcelana o de grés algunos fragmentos de madera y cúbranse con una capa de arena: dispóngase todo sobre un triángulo apoyado en un trípode y caliéntese fuertemente: se desprende, primeramente, vapor de agua y después gases combustibles. Cuando cesa el desprendimiento de los gases se deja enfriar y se quita la arena: en el crisol quedan los carbones de volumen notoria-

mente inferior que los fragmentos de madera iniciales.

Cok. Llénese un crisol con polvo de hulla hasta sus dos terceras partes. Tápese y caliéntese hasta que cese el desprendimiento de gases por debajo de la tapadera. Déjese enfriar: en el crisol se encuentra un residuo de cok.

En un tubo de ensayo, provisto de tubo de desprendimiento, caliéntese 30 ó 40 gr. de hulla pulverizada. Recójanse los gases en otro tubo de ensayo siguiendo la técnica ya descrita en otras ocasiones. ¿Son combustibles estos gases recogidos? Obsérvese la formación de alquitrán en los tubos de desprendimiento. Ensáyese la reacción del agua de la cuba. ¿A qué se debe?

Negro de humo. Inflámese un poco de alcanfor. Córtese la llama con una cápsula de porcelana: sobre ésta se forma un depósito de negro de humo, que se usa para preparar tinta china.

Poder adsorbente del carbón. Adsorción de gases. Llénese un tubo de ensayo de agua sulfhídrica hasta la mitad: acábese de llenar con pequeños fragmentos de carbón vegetal: agítese fuertemente y fíltrese. Investíguese en el líquido filtrado la presencia del SH_2 por el olor y por el acetato de plomo. Ensáyese en otro tubo el agua sulfhídrica directamente. Se verá que el primer tubo carece de olor y no da, o da muy débilmente, las reacciones del SH_2 , mientras el segundo las da intensamente. ¿Qué significa esto?

Adsorción de materias colorantes. Dilúyanse 6 ó 7 c.c. de vino tinto en igual volumen de agua: añádanse 2 gramos de carbón animal; agítese y fíltrese. Observaciones.

Repítase el ensayo empleando tintura azul de tornasol.

Adsorción de sales. En un tubo de ensayo póngase disolución muy diluida de sulfato de cobre y un gramo, aproximadamente, de carbón animal (resérvese un tubo de ensayo lleno de la disolución de sulfato de cobre como testigo): hiérvase y fíltrese. Investíguese el cobre en el líquido filtrado con los reactivos de dicho metal: se observará que no da las reacciones mientras éstas aparecen intensamente en el tubo que contiene la solución de cobre sin carbón.

Poder reductor del carbón. El carbón se une con el oxígeno para dar CO_2 o CO ; siendo, por lo tanto, un excelente reductor que se emplea en metalurgia para reducir los óxidos metálicos.

Hágase una mezcla de óxido de cobre y de carbón vegetal pulverizado: caliéntese en un tubo de ensayo resistente, provisto de tubo de desprendimiento, que se sumerge en agua de cal: cuando la temperatura alcanza el rojo sombra se desprenden burbujas de CO_2 que enturbian el agua de cal y en el tubo queda cobre libre de color rojizo.

Reducción de los sulfatos. Póngase en un tubo de ensayo una mezcla de sulfato cálcico y de carbón, ambos finamente pulverizados: caliéntese al rojo. Déjese enfriar y trátese la masa por ClH . ¿Qué gas se desprende? ¿Cómo se explica esto?

Anhídrido carbónico. El CO_2 se obtiene por combustión del carbono. Colóquese encima de la llama de gas un embudo humedecido con agua de cal: el CO_2 producido en la combustión enturbia el agua de cal.

Hágase burbujear por agua de cal, contenida en un tubo de ensayo, el aire de la respiración:

el enturbiamiento producido demuestra la existencia del CO_2 en dicho aire.

Trátense en un tubo de ensayo unos cristales de carbonato cálcico por ClH : identifíquese el gas desprendido por agua de cal. Formúlese la reacción.

QUIMICA ORGANICA

Análisis elemental. Los elementos que más frecuentemente componen las sustancias orgánicas son, aparte del carbono que interviene siempre, el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, halógenos, azufre y fósforo.

Reconocimiento del carbono y del hidrógeno. En un tubo de ensayo provisto de tubo de desprendimiento, todo perfectamente limpio y seco, se coloca una mezcla de óxido de cobre y de la sustancia problema, ambos productos bien secos. Caliéntese el tubo con un mechero: si el cuerpo contiene carbono, éste se une con el oxígeno del óxido de cobre y se forma CO_2 , que enturbiará el agua de cal.

Si el cuerpo problema tiene hidrógeno, éste se une con el oxígeno del óxido de cobre y se forma agua, que se condensa en gotitas sobre las paredes frías del tubo.

Reconocimiento del nitrógeno, azufre, fósforo y halógenos. En un tubo de ensayo, de vidrio poco fusible, fijo sobre un soporte de forma que quede vertical, colóquese un trocito de sodio, previamente seco con papel de filtro. Fúndase el sodio y añádase un poco de la sustancia problema, teniendo cuidado no quede adherida a las paredes del tubo: si queda sodio sin reaccionar, añádase nueva porción de sustancia orgánica. Dé-

jese enfriar el tubo y agréguese 2 ó 3 c.c. de alcohol: cuando termine el desprendimiento de gases añádanse 10 ó 12 c.c. de agua. Hiérvase y fíltrese. Divídase el filtrado en tres porciones:

a) Reconocimiento del N. Colóquese una porción en una cápsula: agréguese unos c.c. de disolución de sulfato ferroso preparada en el momento de usarla y unas gotas de hidróxido sódico concentrado. Caliéntese hasta ebullición y añádanse unos c.c. de solución de cloruro férrico. Viértase luego gota a gota ClH hasta reacción ácida: si hay nitrógeno se forma un precipitado azul Prusia. Interpretese esta reacción.

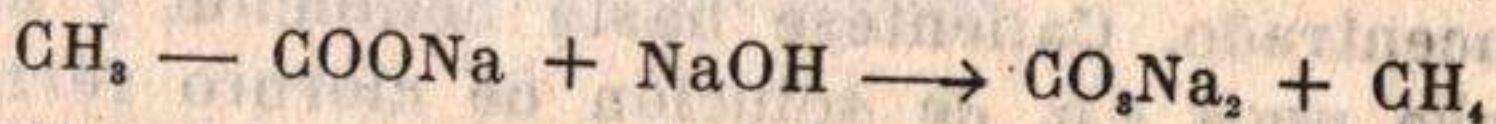
b) Reconocimiento del S. La segunda porción se trata por disolución de nitroprusiato sódico preparada en el momento de usarla: si existe azufre se forma una coloración violeta, originada en la reacción entre el sulfuro sódico formado y el nitroprusiato.

c) Reconocimiento de los halógenos. La tercera porción se acidula con ácido nítrico y se hierve a continuación en un vaso de precipitados. Trátese luego por nitrato de plata: se forma un precipitado de cloruro, bromuro o ioduro de plata, según sea el halógeno contenido. Para especificar de qué halógeno se trata, se somete el precipitado obtenido a los métodos diferenciales estudiados en los halógenos.

HIDROCARBUROS

Metano. En un tubo de ensayo de vidrio poco fusible, provisto de tubo de desprendimiento, colóquese una mezcla de partes iguales de cal sodada y acetato de sodio anhidro, obtenido man-

teniendo fundido, durante algunos minutos, el producto cristalizado, vertiéndolo sobre un ladrillo y dejándole enfriar. Tanto la cal sodada como el etanoato han de estar bien pulverizados. El tubo de desprendimiento conduce el gas metano producido, a una cuba hidroneumática, en donde se recoge. Obsérvense sus propiedades físicas. La reacción que se produce es



Se puede hacer arder el metano en el tubo de desprendimiento estirando en punta su extremo: la llama producida es muy pálida. La mezcla de aire y metano detona cuando se inflama, y a esto se deben las explosiones de grisú en las minas.

Puede también obtenerse el metano colocando en un tubo de ensayo unos trocitos de carburo de aluminio y echando agua hasta llenar una tercera parte del tubo. Caliéntese luego suavemente: la reacción se inicia en seguida continuando por sí misma. Si la reacción se hace violenta se enfría el tubo sumergiéndole en agua fría o bien vertiéndola en su interior.

Etileno. Colóquese en un tubo de ensayo un poco de arena y 5 ó 6 c.c. de ácido sulfúrico concentrado; añádase luego poco a poco y enfriando 3 ó 4 c.c. de alcohol. Ciérrase el tubo con tapón provisto de tubo de desprendimiento y caliéntese; recójase el gas desprendido en una cuba hidroneumática. Nótese su olor y la luminosidad de su llama.

Reconocimiento del doble enlace. El etileno y otras muchas sustancias poseen doble enlace. El reactivo que sirve para reconocerlo es una disolución de bromo en tetracloruro de carbono. La técnica es la siguiente: en un tubo de

ensayo, perfectamente seco, se coloca la substancia problema y 5 ó 6 c.c. de tetracloruro de carbono, añadiendo luego el reactivo indicado hasta que el tetracloruro adquiriera color anaranjado. Se agita suavemente. Si el cuerpo tiene dobles o triples enlaces, el líquido se decolora. Ensayese esta reacción con aceite, aguarrás y bencina.

Para identificar el doble enlace en el eteno se llena de este gas un tubo de ensayo añadiendo luego un poco del reactivo indicado anteriormente o agua de bromo. Tápese el tubo de ensayo y agítese. El reactivo se decolora y aparecen unas gotas de un líquido aceitoso incoloro e insoluble en el agua, que es bromuro de etileno. Formúlese la reacción.

Acetileno. En un tubo de ensayo, perfectamente seco, pónganse unos trocitos de carburo cálcico y un tubito de 4 ó 5 cm. de diámetro notablemente menor, lleno de agua. Ciérrese el tubo con tapón provisto de tubo de desprendimiento e inclínese hasta que el agua contenida en el tubo interior se vierta y reaccione con el carburo de calcio. Se desprende acetileno de olor especial. Si se inflama el acetileno en el extremo del tubo de desprendimiento se le verá arder con llama muy luminosa.

Para reconocer el acetileno se le hace pasar por disolución de nitrato de plata amoniacal, preparada de la siguiente forma: trátase disolución de nitrato de plata por amoníaco y redisuélvase el precipitado formado añadiendo exceso de amoníaco y agitando. El acetileno precipita acetiluro de plata blanco. Fíltrese, tómese un poco con una varilla de vidrio y deséquese aproximándolo a una llama. Si una vez seco se pone en contacto

con la llama se produce una violenta explosión.

Repítase el ensayo con cloruro cúprico amoniacal: se obtiene un precipitado rojo de acetiluro cuproso.

Reconocimiento del triple enlace. El triple enlace se reconoce empleando los mismos reactivos que en el del doble enlace.

FUNCION ALCOHOL

Colóquense 5 ó 6 c.c. de etanol en un tubo de ensayo y añádase luego un fragmento de sodio del tamaño de una lenteja. Ciérrase el tubo con tapón y tubo de desprendimiento. ¿Qué gas se desprende? ¿Qué cuerpo se forma?

La reacción con el potasio es extraordinariamente más violenta.

Obsérvense las variaciones de temperatura que se producen al mezclar volúmenes iguales de agua y alcohol metílico. Significado de este hecho.

Reconocimiento. Dilúyanse 2 c.c. de alcohol con 6 ó 7 c.c. de agua, y añádanse a continuación 10 gotas de solución de iodo en ioduro potásico y potasa cáustica; caliéntese suavemente: después de frío aparece un precipitado amarillo de iodoformo de olor característico. Formúlese la reacción.

Esterificación. Colóquese en un tubo de ensayo un gramo de acetato sódico, 10 gotas de alcohol y otras tantas de ácido sulfúrico concentrado. Caliéntese y nótese el olor de acetato de etilo formado. Formúlese la reacción.

Pónganse en un tubo de ensayo 20 gotas de metanol, 30 gotas de ácido sulfúrico y medio

gramo de ácido salicílico. Caliéntese y nótese el olor que se desprende debido al salicilato de etilo formado.

ALDEHIDOS Y CETONAS

En un tubo de ensayo pónganse 2 ó 3 c.c. de alcohol metílico. Introdúzcase en él una espiral de cobre, previamente recubierto de óxido de cobre (por calentamiento con un mechero bunsen). Si la espiral se introduce caliente, el óxido de cobre se reduce y aparece el color rojizo característico del cobre.

Colóquense en un tubo de ensayo unos 3 c.c. de agua y añádase poco a poco 20 gotas de ácido sulfúrico concentrado: enfríese después de cada adición de ácido. Póngase en otro tubo de ensayo un gramo de dicromato potásico y disuélvase en 4 c.c. de agua caliente. Enfríese y viértase la disolución saturada a otro tubo de ensayo, y, finalmente, agréguese 1 c.c. de alcohol. Añádase gota a gota la disolución de dicromato y alcohol sobre el ácido sulfúrico diluido y caliente. La mezcla de ácido sulfúrico y dicromato es oxidante y transforma el alcohol etílico en aldehído etílico, el cual se reconoce por su olor. Fórmúlese la reacción.

Principales reacciones de los aldehidos. Poder reductor. Límpiase un tubo de ensayo con mezcla crómica caliente (un volumen de disolución saturada de dicromato potásico y ácido sulfúrico concentrado), que destruye todas las sustancias orgánicas que en él pudieran encontrarse. Lávese, a continuación, con alcohol y luego con agua destilada. Viértase en el tubo limpio 3 c.c. de disolución diluida de nitrato de plata y luego amoníaco, gota a gota, hasta redisolución del

precipitado formado. Agréguese luego 3 c.c. de disolución de sosa cáustica al 5 por 100. Trátese este reactivo por unas gotas de disolución de formol o etanal: colóquese el tubo en agua caliente y déjese en reposo. Al cabo de unos momentos se forma un precipitado, sobre todo en la pared del tubo, dando origen al llamado espejo de plata.

Reducción del líquido Fehling. El líquido Fehling está formado de dos disoluciones: A y B. El líquido A se prepara disolviendo 35 gramos de sulfato de cobre en agua y completando hasta 500 c.c. El líquido B se prepara disolviendo 70 gramos de sosa cáustica y 180 gramos de tartrato sódico potásico en agua, y completando el volumen de la disolución hasta 500 c.c.

Cuando se quiera emplear el líquido Fehling se mezclan volúmenes iguales de estas dos disoluciones. El líquido resultante tiene color azul y es completamente transparente. Para tener la seguridad de que no está alterado se calienta hasta ebullición, después de la cual ha de permanecer igualmente transparente. Los aldehidos reducen el líquido Fehling. Tómense 2 c.c. de dicho reactivo y añádanse unas gotas de disolución caliente de un aldehido. Se forma un precipitado rojo de óxido cuproso.

Reacción del bisulfito sódico. Pónganse en un tubo de ensayo 5 c.c. de disolución saturada de bisulfito sódico; añádanse tres gotas de aldehido etílico. Se forman cristales de combinación sulfúrica del aldehido.

Sepárense estos cristales por filtración y lávense con un poco de agua fría. Póngase en un tubo de ensayo una porción de dichos cristales y trátese por un ácido. ¿Qué cuerpo se forma?

Trátase la otra parte de los cristales por disolución de carbonato sódico. Compruébese la regeneración del aldehído y la formación del sulfito de sodio neutro.

Reactivo Schiff. Este reactivo se prepara disolviendo al 1 por 100 fuchsina en agua y añadiendo luego gota a gota solución de anhídrido sulfuroso hasta decoloración de la fuchsina. Al tratar este reactivo por disolución de un aldehído se regenera el color primitivo de la fuchsina.

Ación de los álcalis. Resinificación. Viértanse en un tubo de ensayo 2 c.c. de aldehído y 3 ó 4 c.c. de solución concentrada de potasa cáustica. Calientese. Observaciones.

Poder coagulante del formol. En un tubo de ensayo colóquense 5 ó 6 c.c. de disolución acuosa de gelatina. Añádase un poco de formol y obsérvese la coagulación instantánea de la gelatina.

Cetonas. Obtención. Colóquense en un tubo de ensayo grande 10 gramos de acetato cálcico seco. Tápese el tubo con tapón provisto de tubo de desprendimiento largo y calientese. Se desprenden vapores de acetona que se condensan en el tubo de desprendimiento que juega el papel de refrigerante.

Ensáyese la solubilidad de la acetona en agua. Colóquese un poco de acetona en una cápsula de porcelana de fondo plano e inflámese. Observaciones.

Ensáyese la reacción del bisulfito con la acetona y anótense los fenómenos observados.

ACIDOS

Los ácidos se obtienen por oxidación fuerte de los alcoholes primarios.

Obtención. Pónganse en un matraz de destilación fraccionada de 100 c.c. de capacidad 5 gramos de dicromato potásico y 6 ó 7 c.c. de ácido sulfúrico. Tápese el matraz con un corcho atravesado por un tubo de bromo, en donde se pone alcohol etílico diluido en su volumen de agua. Déjese caer el alcohol gota a gota en el matraz y caliéntese con cuidado. Se desprenden vapores de ácido acético que se condensan en el refrigerante y se recogen en un matraz.

Obtención de los ácidos por descomposición de sus sales y destilación. Los ácidos orgánicos solubles en el agua y volátiles se pueden obtener descomponiendo sus sales, sódicas o potásicas, por un ácido fuerte (sulfúrico, clorhídrico) y destilando luego el ácido formado.

Póngase en un matraz de destilación fraccionada 10 gramos de formiato sódico y 20 c.c. de ácido sulfúrico diluido en su volumen de agua. Tápese el matraz con un corcho atravesado por un termómetro. Caliéntese poco a poco. Los vapores de ácido fórmico desprendidos se condensan en el refrigerante y se recogen en un Erlenmeyer. Observaciones.

Colóquese en un tubo de ensayo 10 gotas de ácido fórmico y 1 c.c. de ácido sulfúrico. Caliéntese el tubo. El ácido fórmico se descompone dando agua y óxido de carbono (veneno); no debe respirarse. Si se aproxima una llama al extremo del tubo, el óxido de carbono formado arde con llama azul pálida.

Poder reductor del ácido fórmico. Viértanse en un tubo de ensayo 3 c.c. de disolución diluida de permanganato potásico; acidúlese con ácido sulfúrico y agréguese unas gotas de ácido fórmico. ¿Qué sucede?

Repítase el ensayo con disolución de permanganato potásico sin acidular. Diferencias observadas. ¿A qué se deben?

Pónganse en un tubo de ensayo 4 c.c. de disolución de nitrato de plata amoniacal, preparado, como anteriormente se dijo, y trátense por unas gotas de ácido fórmico; se precipita plata metálica.

Acido acético. Investíguese si el ácido acético es reductor empleando los mismos reactivos que en el ácido fórmico.

Disuélvase en agua destilada una pequeña cantidad (como la que cabe en la punta de una navaja) de acetato sódico. ¿Qué reacción tiene la disolución? Agréguese unas gotas de cloruro férrico. Observaciones.

ACIDOS DE FUNCION REPETIDA Y MIXTA

Acido oxálico.—Colóquese en un tubo de ensayo, provisto de tubo de desprendimiento, un gramo de ácido oxálico y 1 c.c. de ácido sulfúrico concentrado. Introdúzcase el tubo de desprendimiento en un tubo que contenga agua de cal. Calientese el tubo que contiene la mezcla de ácido sulfúrico y oxálico. Este último se descompone en agua anhídrido acarbónico y óxido de carbono. El anhídrido carbónico se reconoce porque enturbia el agua de cal. ¿Qué dispositivo emplearíamos para reconocer el óxido de carbono?

Disuélvanse unos cristallitos de ácido oxálico en agua y acidúlense con unas gotas de ácido sulfúrico. Caliéntese hasta que hierva la disolución. Agréguese luego disolución de permanganato potásico gota a gota: la decoloración inmediata del permanganato potásico demuestra el carácter reductor del ácido oxálico. Esta reacción es cuantitativa y se emplea en análisis volumétrico.

Los oxalatos dan, con las sales de calcio, precipitado blanco de oxalato cálcico, soluble en los ácidos clorhídrico y sulfúrico e insoluble en el acético. Con las sales de bario el ion oxálico da un precipitado de oxalato bárico, también de color blanco. Ensáyese la acción de los ácidos minerales y acéticos sobre este precipitado.

El nitrato de plata origina un precipitado blanco de oxalato de plata soluble en el ácido nítrico y en el amoníaco.

Viértase una gota de tinta negra sobre un retal de tela blanca e introdúzcase en un tubo de ensayo conteniendo disolución concentrada de oxalato monopotásico (sal de acederas). Hiérvase el líquido y obsérvese la desaparición de la mancha de tinta en la tela.

Caliéntense unos cristales de ácido oxálico en un tubo de ensayo y anótense todos los fenómenos observados.

ACIDOS GRASOS. JABONES

Los ácidos que más frecuentemente forman las grasas son el oleico (aceite) y el palmítico y esteárico (grasas sólidas).

Obtención del jabón. Disuélvanse en una

cápsula de porcelana seis gramos de hidróxido sódico puro en 15 gramos de agua destilada y caliéntese en baño de maría hasta alcanzar unos 85°. Viértase a continuación 35 gramos de aceite de oliva (no es necesario sea de buena calidad). La mezcla toma el aspecto de una emulsión. Continúese calentando y agitando frecuentemente, y al cabo de 30 minutos añádanse 5 gramos de alcohol. Se agita, y cuando la masa es homogénea, se le añaden 80 gramos de agua. Caliéntese de nuevo hasta que, tomando una porción de la mezcla, se disuelva completamente en el agua (sin dejar grasa), lo que demuestra que la saponificación es completa. (Si con la cantidad de sosa indicada no se lograra la saponificación completa de la grasa, se añaden nuevas porciones de la disolución alcalina.) Por último, viértanse 30 gramos de disolución saturada de sal común y agítese: con esto se consigue que el jabón que estaba en disolución se precipite y se reuna en la superficie a causa de su menor densidad. Se deja enfriar (con lo que se solidifica el jabón), se separa, se escurre y, por último, se seca primero con papel de filtro y luego al sol.

Si se emplea potasa en lugar de sosa, se obtiene jabón blando, pero la separación es difícil.

Para obtener los ácidos grasos libres se procede de la misma manera que en la obtención del jabón hasta la prueba de la saponificación completa. Luego se añade agua acidulada con ácido sulfúrico o clorhídrico, con lo cual se precipitan los ácidos grasos de sus sales alcalinas, los jabones. Se forma una capa oleosa en la superficie, que se separa por decantación. Se lava con agua y se seca en baño maría. Si se parte de acei-

te, se obtiene así el ácido oloeico, que a la temperatura ordinaria es líquido.

Disuélvase un poco de jabón en alcohol de 96° y viértanse unas gotas de fenolftaleina: si existe álcali libre la fenolftaleina se enrojece.

Trátase una disolución de jabón por otra de cloruro cálcico. El jabón cálcico formado aparece en forma de precipitado.

GLUCIDOS O HIDRATOS DE CARBONO

Monosacáridos. Glucosa. Obsérvese su aspecto, nótese su sabor y ensáyese su solubilidad en agua y alcohol.

Colóquese en una cápsula de porcelana un poco de glucosa; viértanse sobre ella unas gotas de ácido sulfúrico concentrado. ¿Qué sucede?

Poder reductor. Ensáyese el poder reductor de la glucosa frente al nitrato de plata amoniacal y al licor de Fehling, empleando la técnica descrita en los aldehidos.

Fermentación alcohólica. Colóquese en un matraz Erlenmeyer de 250 c.c. de capacidad disolución de glucosa al 10 por 100 y 10 c.c. de disolución Pasteur, preparada según la siguiente fórmula:

| | |
|-------------------------|--------|
| Fosfato potásico... .. | 1'00 |
| Fosfato cálcico. | 0'1 |
| Sulfato magnésico... .. | 0'1 |
| Tartrato amónico... .. | 5'00 |
| Agua... .. | 428'80 |

Esta disolución sirve de alimento a la levadura que se ha de sembrar.

Deslíase en un mortero un poco de levadura de cerveza y viértase en un matraz. Cierrese éste

con un tapón atravesado por un tubo de desprendimiento, que se sumerge en otro frasco que contenga agua de cal. Abandónese el aparato durante algún tiempo, a una temperatura aproximadamente igual a 30° y observaremos la fermentación alcohólica con desprendimiento de anhídrido carbónico, que se reconoce por el enturbiamiento del agua de cal y formación de etanol, que queda en el matraz en donde se ha verificado la fermentación. Pásese el líquido que contiene dicho matraz a otro de destilación fraccionada, al que se adapta un refrigerante. Destílese, recogiendo solamente lo que pasa a temperatura inferior a 90° . Este líquido se destila de nuevo, recogiendo la porción que pasa entre 70° y 80° . Ensáyense en este último líquido las reacciones del etanol.

Para demostrar que la miel, por ejemplo, tiene glucosa, se disuelve un poco en agua y se trata esta disolución por licor de Fehling.

Polisacáridos. Sacarosa. Nótese su sabor y ensáyese su solubilidad en agua y alcohol.

Obsérvese la acción de la sacarosa sobre el líquido Fehling y el nitrato de plata amoniacal.

¿Qué se deduce de su comportamiento frente a estos reactivos?

Colóquese un poco de azúcar en un pequeño crisol de porcelana: caliéntese suavemente, agitando continuamente con un termómetro. ¿A qué temperatura funde la sacarosa? Déjese enfriar: se forma una substancia transparente llamada caramelo, que al cabo de algún tiempo origina pequeños cristales en la superficie.

Caliéntese de nuevo la masa y obsérvese cómo se obscurece hasta que, finalmente, queda un residuo negro carbonoso.

Pónganse unos cristalitos de sacarosa en una cápsula de porcelana y viértase sobre ellos unas gotas de ácido sulfúrico concentrado. La sacarosa se carboniza. ¿Por qué?

Disuélvanse 5 gramos de sacarosa en 50 gramos de agua y acidúlese esta disolución con tres o cuatro gotas de ácido sulfúrico concentrado. Caliéntese luego el conjunto en baño maría durante media hora. La sacarosa se invierte, originando una molécula de glucosa y otra de levulosa. Neutralícese con carbonato sódico y compruébese la formación de glucosa con el líquido Fehling. Formúlese químicamente la inversión del azúcar. Obsérvese al polarímetro antes y después de la inversión.

Disuélvanse 5 gramos de sacarosa en 20 c.c. de agua y agréguese poco a poco y agitando un gramo de hidróxido cálcico en polvo. El hidróxido cálcico se disuelve formándose sacarato cálcico soluble. Hiérvase la disolución: se obtiene un precipitado de sacarato tricálcico insoluble. Sepárese por filtración y lávese con agua destilada: hágase con dicho precipitado una suspensión en agua destilada, a través de la cual se hace pasar seguidamente una corriente de anhídrido carbónico. Se precipita carbonato cálcico y el líquido vuelve a tener sabor azucarado. ¿En qué industria tienen aplicación estas reacciones?

Obtención del almidón a partir de la harina. Se hace con harina y agua una pasta espesa y luego se malaxa entre los dedos, haciendo caer sobre ella un chorrillo fino de agua. Este arrastra el almidón, que se deposita por sedimentación en el cristalizador, en el que se recogen las aguas de lavado.

La substancia que queda entre los dedos es

elástica, pegajosa, amarillenta y algo traslucida. Constituye el gluten. Este contiene nitrógeno, como se demuestra tomando un poco de dicha substancia, añadiendo unos c.c. de disolución concentrada de hidróxido sódico y calentando. Se desprende amoníaco, que se reconoce por su olor y por azulear el papel de tornasol rojo.

Repítase la experiencia anterior con el almidón. ¿Se forma amoníaco?

Obtención de fécula. Móndese una patata. Frótese con un rallo bajo un chorro fino de agua. Recójase el agua de lavado y déjese sedimentar: se deposita la fécula.

Examínese al microscopio el almidón obtenido del trigo y la fécula de la patata (la fécula de patata tiene la misma composición química que el almidón). Dibújese la forma de los granos en ambos casos.

Engrudo de almidón. Recuérdese su preparación y ensáyese su reacción con el iodo libre. Investíguese si la disolución de engrudo de almidón reduce el líquido Fehling.

Hidrólisis del almidón. Colóquese en un tubo de ensayo un gramo de almidón en polvo; añádanse dos gramos de agua y dos centímetros cúbicos de ácido clorhídrico concentrado. Hiérvase el conjunto y, a partir de los 40 minutos, tómese periódicamente muestra y ensáyese con agua de iodo. Cuando el líquido no toma color azul con el iodo es señal de que la hidrólisis ha terminado y que, por consiguiente, que todo el almidón se ha transformado en glucosa: neutralícese a continuación con carbonato sódico (empléese papel de tornasol como indicador). Fíltrese y, en el líquido filtrado, ensáyese la glucosa con el líquido Fehling.

Celulosa. La madera está constituida en su mayor parte por celulosa. El algodón en rama y el papel de filtro están formados casi exclusivamente por celulosa.

Ensáyese la solubilidad del algodón en rama en alcohol, éter y agua. Obsérvese si arde.

Obtención del papel pergamino. Tómese una hoja de papel de filtro y córtese en tiras largas de 2 centímetros de ancho. Sumérjense éstas en ácido sulfúrico concentrado durante medio minuto y lávese luego con mucha agua. Déjense secar durante algunas horas. Obsérvese sus propiedades mecánicas.

La celulosa se disuelve en el llamado reactivo Schweitzer (disolución de óxido cúprico en amoníaco), que se prepara del siguiente modo: Tómese una disolución de sulfato de cobre al 10 por 100 y viértase sobre ella solución de hidróxido potásico hasta que no se forme más precipitado de hidróxido de cobre. Recójase el precipitado obtenido sobre un filtro y lávese varias veces con agua; pásese luego, con una espátula, a una cápsula de porcelana. Agréguese disolución de amoníaco hasta que el precipitado se disuelva. ¿Qué clase de cuerpo se forma? El líquido azul obtenido constituye el reactivo Schweitzer.

Agréguese a la disolución cuproamoniacal pequeños trocitos de algodón, agitando después de cada adición, hasta obtener una disolución espesa. Viértase sobre esta disolución cantidad suficiente de ácido sulfúrico para que el líquido adquiere reacción ácida: se forma un precipitado gelatinoso de celulosa. Este experimento constituye el fundamento para la fabricación de la seda artificial al cobre.

Obtención de la viscosa. Sumérjase un gramo

de algodón en una disolución al 35 por 100 de hidróxido sódico y escúrrase en un mortero de vidrio, comprimiéndole con el pistilo. Colóquese en un frasco de tapón esmerilado y abandónese un par de días, pasados los cuales se vierten en el frasco 10 c.c. de sulfuro de carbono y se agita hasta conseguir que el algodón se disuelva. La disolución se llama viscosa, porque origina un líquido de dicha consistencia en contacto del agua.

Aspírese en una pipeta esta disolución y viértase sobre ácido sulfúrico diluido; la celulosa precipita de nuevo, exenta de sulfuro de carbono y sosa. Todo lo dicho constituye el fundamento de la fabricación de la seda artificial a la viscosa.

Colodión. Viértanse en un vaso de precipitados, 10 c.c. de ácido nítrico concentrado y luego, poco a poco y enfriando exteriormente el vaso, 20 c.c. de ácido sulfúrico, también concentrado. Añádase a continuación un pedazo de algodón, procurando que quede todo el algodón bien impregnado. Al cabo de cinco minutos tómese una pequeña cantidad de éste y lávese en una cápsula de porcelana con agua destilada hasta que las aguas de lavado no den reacción ácida (comprobación con papel tornasol). Luego se escurre y se le quita el agua que aun pudiera tener, lavándolo con alcohol. Ensáyese si la muestra se disuelve en una mezcla de una parte de alcohol y dos de éter. Si no se disuelve, se deja más tiempo el algodón en contacto con la mezcla ácida hasta que se disuelva; conseguido lo cual, se saca el algodón restante y se lava con agua hasta que, como ya se dijo, las aguas no tengan reacción ácida. Luego se escurre el algodón y se coloca entre papel de filtro para quitarle la mayor par-

te de agua, y finalmente se coloca en un desecador hasta que pierda los últimos restos de humedad. Una vez seco, ensáyese, con una pequeña porción, su inflamabilidad. El resto disuélvase en la mezcla de alcohol y éter ya indicada. Esta disolución, extendida en capas de poco espesor, deja una película muy resistente e insoluble en el agua.

Celuloide y acetocelulosa. Para preparar celuloide se mezclan volúmenes iguales de colodión y disolución etérea de alcanfor. Se deja evaporar el disolvente, obteniéndose un cuerpo translúcido e insoluble en agua. ¿Qué le ocurre al celuloide cuando se echa en agua caliente? Ensáyese su inflamabilidad. Anótense todas las observaciones. La inflamabilidad del celuloide es un peligro para su empleo, por lo cual hoy día se le sustituye por acetocelulosa, que se obtiene de la siguiente forma: Viértase en un frasco de tapón esmerilado 30 c.c. de ácido acético glacial, 10 c.c. de anhídrido acético y tres gotas de ácido sulfúrico concentrado. Agítese y échese en el frasco pequeños copos de algodón, agitando después de cada adición. Abandónese el frasco durante algunos días (agitando todos los días) hasta alcanzar la completa disolución del algodón. Una vez conseguido esto, viértase la disolución poco a poco y agitando fuertemente después de cada adición, sobre 500 c.c. de agua contenidos en un frasco con tapón, de boca ancha. El producto precipitado, que es acetocelulosa, se recoge sobre un filtro y luego se seca entre papel de filtro, acabándose de secar en un desecador. Tómese una parte del producto y disuélvase en cloroformo. (Se necesita cierto tiempo.) La disolución clorofórmica deja, por evaporación del

disolvente, un residuo. Si la disolución se halla extendida sobre una lámina de vidrio, se obtiene una fina película, como en el caso del co-iodión.

Ensáyese con otra porción de acetocelulosa su solubilidad en la mezcla de dos partes de éter y una de alcohol.

Por último, tómese un poco de acetocelulosa y aproxímese a la llama del gas. ¿Es combustible?

Hidrólisis de la celulosa. Trátase un pedazo de papel de filtro por 10 c.c. de ácido sulfúrico concentrado y frío, agitando con una varilla de vidrio hasta que se homogenice. Viértase la disolución poco a poco y agitando sobre 50 c.c. de agua y hiérvase durante 45 minutos. Déjese enfriar y neutralícese con carbonato cálcico. Filtrese y ensáyese el líquido filtrado con licor Fehling. ¿Qué ocurre? ¿A qué se debe?

FUNCIONES NITROGENADAS

Aminas. Obtención. Para obtener las aminas se procede de la siguiente forma: En un tubo de ensayo grande (15 por 150 milímetros) colóquense 3 gramos de acetamida, 3 gramos de hidróxido cálcico en polvo, 3 gramos de polvos de gas (cloruro de cal) y 15 c.c. de agua. Tápese con un tapón provisto de un largo tubo de desprendimiento, que actúa como refrigerante, y en cuyo extremo se coloca un tubo de ensayo. Destílese la mezcla: y se obtendrá una disolución acuosa de metilamina. Formúlese la reacción.

Tómese una parte de dicha disolución y ensáyese su reacción con un papel de tornasol.

Reconocimiento. Póngase en un tubo de en-

sayo 1 c.c. de disolución de metilamina, 3 c.c. de solución alcohólica de potasa (se prepara aproximadamente al 25 por 100) y dos gotas de cloroformo. Calientese la mezcla con suavidad. Se forma una carbilamina que se reconoce por su olor sumamente desagradable. Formúlese la reacción. ¿Qué relación tienen las carbilaminas con los nitrilos?

Amidas. Entre las amidas grasas, seguramente la más interesante es la urea. Esta se obtiene fundiendo en un crisol de porcelana dos gramos de cianuro sódico con 8 gramos de litargirio (la adición de litargirio ha de ser lenta, sin dejar nunca de agitar). De esta forma, el cianuro sódico pasa a isocianato sódico. Una vez frío el crisol, se vierte agua hirviendo en su interior, con lo que el isocianato sódico se disuelve. Se filtra, y al filtrado se añaden 6 gramos de sulfato amónico, que transforma el isocianato sódico en amónico. Evapórese en baño maría la disolución hasta sequedad; el isocianato amónico se transforma en urea, que se aísla tratando el residuo por alcohol hirviendo, filtrando y enfriando. Si por enfriamiento no se depositasen cristales de urea, evapórese parte del disolvente de la disolución alcohólica.

Pónganse en un tubo de ensayo unos cristales de urea y viértanse unas gotas de disolución de hidróxido sódico. Identifíquese el gas desprendido.

Trátese una disolución de urea alcalinizada con unas gotas de disolución concentrada de hidróxido sódico por agua de bromo. Se desprende nitrógeno. Formúlese la reacción.

Reacción del Biuret. Colóquese en un tubo de ensayo unos cristales de urea y caliéntese sua-

vemente. Los cristales empiezan por fundir y luego se descomponen, desprendiendo amoníaco y dejando un residuo de biuret. ¿Fórmula?

Una vez frío, trátase el residuo por disolución diluida de sosa cáustica y dos gotas de disolución de sulfato de cobre. Aparece una coloración rojiza.

HIDROCARBUROS CICLICOS

El **benceno** se obtiene de la siguiente manera: Colóquese en una retorta del tamaño más pequeño una mezcla a partes iguales de ácido benzoico y cal sodada: enlacemos el cuello de la retorta con un refrigerante y calentemos la retorta en un baño de aire. Como producto de la destilación obtenemos benceno. Viértase en un tubo de ensayo 2 c.c. de benceno y otros 2 de agua. ¿Qué cuerpo es más denso?

Obsérvese la combustibilidad del benceno, colocándolo en una capsulita e inflamándolo con una llama.

Nótese su solubilidad en alcohol y éter. ¿Disuelve las grasas?

Ensáyese la acción de los reactivos del doble enlace sobre el benceno. ¿Qué se deduce de este experimento?

Sulfonación. Viértanse en un tubo de ensayo 10 c.c. de ácido sulfúrico y añádase luego, poco a poco y agitando, 1 c.c. de benceno. Abandonése durante 10 ó 15 minutos y caliéntese luego durante tres o cuatro, por inmersión, en agua caliente. Viértase el producto sobre agua. ¿Se disuelve?

Formúlese la reacción entre el ácido sulfúrico y el benceno.

Nitraclón. Colóquense en un tubo de ensayo 4 c.c. de ácido sulfúrico y añádanse gota a gota, agitando y enfriando el tubo exteriormente, 2 c.c. de ácido nítrico. Una vez fría la mezcla, añádase, también gota a gota y enfriando el tubo, 2 c.c. de benceno. Conseguida la total disolución del benceno, viértase sobre agua; se separa un líquido aceitoso, de fuerte olor a almendras amargas, que es nitrobenceno. Formúlese la reacción. ¿Qué papel juega el ácido sulfúrico?

Naftaleno. Ensáyese su solubilidad en agua, alcohol y éter. ¿Es inflamable? ¿Cómo es su llama?

Caliéntese un poco de naftaleno en un tubo de ensayo. ¿Qué ocurre?

FENOLES

Colóquese en un tubo de ensayo grande 4 gramos de una mezcla, a partes iguales, de ácido salicílico y óxido cálcico. Caliéntese con cuidado y se notará un olor especial debido al ácido fé-nico. Formúlese la reacción.

Pónganse en un tubo de ensayo unos cristales de fenol y añádanse 2 ó 3 c.c. de agua. El fenol apenas se disuelve en el agua y resulta, por lo tanto, una emulsión. Viértanse sobre ésta una disolución concentrada de sosa cáustica. ¿Qué se observa? Interpretétese el fenómeno. Agréguese finalmente unas gotas de ácido clorhídrico. ¿Qué sucede?

Ensáyese su solubilidad en alcohol y éter.

Reacciones de los fenoles. Pónganse en un tubo de ensayo 2 c.c. de disolución o emulsión de fenol. Agréguese unas gotas de disolución de

cloruro férrico muy diluido. Aparece una coloración violeta.

Trátase una disolución de fenol por agua de bromo. Se forma un precipitado blanco amorfo y de mal olor, que es de tribromofenol. Recójase este precipitado en un filtro. Divídase en dos porciones, cada una de las cuales se trata, respectivamente, por un ácido y una base. Anótense las observaciones.

Colóquense unos cristalitos de fenol en una pequeña cápsula de porcelana. Viértanse sobre ellos 10 gotas de ácido sulfúrico concentrado y agréguese luego 3 ó 4 gotas de disolución de nitrato potásico. Dilúyase y añádase solución de potasa cáustica hasta reacción alcalina (compruébese con papel tornasol). ¿Qué color aparece? Esta reacción se llama de Lieberman.

Formación de ácido pícrico. Pónganse en un tubo de ensayo 5 c.c. de ácido nítrico concentrado y añádanse 0'5 c.c. de fenol, gota a gota y agitando. Caliéntese hasta ebullición. Cuando cesa el desprendimiento de vapores nitrosos, déjese enfriar. Aparecen unos cristales amarillos de ácido pícrico.

Ensáyese la solubilidad del ácido pícrico en agua.

Difenoles. Se conocen tres difenoles. La resorcina, pirocatequina e hidroquinoma. Nótese la solubilidad de estos cuerpos en el agua.

Con las disoluciones acuosas preparadas repítanse las reacciones de Lieberman y del cloruro férrico. Anótense las coloraciones obtenidas en los tres casos con dichos reactivos.

Propiedades reductoras. Pónganse en tres tubos de ensayo, disolución de los tres difenoles y viértanse en cada uno de ellos 2 c.c. de disolu-

ción de nitrato de plata amoniacal. Interpretése la reacción. ¿Qué difenol posee mayor poder reductor?

ALDEHIDOS Y ACIDOS AROMATICOS

Repítanse con aldehido benzoico las reacciones hechas con los aldehidos acíclicos. ¿Existen en dichas reacciones diferencias de comportamiento entre los aldehidos acíclicos y el aldehido benzoico?

El ácido benzoico se prepara de la siguiente forma: Pulverícense 5 gramos de resina de benjuí y mézclese con un volumen aproximadamente igual de arena seca. Póngase la mezcla en una cápsula de porcelana, que se cubre con un cono de papel que tenga bastante altura. Caliéntese la cápsula con llama pequeña del mecher durante una hora. El ácido benzoico se sublima, reuniéndose en el cono de papel en forma de cristales muy finos.

Ensáyese su solubilidad en agua y alcohol.

Compruébese su acción frente a los indicadores tintura de tornasol y fenolftaleína.

Colóquese ácido benzoico y agua en un matraz de destilación, provisto de su correspondiente refrigerante. Destílese y obsérvese el olor del líquido destilado. ¿Qué indica esto?

Trátese un benzoato soluble (sódico) por cloruro férrico: se precipita benzoato férrico de color carne.

Póngase en un tubo de ensayo un gramo de ácido benzoico, 6 c.c. de alcohol y 10 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Hiérvase durante unos minutos y se notará el olor característico

del benzoato de etilo formado. Formúlese la reacción.

AMINAS AROMATICAS

Anilina. Obtención. En un matraz de fondo redondo y de una capacidad aproximada de 300 c.c., póngase unos 18 gramos de ClH de $d = 1,18$ (37 %) y 3 gramos de nitrobenceno. Se pesan aparte 9 gramos de polvo de Sn y se agregan muy poco a poco en el balón, agitándole bajo un chorro de agua fría. Cuando el líquido ya no huele a nitrobenceno (lo que indica que todo él ha reaccionado), contiene el clorhidrato de anilina y el cloruro estannoso que se ha formado, el cual puede hallarse en combinación con la anilina. Para ponerla en libertad se agrega disolución de sosa y después se puede destilar el líquido (en corriente de vapor) para aislar la anilina.

Viértanse unas gotas de anilina en un tubo de ensayo; añádanse 2 ó 3 c.c. de agua. ¿Se disuelve?

Pónganse en un tubo de ensayo 1 c.c. de anilina; añádase ácido clorhídrico concentrado. Observaciones. Agréguese agua. ¿Qué ocurre? Interpretense estos fenómenos.

Reconózcase la anilina por la reacción de formación de carbilamina, según se dijo al hablar de las aminas acíclicas.

Tómense unos cristalitos de clorhidrato de anilina de los obtenidos anteriormente, disuélvanse en agua y trátense por unas gotas de disolución de hipoclorito cálcico. El líquido se tiñe de azul.

Negro de anilina. Colóquense en un tubo de ensayo 5 gotas de anilina; añádase ácido sulfúrico diluido hasta disolución de la anilina. Viér-

tase sobre esta disolución unas gotas de solución de dicromato potásico: el líquido se oscurece y acaba por formarse unos copos negros del cuerpo llamado negro de anilina.

Esta reacción tiene aplicación para pintar las mesas de laboratorio de un negro muy sólido y resistente a los agentes químicos. Se procede de la siguiente forma: Tómese un trozo de madera y píntese con disolución de clorhidrato de anilina. Déjese pasar unos minutos para que la madera quede bien impregnada y píntese a continuación con disolución de dicromato potásico acidulado con ácido clorhídrico. La madera se tiñe de color negruzco. Si esta operación se repite varias veces, dejando pasar de una vez a otra un día, el color negro adquiere un tono intensísimo.

VOLUMETRIA

La volumetría es un método del análisis cuantitativo que determina la cantidad de la sustancia problema mediante la medida del volumen de una disolución de concentración exactamente conocida (solución valorada) de otra sustancia apropiada para que reaccione con la primera.

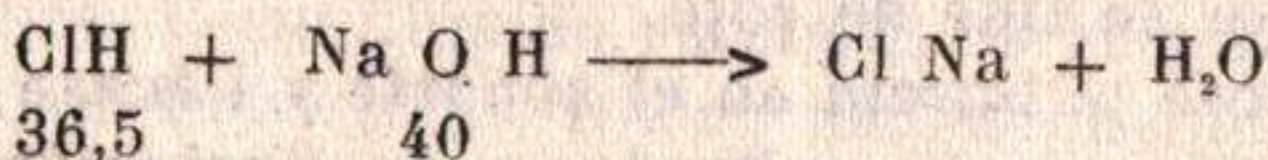
Para conocer el momento preciso en que toda la sustancia problema ha reaccionado, y que una gota más de la solución valorada está en exceso, se emplean unas sustancias que poseen la propiedad de cambiar de coloración según la naturaleza del medio. Estos cuerpos reciben el nombre de indicadores.

Un caso particular de extraordinaria importancia se refiere a la determinación de la cantidad de ácido o álcali contenido en una disolución

cualquiera mediante una disolución valorada de un álcali o de un ácido, respectivamente.

Ejemplo.—Determinar la cantidad de ácido clorhídrico puro que contiene un litro de una disolución de dicho ácido.

Para esto se emplea p. ej. como disolución valorada una de hidróxido sódico. La reacción que tiene lugar en la neutralización del ClH por la Na O H es la siguiente:



La disolución alcalina empleada, es, como ya hemos dicho, de concentración conocida; esto es, está valorada. Supongamos que la disolución sea normal; es decir, que contiene un equivalente gramo de sosa (40 gr.) por litro de disolución (en este caso una mol).

De la anterior reacción se desprende que un litro de disolución normal de hidróxido sódico (que contiene una mol. de NaOH) neutraliza exactamente una molécula gramo (36,5 gr.) de ClH.

Por lo tanto:

| | |
|-----------------------------------|------------------|
| Si 1.000 c.c. de sol. N. de NaOH, | |
| neutralizan... .. | 36,5 gr. de ClH, |
| 1 c.c. de sol. N. de NaOH, neu- | |
| tralizarán... .. | x |

De donde $x = 0,0365$ gr. de ClH que serán neutralizados por 1 c.c. de sol. N. de NaOH.

Con lo dicho anteriormente, estamos en condiciones de verificar la volumetría, que en este caso particular recibe el nombre de acidimetría y alcalimetría.

Material. Una bureta graduada en décimas de centímetro cúbico. Un soporte para la bureta.

Una pipeta de 10 c.c. Un vaso de precipitados de unos 150 c.c. de capacidad. Un indicador (fenolftaleína o tintura de tornasol).

Práctica de la operación. Se toman con la pipeta 10 c.c. de la disolución de ClH problema y se vierten en el vaso de precipitados. Dilúyase con un poco de agua y añádanse unas gotas de indicador. Si se emplea fenolftaleína, la disolución queda incolora, y si se emplea la tintura de tornasol se tiñe de rojo.

Fíjese la bureta en el soporte y llénese con la disolución alcalina. Enrásese la disolución en el cero, conseguido lo cual, se está ya en disposición de verterla gota a gota sobre la disolución ácida. La adición de sosa se interrumpe en el momento en que se alcanza la neutralización, lo cual se reconoce por el cambio brusco del indicador (al rojo si es fenolftaleína y al azul si se trata del tornasol).

Cálculos. Supongamos que se han gastado 7,5 c.c. de disolución alcalina. Razonaremos así:

Si 1 c.c. de sol. N. de NaOH neutraliza 0,0365 gr.
7,5 c.c. de sol. N. de NaOH neutralizará x
x = 0,2737 gr. de ClH.

Esta cantidad de ClH está contenida en los 10 c.c. de la disolución de ClH que se han tomado; para saber la cantidad que contendrá un litro de disolución, plantearemos la siguiente proporción:

$$10 : 0,2737 :: 1000 : x$$

de donde $x = 27,37$ gr. de ClH por litro.

La determinación volumétrica de la cantidad de álcali contenida en una disolución, mediante otra valorada de un ácido, operación llamada al-

calimetría, tiene una técnica análoga a la descrita; en la bureta se coloca ahora la disolución ácida valorada y en el vaso la disolución alcalina problema.

IODOMETRIA

Tiene por objeto la determinación de la cantidad de iodo contenida en una disolución o en un sólido. Como líquido valorado se emplea disolución de hiposulfito sódico décimo normal.

La reacción es:



Según la cual, 1 litro de disolución de hiposulfito sódico que contenga una mol (158 gr. si se emplea la sal anhidra y 248,9 para la cristalizada) por litro, reaccionará con un átomo gramo de iodo (127 gr.).

Material necesario. El mismo que se ha utilizado en la anterior práctica. Como indicador se emplea ahora engrudo de almidón.

Técnica a seguir. Se toman p. ej. 10 c.c. de la disolución que contiene el iodo y se colocan en un vaso de precipitados. En la bureta se coloca la disolución valorada del hiposulfito sódico, y una vez enrasada se vierte gota a gota sobre la disolución del iodo. El color de la disolución empalidece a medida que se agrega el tiosulfato. Cuando la disolución está muy poco coloreada, y con objeto de apreciar, con toda exactitud, el momento de la total decoloración, se agrega un poco de la disolución de engrudo de almidón, que, en contacto del iodo aun libre, toma coloración azul. Se reanuda la adición de hiposulfito hasta que no quede iodo libre, lo que se reconoce por-

que el líquido azul se vuelve rápidamente incoloro.

Los cálculos son enteramente análogos a los efectuados en la práctica anterior (acidimetría y alcalimetría); sólo hay que tener en cuenta que: si 1.000 c.c. de sol. N. de hiposulfito reaccionan con 127 gr. de iodo, 1 c.c. reaccionará con x .

$$1.000 : 127 :: 1 : x$$

$$x = 0,127 \text{ gr. de iodo.}$$

Luego 1 c.c. de disolución N. de hiposulfito sódico reacciona con

0,127 gr. de iodo.

PROBLEMAS

PROBLEMAS

GENERALIDADES

Leyes de las combinaciones. 1.^a Las proporciones, según las que dos o más elementos intervienen en la formación de un compuesto químico, son siempre fijas. (Ley de Proust.)

2.^a Si dos elementos químicos, al combinarse, forman varios compuestos, y la cantidad de uno de aquellos permanece invariable, la del otro varía en proporción muy sencilla. (Ley de Dalton o de los números enteros.)

3.^a Las cantidades en peso de los elementos químicos que se combinan con otro peso de un elemento, son las mismas, según las cuales ellos se combinan entre sí, o están en relación muy sencilla. (Ley de Richter.)

Leyes volumétricas. (Gay-Lussac.) A igualdad de condiciones de presión y de temperatura, se verifica: 1.^o Los volúmenes de cada uno de los elementos gaseosos que intervienen en la formación de un compuesto y el volumen de este (gas) están en relación muy sencilla.—2.^o La suma de los volúmenes de los elementos (supuestos gaseosos) y el volumen del compuesto resultante están, también, en relación simple.

Ley de Avogadro. A igualdad de condiciones de presión, volumen y temperatura, todos los gases tienen el mismo número de moléculas.

Equivalente químico. Equivalente gramo de un elemento es el peso en gramos del mismo que es capaz de combinarse con un átomo-gramo de hidrógeno. P. ej.: Si 35'5 gramos de cloro se combinan con un átomo-gramo de H, aquel número es el equivalente gramo del cloro. Si la combinación con el hidrógeno no es fácil de realizar, pue-

de determinarse averiguando la cantidad del elemento problema que reemplaza a un átomo gramo de hidrógeno, en una combinación hidrogenada. P. ej.: Si 46 gramos de sodio reemplazan a dos átomos-gramos de hidrógeno en el ácido sulfúrico (combinación hidrogenada), el equivalente químico del sodio es $\frac{46}{2} = 23$.

Si se compara el peso atómico con el equivalente de cada elemento, se ve que son iguales o que el peso atómico es múltiplo del equivalente. Dividiendo el peso atómico por el equivalente obtenemos un número entero que nos indica el número de la valencia de aquel elemento. Así, si este es 2, el elemento es divalente; si 3, se llama trivalente, etc.

Ecuación de los gases perfectos. Si p y v son la presión y el volumen de una molécula gramo de un gas perfecto, y T su temperatura absoluta, la fórmula que relaciona estas magnitudes es:

$$p \cdot v = R \cdot T$$

en la que R representa una constante universal, cuyo valor es:

$$\left. \begin{array}{l} 0,082 \text{ litros-atmósferas} \\ 8,31 \cdot 10 \text{ ergios.} \\ 1,985 \text{ calorías.} \end{array} \right\} \begin{array}{l} (\mathbf{v} \text{ se debe medir en litros} \\ \text{y } \mathbf{p} \text{ en atmósferas).} \\ (\mathbf{p} \text{ debe expresarse en di-} \\ \text{nas por cm.}_2 \text{ y } \mathbf{v} \text{ en c.c.).} \end{array}$$

Esta fórmula se generaliza a una cantidad cualquiera de gas introduciendo en el 2.º miembro el factor n que expresa el número de moles con que se opera:

$$p \cdot v = n \cdot R \cdot T$$

y como el número de moles es igual al cociente del peso en gramos de la substancia por el peso molecular, será:

$$n = \frac{m}{M} \quad (M = \text{peso molecular}).$$

reemplazando este valor en la anterior fórmula:

$$p \cdot v = \frac{m \cdot R \cdot T}{M}$$

de donde:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot v}$$

fórmula aplicable a la determinación del peso molecular de cuerpos gaseosos o fácilmente reductibles a vapor.

El caso más frecuente es recoger los gases sobre el agua, y entonces hay que restar de p el valor de la tensión máxima del vapor de agua a la misma temperatura T , dato suministrado por las tablas.

Otra expresión de la ley de los gases perfectos, también muy corriente, y que, como se sabe, auna las de Mariotte y Gay Lusac, es la siguiente:

$$p' v' = p_0 v_0 (1 + \alpha t)$$

la cual permite averiguar el volumen que ocupa un gas a la temperatura t° y la presión p' si se conoce el volumen v a 0°C . y $p = 760 \text{ mm.}$, despejando v' .

$$v' = \frac{p_0 v_0 (1 + \alpha t)}{p'}$$

La misma fórmula, y despejando v_0 , permite averiguar el volumen que un gas ocupa, medido en condiciones normales de presión y tempera-

tura, cuando se conoce aquel valor para una temperatura t° y una presión p' .

$$V_0 = \frac{p' v'}{p_0 (1 + \alpha t)}$$

Peso atómico relativo. Es el número que expresa la relación que existe entre el peso de un átomo y el peso de otro que se toma como unidad o término de comparación.

Desechado el del H como unidad y aceptado el del O = 16 como tipo patrón, el peso atómico de aquél queda en 1,008.

Peso molecular relativo. Es el número que indica la relación que existe entre el peso de una molécula del cuerpo de que se trate y el peso del átomo del elemento tomado como unidad.

Atomo gramo de un elemento es una cantidad del mismo, expresada en gramos igual a su peso atómico.

Molécula gramo o mol. de una especie química, es un número de gramos de la misma igual a su peso molecular.

El volumen ocupado por una mol. de cualquier gas, a la temperatura de 0° C. y la presión de 760 milímetros de mercurio (condiciones normales) es de 22,412 litros. Y el número de moléculas en él contenido es de $6,06 \cdot 10^{23}$ (N.º de Avogadro).

Peso atómico absoluto y peso molecular absoluto. Masa real de una molécula. Sabiendo que a 0° y 760 mm. de presión una mol. de cualquier gas ocupa 22,412 litros, y que en este volumen hay $6,06 \cdot 10^{23}$ moléculas, tendremos que, para el hidrógeno, 2,016 gr. (una mol.) ocuparán (en las condiciones dichas) 22,412 litros y allí habrán

$6,06 \cdot 10^{23}$ moléculas de hidrógeno; luego la masa real de una de esas moléculas será:

$$\frac{2,016}{6,06 \cdot 10^{23}} = 0,332 \cdot 10^{-23} \text{ gr.}$$

y la mitad de este valor será la masa del átomo de hidrógeno (puesto que su molécula se halla formada por 2 átomos)

$$\frac{2,016}{6,06 \cdot 10^{23} \cdot 2} = \frac{0,332 \cdot 10^{-23}}{2} = 1,66 \cdot 10^{-22} \text{ gr.}$$

este valor será el peso absoluto de un átomo de H; para obtener los pesos atómicos absolutos de los demás elementos, bastará multiplicar este resultado por el peso atómico relativo correspondiente; así para el cloro será:

$$35,5 \cdot 1,66 \cdot 10^{-22} = 58,9 \cdot 10^{-22} \text{ gr.}$$

El peso molecular relativo de una substancia cuya fórmula se conoce, se calcula sumando los pesos atómicos relativos de los elementos cuyo símbolo aparece en aquella fórmula sin estar afectado de subíndice alguno, lo que indica que sólo entra un átomo de aquella especie. Si, por el contrario, estuviesen todos o parte de aquellos símbolos afectados de subíndices (lo que indicaría que entraban tantos átomos de aquel elemento cuantas unidades tenía el subíndice que afectaba el correspondiente símbolo) se sumarían los productos de los pesos atómicos de cada elemento representado por su símbolo, por los subíndices de que vayan afectados cada uno de ellos. Así, el peso molecular del ácido clorhídrico será:

Fórmula : Cl H Peso molecular : $35,5 + 1 = 36,5$.

Para el ácido nítrico : Fórmula N O₃H; Pa' del
N = 14; del O = 16; del H = 1

Peso molecular : $14 + 3.16 + 1 = 53$.

Si lo que se conoce del cuerpo en cuestión es la densidad de su vapor con relación al hidrógeno o al aire, el peso molecular se podrá calcular mediante la aplicación de la siguiente fórmula:

$$P_m = 2 \cdot D_H = 28,8 \cdot D_A$$

Esta misma fórmula nos permite calcular la densidad del vapor de la substancia, si se conoce su fórmula empírica (y con ella el P_m); bastará para ello despejar los valores de D_H y D_A

$$D_H = \frac{P_m}{2} \qquad D_A = \frac{P_m}{28,8}$$

Electrones y protones. Los constituyentes fundamentales de los átomos son los protones y los electrones; estos últimos llevan una carga de $1,59 \cdot 10^{-10}$ culombios de electricidad negativa, y su masa es 1.840 veces menor que la del átomo de H; por ello es prácticamente despreciable.

La carga del protón es también de $1,59 \cdot 10^{-10}$ culombios, pero de electricidad positiva, y su masa es prácticamente igual a la del átomo de H.

El número atómico de un elemento representa:

1.º El número de orden de dicho elemento en el sistema periódico.

2.º El número de cargas positivas libres que existen en su núcleo.

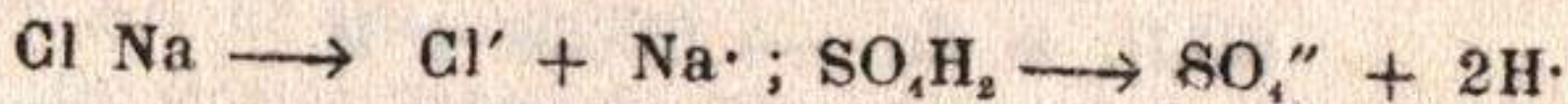
3.º El número de electrones corticales del átomo.

Se entiende por **ion** un átomo o grupo de átomos que poseen carga eléctrica positiva o negativa. Ello es debido a que los electrones de la zona cortical del átomo están en número insuficiente o excesivo para neutralizar la carga positiva del núcleo.

Los **aniones** tienen carga eléctrica negativa (les sobran electrones en la zona cortical atómica para neutralizar la positiva del núcleo).

Los **catrones** tienen carga eléctrica positiva (les faltan electrones para neutralizar la carga positiva del núcleo).

Los ácidos, bases y sales disueltos en agua escinden sus moléculas en iones. Así:



La carga que llevará un ion será: $n \cdot 1,59 \cdot 10^{-19}$ culombios, representando n la valencia del ion, es decir, el número de electrones que ganó o perdió el átomo para convertirse en ion.

Cada gramo-ion monovalente lleva una carga igual a 96490 culombios.

Si el ion es bivalente o trivalente, la carga que lleva un ion gramo se obtiene multiplicando por 2 ó por 3 aquel número.

Ecuaciones químicas. Las ecuaciones químicas son la expresión de las reacciones químicas; en el primer miembro se escriben las fórmulas de los cuerpos que reaccionan separados por el signo más, y en el segundo las de los que resultan de la reacción, afectadas todas ellas de un coeficiente que indique el número de moléculas que intervienen en la reacción. Ambos miembros se separan por una flecha que indica el sentido de la reacción. Si la reacción es reversible, el sig-

no de reversibilidad que separa ahora a los dos miembros es: \rightleftharpoons

Tienen capital importancia las ecuaciones químicas, porque sirven para calcular las cantidades de los cuerpos reaccionantes que hacen falta para obtener una determinada cantidad de uno de los cuerpos que resultan de la reacción, o, por el contrario, para calcular la cantidad de producto que se obtiene, a partir de cantidades dadas de los cuerpos reaccionantes. Basta para ello plantear proporciones tan sencillas como la siguiente:

Supongamos la reacción que tiene lugar entre el Zn y el SO_4H_2 que viene expresada por la ecuación:



Se desea averiguar la cantidad de H que se obtendrá con 100 gr. de Zn. Razonaremos así: Si con una molécula gramo de Zn (65 gr.) se obtienen 2 gr. de H (una molécula gramo), según nos indica la anterior ecuación, con 100 gr. de Zn se obtendrán x. gr. de H; lo que escrito en forma de proporción es:

$$\frac{65}{2} = \frac{100}{x} ; x = 3,07$$

Cuando las reacciones son entre gases, como sabemos que una mol. de cualquier gas ocupa un volumen de 22,412 l., este dato nos puede servir para calcular directamente el volumen de cualquier gas que se desprenda (medido a 0° y 760 milímetros).

También este dato puede servirnos para pasar del peso al volumen de un gas, y viceversa (supuesto siempre a 0° y 760 mm.). Por ejemplo,

si queremos saber qué volumen ocupan 20 gr. de H, diremos:

si 2 gr. de H ocupan 22,412 l.
20 " " " " x l.

$$x = 224,12 \text{ l. a } 0^\circ \text{ y } 760 \text{ mm.}$$

La concentración de una disolución se indica por el número de moléculas gramo del cuerpo disuelto que existen en 1 l. de disolución. Se da asimismo por el número de moles contenidos en 1.000 gr. de disolución.

También se expresa en % en peso o en volumen, que indica, respectivamente, el número de gramos de sustancia disueltos en 100 gr. o en 100 c.c. de disolución.

Se puede pasar de una manera de expresar la concentración a otra mediante sencillos cálculos.

Disociación. Es la descomposición de una molécula en partes más sencillas. Si el agente que la produce es el calor, recibe el nombre de disociación térmica y los productos de la misma son o moléculas más sencillas o átomos.

La disociación de una molécula de un electrolito por la acción del agua recibe el nombre de disociación electrolítica o ionización; los productos que resultan son los iones. Muchos compuestos cristalinos no necesitan de la acción del agua para disociarse en iones, sino que éstos se encuentran ya formados en la red cristalina, p. ej.: ClNa , I_2Cd , etc.

Generalmente no se disocian todas las moléculas existentes, sino solamente lo hacen un cierto número de ellas. Recibe el nombre de **Grado de disociación** el cociente que resulta de dividir el número de moléculas disociadas por el nú-

mero total de moléculas existentes antes de la disociación.

El grado de disociación se puede calcular conociendo el peso molecular verdadero del compuesto y el peso molecular aparente (peso molecular medio del conjunto de moléculas disociadas y no disociadas), mediante la fórmula:

$$\alpha = \frac{M_0 - M_1}{M_1}$$

En la cual M_0 es el Pm verdadero.

M_1 " " " medio cuando el grado de disociación es α

Ley de Raoult. Dice esta ley: Los descensos del punto de congelación y las elevaciones del punto de ebullición que experimenta un disolvente determinado, son proporcionales a la concentración de la sustancia disuelta, expresada en moles por litro.

La expresión algébrica de esta ley es:

$$D = K \cdot n \quad (1)$$

donde representan:

D, el descenso del punto de congelación.

K, una constante de proporcionalidad.

n, el número de moles por litro de disolución.

Para determinar la constante K, supongamos que se trabaja con una disolución que contenga una mol. por litro, $n = 1$, valor que, llevado a la fórmula (1), da $D = K$. Luego K representa el descenso del punto de congelación o la elevación del punto de ebullición, cuando la disolución contiene $n = 1$ mol. por litro. Este valor es independiente de la sustancia disuelta, y sólo depende del disolvente elegido; se conoce con el

nombre de descenso molecular del punto de congelación, o elevación molecular del punto de ebullición, valor que está calculado para cada líquido y nos lo proporcionan las tablas.

Si se disuelven en un litro de disolución m gr. de una substancia de peso molecular P_m , el número n de moles será: $n = \frac{m}{P_m}$; reemplazando este valor en la fórmula (1), tendremos:

$$D = K \cdot \frac{m}{P_m}; \text{ de donde } P_m = K \cdot \frac{m}{D} \quad (2)$$

Fórmula esta última que se emplea para determinar el P_m por crioscopia o por ebulloscopia.

Como no es frecuente que se trabaje con 1000 gr. de disolución, debe comenzarse por calcular m . Supongamos que en "P" gr. de agua hay "p" gr. de substancia disuelta, diremos:

$$\frac{P}{p} = \frac{1000}{m}; m = \frac{1000 \cdot p}{P}$$

reemplazando este valor en (2) resulta:

$$P_m = K \cdot \frac{1000 \cdot p}{D \cdot P}$$

Ley de Faraday. La cantidad de electricidad necesaria para separar un gramo-ion de una substancia, es igual a tantas veces 96490 culombios, cual es la valencia del ion.

Equivalente electroquímico de un ion es el peso en gramos del ion que se deposita por una cantidad de electricidad igual a un culombio. Su expresión algébrica se obtiene de la siguiente manera:

Si M es el peso molecular del ion y n su valencia, para depositar M gr. del mismo precisarán

n. 96490 culombios (ley de Faraday); luego la cantidad e depositada por un culombio la averiguaremos mediante la siguiente proporción:

$$\frac{M}{96490 \cdot n} = \frac{e}{1} ; e = \frac{M}{96490 \cdot n}$$

De análoga manera para averiguar la cantidad de un ion depositada por una cantidad de electricidad igual a q culombios, bastará multiplicar esta cantidad por el equivalente electroquímico e . :

$$\text{Cantidad de ion depositada} = e \cdot q = \frac{M \cdot q}{96490 \cdot n}$$

Disolución normal de una substancia es aquella que contiene, en 1 litro, un equivalente químico de la misma. O sea: la que contiene por litro la cantidad de substancia equivalente a un ion gramo de hidrógeno. Así, la disolución normal de ácido clorhídrico contendrá por litro una mol. de dicha substancia. La disolución normal de ácido sulfúrico sólo contendrá, por litro, media mol., porque dicho ácido contiene dos átomos de H ionizables, etc.

Las disoluciones de la misma normalidad de ácidos, bases y sales, gozan de la propiedad de reaccionar exactamente, volumen a volumen.

Disoluciones $\frac{1}{2}$ normales, $\frac{1}{5}$ N , ; $\frac{1}{10}$ N . ; $\frac{1}{100}$ N .

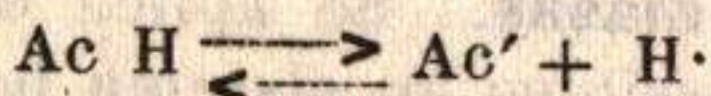
son las que contienen por litro de disolución, la mitad, la tercera parte, la quinta parte, la décima parte, la centésima parte de substancia, respectivamente, que la que hemos definido como disolución normal.

En las disoluciones acuosas de los ácidos hay

que tener en cuenta que no siempre se verifica totalmente la ionización, sino que se establece un equilibrio entre los iones producidos y las moléculas del ácido sin ionizar.

Los electrolitos cuya disociación es total o, mejor dicho, casi total, reciben el nombre de **electrolitos fuertes**, y **débiles** los que alcanzan el equilibrio de la disociación cuando se han ionizado una minoría de las moléculas existentes.

Así, para el ácido acético, se tendrá (representando por Ac. el anión de dicho ácido)



y solamente cuando por cualquier causa disminuya la concentración de los iones de H. se ionizarán nuevas moléculas del ácido.

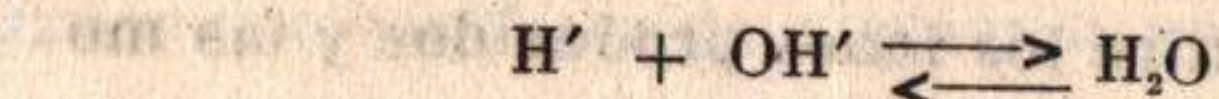
Consecuencia de ello es que en un momento dado existe en el líquido una determinada concentración de iones de H; pero esa cantidad no es toda la que puede suministrar el ácido que hemos disuelto, porque todavía existen moléculas que se pueden disociar, dando nuevas cantidades de iones de H. De aquí la necesidad de distinguir entre la **acidez actual**, la **potencial** y la **total**.

1.º Por **acidez actual** se entiende la concentración de los iones de H existentes en el líquido en un momento determinado.

2.º La **acidez potencial** viene determinada por la concentración de las moléculas de ácido no disociadas; y finalmente:

3.º La **acidez total** es la suma de ambas acideces. Esta acidez total también se llama de valoración, porque cuando a un ácido se le agrega un álcali, primeramente son los iones de H ya producidos los que se combinan con los iones

OH' que introducimos con el álcali para formar agua, según la reacción:



pero a continuación se van disociando las moléculas de ácido que estaban sin disociar, y que, según hemos dicho, constituían la acidez potencial, y cuando el ácido está totalmente neutralizado, ambas acideces se han agotado.

Exactamente lo mismo podríamos repetir para los álcalis.

Ley de las masas. Se aplica esta ley a las reacciones reversibles en sistema homogéneo (es decir que todos los cuerpos que intervienen en la reacción son gaseosos o se hallan al estado de disolución), en las cuales, en general, son diferentes las velocidades de reacción sentido directo que en el inverso:



y solamente cuando se alcanza el equilibrio químico se igualan ambas velocidades.

Se entiende por **velocidad de reacción** la cantidad de sustancia transformada, por unidad de volumen, en un segundo. Dicha velocidad es proporcional al producto de las concentraciones, en aquel instante, de los cuerpos reaccionantes.

Si [A], [B], [C] y [D] representan las respectivas concentraciones de las sustancias A, B, C y D y v es la velocidad según la cual los cuerpos A y B se combinan entre sí para dar los C y D y v' la velocidad correspondiente a la reacción inversa, podremos escribir esta proporcionalidad así:

$$v = k \cdot [A] \cdot [B] \quad (k \text{ constante de proporcionalidad})$$

$$v' = k' [C][D]$$

La velocidad de la reacción total, en un momento determinado, se obtendrá calculando la suma algébrica de aquellas dos velocidades:

$$V = v - v' = k \cdot [A] \cdot [B] - k' \cdot [C] \cdot [D]$$

Cuando se alcanza el equilibrio, la reacción se paraliza aparentemente; su velocidad es, pues, nula,

$$V = v - v' = 0 \text{ de donde } v = v' \text{ o sea:}$$
$$k \cdot [A] \cdot [B] = k' \cdot [C] \cdot [D]$$

de donde:

$$\frac{k'}{k} = \frac{[A] \cdot [B]}{[C] \cdot [D]} ; \text{ y haciendo } K = \frac{k'}{k}$$

queda como expresión de la ley de las masas:

$$K = \frac{[A] \cdot [B]}{[C] \cdot [D]}$$

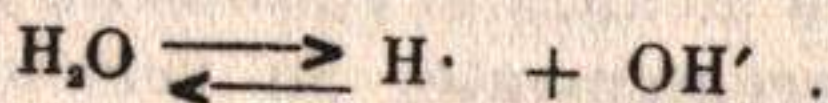
donde K representa una constante, que sólo depende de la temperatura, y $[A]$, etc., representan las concentraciones, expresadas en moles por litro, de cada uno de los cuerpos del sistema.

Si en la reacción intervienen dos o más moléculas de uno cualquiera de los cuerpos reaccionantes, se aplicaría la fórmula anterior, sin más que afectar las respectivas concentraciones, por una potencia cuyo exponente tenga tantas unidades cuantas tiene el coeficiente que afecta la respectiva molécula. (Si intervienen dos moléculas, la concentración se debe elevar al cuadrado; si tres, al cubo, etc.)

Enunciado de la ley: En todo sistema homogéneo, reversible, se verifica que el cociente del producto de las concentraciones de los cuerpos que intervienen en la reacción por el producto de

las de los cuerpos que de ella resultan, tomadas todas en el momento del equilibrio, es una cantidad constante.

Ionización del agua. El agua se ioniza, aunque muy poco, en la siguiente forma:



Aplicando a esta reacción la ley de las masas:

$$K = [\text{H}\cdot] \cdot \frac{[\text{OH}']}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Como la concentración del agua es una cantidad prácticamente constante, dado su gran valor frente al de las otras concentraciones, también lo tendrá que ser el producto

$$[\text{H}\cdot] \cdot [\text{OH}']$$

el cual recibe el nombre de **producto iónico** del agua y su expresión, obtenida de la anterior fórmula, sin más que pasar el valor de $[\text{H}_2\text{O}]$, que hemos dicho que es constante, al primer miembro, será:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}\cdot] \cdot [\text{OH}']$$

valor que solamente depende de la temperatura y que a 25° vale:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-14}$$

Como en la ionización del agua se producen la misma cantidad de iones de H que iones OH', resultará:

$$[\text{H}\cdot] = [\text{OH}'] = 1 \cdot 10^{-7}$$

El agua y todo líquido que, como ella, sea neutro, tendrá una concentración de iones de H, $[\text{H}\cdot] = 10^{-7}$ y la misma cantidad de iones OH'.

Una disolución ácida tendrá una concentración mayor en iones de H y menor en iones OH' ($[H\cdot] > 10^{-7}$; $[OH'] < 10^{-7}$).

Toda disolución de carácter alcalino, tendrá mayor concentración, que la neutra, de iones OH' y menor de iones H· (puesto que su producto ha de permanecer constante). ($[OH'] > 10^{-7}$; $[H\cdot] < 10^{-7}$).

Con objeto de facilitar las representaciones gráficas, se acepta la nomenclatura de Sørensen para expresar las concentraciones de los iones de H introduciendo el concepto de

PH — que no es otra cosa que el logaritmo negativo de la concentración de los iones de H que contiene un líquido. Así un líquido de $[H\cdot] = 10^{-7}$ tendría para PH.

$$PH = -\log. 10^{-7} = -(-7) = 7.$$

por consiguiente, para

| | | | |
|----------------------|------------|--------------------------|---------------------------------|
| un líquido neutro... | ... | $[H\cdot] = 10^{-7}$... | PH = 7. |
| " | alcalino.. | ... | $[H\cdot] < 10^{-7}$... PH > 7 |
| " | ácido. ... | ... | $[H\cdot] > 10^{-7}$... PH < 7 |

Luego, a partir de un líquido neutro, PH = 7, valores crecientes determinan la presencia de líquidos alcalinos y valores decrecientes la de líquidos ácidos, tanto más cuanto menor es el PH.

Si partimos de líquido ácido, PH = 1, por ej. $\left(\begin{smallmatrix} N \\ 1 \end{smallmatrix} \right)$ por diluciones sucesivas podremos ir disminuyendo la concentración de los iones de H y los valores del PH, si las diluciones se hacen decuplicando el volumen sucesivamente, serán, respectivamente: 2, 3, 4, 5, 6, 7. Es decir, que tanto lo hemos diluido que, prácticamente, ha quedado convertido en un líquido neutro. Una

nueva dilución de este orden ya no nos llevaría a un nuevo aumento en una unidad en el valor del PH ($\text{PH} = 8$), lo que equivaldría a poder pasar de un medio francamente ácido a otro francamente alcalino por la sola dilución. Ello es debido a que al diluir lo hacemos con agua, líquido que también posee iones de H y precisamente en la misma cantidad que el líquido que ahora tratábamos de diluir.

Leyes de Fajans y Soddi referentes a las transformaciones radiactivas.

Sabido que los fenómenos radiactivos se explican hoy en día, según la teoría de Rutherford del átomo explosivo, que supone que, en un momento dado, un átomo del cuerpo radiactivo se destruye espontáneamente, emitiendo partículas que, saliendo del núcleo, determinan la formación de un nuevo elemento radiactivo o no. Aquellas partículas forman una radiación heterogénea, que es característica de este fenómeno, y en la cual se distinguen tres clases de radiaciones (α , β , γ). Las partículas α , componentes de la primera radiación (iones de He con dos cargas positivas) están formadas por un conjunto de cuatro protones y dos electrones; y las partículas β son átomos libres de la electricidad negativa, con una masa despreciable por su pequeñez. La masa de las partículas α es 4 y su carga 2 (+). Sabido esto podemos enunciar las leyes dichas, llamadas también del desplazamiento, como sigue:

1.º Si un cuerpo radiactivo emite radiación α (lo que equivale a decir que uno de sus átomos, al destruir su núcleo, emite una partícula α) el nuevo elemento, radiactivo o no, producido, tiene

un peso atómico inferior en 4 unidades al primitivo y su número atómico tan sólo será 2 unidades inferior al del primitivo, y su lugar en el sistema periódico deberá desplazarse dos lugares a la izquierda del originario.

2.º Si la radiación emitida es la β el peso atómico del nuevo elemento es igual al del primitivo; en cambio su número atómico es superior al de aquél en una unidad, y su lugar en el S. P. se correrá un lugar a la derecha.

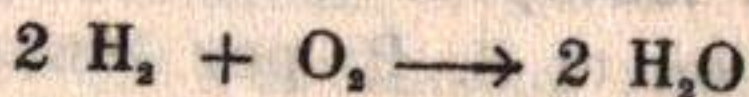
Elementos isótopos. Son los que ocupan el mismo lugar en el S. P. por tener idéntico número atómico, aun poseyendo pesos atómicos diferentes: dichos elementos gozan de idénticas propiedades químicas.



PROBLEMAS

Problema 1. Se ponen en un eudiómetro 1 gr. de hidrógeno con 20 de oxígeno; en otro, la misma cantidad de hidrógeno con 30 de oxígeno, y en un tercero, 1 gr. de hidrógeno y 40 de oxígeno. ¿Cuántos gramos de agua se formarán y qué sobrante de cada gas quedará en cada caso?

La reacción según la cual se unen el oxígeno y el hidrógeno es:



lo que equivale a decir que

2 × 2 gr. de H se unen a 2 × 16 gr. de O para dar 2 × 18 gr. de agua.

Plantearemos la siguiente proporción:

Si... 4 gr. de H... se unen a... 32 gr. de O.
 1 " " " unirá a... x " "

$$x = \frac{32}{4} = 8 \text{ gr. de O.}$$

Peso del agua formada:

$$P = 1 \text{ gr. de H} + 8 \text{ gr. de O} = 9 \text{ gr. de agua.}$$

Cantidad que será evidentemente la misma en los tres casos, quedando un sobrante de O de:

$$20 - 8 = 12 \text{ gr.}$$

$$30 - 8 = 22 \text{ "}$$

$$40 - 8 = 32 \text{ "}$$

en cada caso, combinándose el H totalmente.

Problema 2. Para obtener ioduro mercúrico, se agitan en un mortero 200 gr. de iodo y 100 gramos de Hg. ¿Qué cantidad se obtendrá de

aquel cuerpo y qué exceso de iodo y de Hg. quedará sin reaccionar?

La reacción entre el iodo y el Hg. es:



la que indica que: 2×127 gr. de I reaccionan con 200 gr. de Hg. para dar 454 gr. de I_2Hg . Luego podremos plantear la proporción:

| | | | | | | | | | |
|-----|-----|----|-----|------------|--------|----------------|-----|----|---|
| 200 | gr. | de | Hg. | reaccionan | con... | 2×127 | gr. | de | I |
| 100 | " | " | " | " | " | ... | X | " | " |

$$X = 127 \text{ gr.}$$

Cálculo de la cantidad de ioduro mercurico formada:

| | | | | | | | | | |
|----|----------------|-----|----|---|--------|-----|-----|----|-----------|
| Si | 2×127 | gr. | de | I | dan... | 454 | gr. | de | I_2Hg . |
| | 127 | " | " | " | ... | Y | " | " | " |

$$Y = 227.$$

Exceso de reactivos: Hg. se combina totalmente.

$$I... 200 - 127 = 73 \text{ gr.}$$

Resultados: Cantidad de I_2Hg . formada... 227 gr.
 Exceso de Hg., nulo (se combina totalmente).
 Exceso de I... .. 73 gr.

Problema 3. ¿En qué relación se hallarán las cantidades de O que se combinan con 40 gr. de N en los compuestos: N_2O , N_2O_2 , N_2O_3 , N_2O_4 y N_2O_5 ?

Averiguaremos primero las cantidades de O que se combinan con dicha cantidad de N, en cada uno de los casos de los mencionados compuestos, para lo cual razonaremos como sigue:

1.º Para el óxido nitroso:

| | | | | | | | | | | |
|----|--------|----|-----|----|---|----|-------------|----|----|----|
| Si | con... | 28 | gr. | de | N | se | combinan... | 16 | de | O. |
| " | ... | 40 | " | " | " | " | ... | X | " | " |

$$X = 22,85.$$

2.º Para el óxido nítrico:

$$\frac{28}{32} = \frac{40}{Y}; Y = 45,7$$

3.º Para el anhídrido nitroso:

$$\frac{28}{48} = \frac{40}{Z}; Z = 68,55$$

4.º Para el peróxido de nitrógeno:

$$\frac{28}{64} = \frac{40}{M}; M = 91,4$$

5.º Para el anhídrido nítrico:

$$\frac{28}{80} = \frac{40}{N}; N = 114,25$$

Finalmente, comparando estas cantidades de O entre sí, se ve que están en la relación:

$$22,85 = 22,85 \cdot 1$$

$$45,7 = 22,85 \cdot 2$$

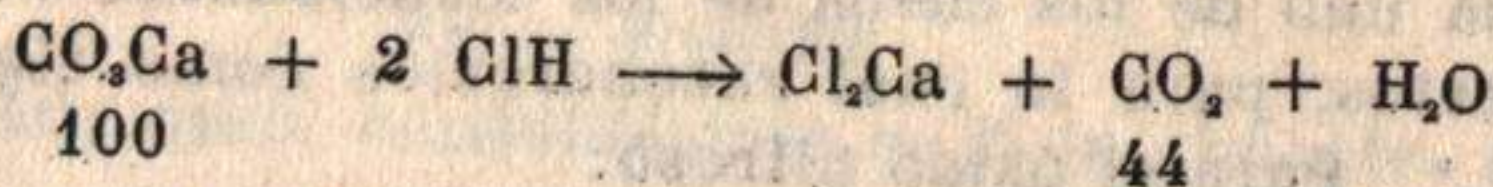
$$68,55 = 22,85 \cdot 3$$

$$91,4 = 22,85 \cdot 4$$

$$114,25 = 22,85 \cdot 5$$

Problema 4. Tratando 50 gr. de carbonato cálcico (CO_2Ca) por ácido clorhídrico, ¿qué pérdida de peso se experimenta? Si la reacción se hiciese en recinto cerrado, ¿cuál sería, en este caso, la pérdida?

Reacción:



La pérdida de peso se debe al anhídrido carbónico producido que se desprende; así que, calculando la cantidad de dicho gas, tendremos la

pérdida de peso. Para ello plantearemos la siguiente proporción:

Si... 100 gr. de CO_3Ca dan... 44 gr. de CO_2
50 " " " ... X " "

Escrito en forma de proporción:

$$\frac{100}{44} = \frac{50}{X}; X = 22 \text{ gr.}$$

Resultados: Pérdida de peso... .. 22 gr.
Si la reacción se verifica en recipiente cerrado, la pérdida de peso es, evidentemente, nula.

Problema 5. En el problema anterior, ¿qué cantidad de ClH hace falta para atacar todo el CO_3Ca ?

Reacción, la misma.

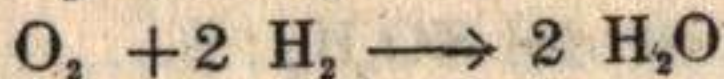
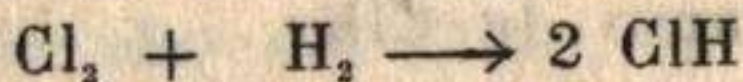
Planteo de la proporción:

Si 100 gr. de CO_3Ca necesitan... $2 \times 36,5$ gr. de ClH
50 " " " ... X " "

$$X = 36,5 \text{ gr. de ClH.}$$

Problema 6. Averiguar los volúmenes de gas hidrógeno que, a 0° y 760 mm. de presión, se combinan con 1 litro de Cl , O y N , y los volúmenes de ClH , H_2O y NH_3 que resultan de las respectivas reacciones. ¿Cuál es la relación existente entre los volúmenes de los gases que se combinan y el de los que se obtienen?

Las reacciones respectivas son:



Como es sabido que las ecuaciones que representan las reacciones entre los gases tienen tam-

bién una significación volumétrica, las anteriores nos indican que

un litro de $\left\{ \begin{array}{l} \text{oxígeno} \\ \text{cloro} \\ \text{nitrógeno} \end{array} \right\}$ se combinan con

$\left. \begin{array}{l} \text{dos} \\ \text{uno} \\ \text{tres} \end{array} \right\}$ litros de H,

resultando dos litros de agua, ácido clorhídrico y amoníaco, respectivamente.

La relación de volúmenes es: 1 : 1; 1 : 2; 1 : 3.

La suma de los volúmenes de los cuerpos reaccionantes y del compuesto resultante están en la relación de 2 : 2; 3 : 2; 4 : 2. En estos dos últimos casos hay contracción de volumen, y en todos se comprueba la ley de Gay-Lusac.

Problema 7. ¿Cuál es el valor de la molécula gramo de las siguientes sustancias: ClH, SO₄H₂, NaOH, CO₃Na₂?

Como se sabe que la molécula gramo de una sustancia es una cantidad en gramos de la misma igual a su peso molecular, bastará averiguar los de las anteriores sustancias, cuyas fórmulas nos dan, y expresar dichas cantidades en gramos:

| | |
|-----------------------------------|------|
| Peso molecular del ClH : Cl... .. | 35,5 |
| H... .. | 1 |
| | 36,5 |

Molécula gramo de ClH... .. 36,5 gr.

| | |
|---|----|
| Peso molecular del SO ₄ H ₂ : S... .. | 32 |
| 4,O = 4 × 16... .. | 64 |
| 2,H = 2 × 1... .. | 2 |
| | 98 |

| | | |
|--|------------------------------------|-----|
| Molécula gramo del SO_4H_2 | 98 | gr. |
| Peso molecular del $\text{NaOH} : \text{Na} \dots$ | 23 | |
| | O... 16 | |
| | H... 1 | |
| | <hr/> | |
| | 40 | |
| Molécula gramo del $\text{NaOH} \dots$ | 40 | gr. |
| Peso molecular del $\text{CO}_3\text{Na}_2 : \text{C} \dots$ | 12 | |
| | $3, \text{O} = 3 \times 16 \dots$ | 48 |
| | $2, \text{Na} = 2 \times 23 \dots$ | 46 |
| | <hr/> | |
| | 106 | |
| Molécula gramo del $\text{CO}_3\text{Na}_2 \dots$ | 106 | gr. |

Problema 8. Una disolución de nitrato potásico, al 5 %, ¿cuántas moles por litro contiene? Dicha disolución contendrá 50 gr. por litro.

| | |
|--|--------------------------------------|
| Peso molecular del $\text{NO}_3\text{K} \dots$ | N... 14 |
| | $3, \text{O} = 3 \times 16 \dots$ 48 |
| | K... 39 |
| | <hr/> |
| | 101 |

La mol. del NO_3K vale, pues, 101 gr. Ahora estableceremos la siguiente proporción:

Si 101 gr. corresponden a... .. 1 mol.
 50 " corresponderán a ... X "
 $X = 0,49$ moles.

Resultado: Por litro contendrá... .. 0,49 moles.

Problema 9. Una disolución de cloruro potásico que contenga 0,7 moles por litro, ¿a qué % corresponde?

| | |
|---------------------------------------|------------|
| Peso molecular del $\text{ClK} \dots$ | Cl... 35,5 |
| | K... 39 |
| | <hr/> |
| | 74,5 |

La molécula gramo de ClK es, pues, 74,5 gramos. Las 0,7 moles serán $74,5 \cdot 0,7 = 52,15$ gra-

mos, que están contenidos en 1 litro; luego el % será 10 veces menor, o sea 5,215 gr. %.

Resultado: La disolución es de 5,215 gr. %.

Problema 10. ¿Qué volumen ocupan, en condiciones normales de presión y de temperatura. 36,5 gr. de ClH; 71 gr. de Cl; 32 gr. de O y 2,016 gramos de hidrógeno?

Dichas cantidades son, precisamente, una molécula gramo de cada una de las respectivas sustancias; luego el volumen ocupado por dichas cantidades será en todas igual a 22412 c.c.

Problema 11. ¿Qué volumen ocupará, a 0° C y 760 mm. de presión, 3 Kg. de gas Cl?

Sabemos que una mol. de Cl (71 gr.) ocupa, en las condiciones dichas, 22412 c.c., luego podremos plantear la siguiente proporción:

$$\frac{71 \text{ (gr. de Cl)}}{22,412 \text{ l.}} ; \frac{3000}{X} ; X = 946'9 \text{ litros.}$$

Problema 12. ¿Cuál es la densidad del ácido clorhídrico gaseoso con respecto al hidrógeno y al aire?

Haremos uso de la fórmula:

$$\text{Peso molecular} = 2 \cdot D^H = 29 \cdot D^A$$

Despejando D^H y D^A

$$D^H = \frac{P_m}{2} = \frac{36,5}{2} = 18,25$$

$$D^A = \frac{P_m}{29} = \frac{36,5}{29} = 1,2$$

Problema 13. ¿Cuál es el peso molecular de una sustancia sabiendo que 1 gr. reducido a

gas ocupa un volumen de 0,02 litros a 150° y 760 milímetros de presión?

Haremos uso de la ecuación de los gases perfectos:

$$P \cdot V = n \cdot RT; p \cdot v = \frac{m}{M} \cdot RT$$

de donde:

$$M = \frac{m \cdot RT}{pv} = \frac{1 \cdot 0,02 \cdot 423}{1 \cdot 0,082} = 173$$

Resultado: El peso molecular pedido es 173.

Problema 14. ¿Cuál es la masa absoluta de un átomo de cloro, de hidrógeno y de oxígeno?

Sabiendo que la molécula gramo del hidrógeno es 2,016 y que el número de moléculas contenidas en dicha cantidad es $6,06 \cdot 10^{23}$. (Número de Avogadro), la masa pedida será:

$$\frac{2,016}{6,06 \cdot 10^{23}} = 3,3 \cdot 10^{-24} \text{ gr.}$$

Para averiguar ahora el peso absoluto del átomo del Cl y del O bastará multiplicar dicho número por 35,5 y por 16, respectivamente, y así tendremos:

Para el cloro: Peso absoluto de un átomo:

$$3,3 \cdot 10^{-24} \times 35,5 = 117,15 \times 10^{-24}.$$

Para el oxígeno: Peso absoluto de un átomo:

$$3,3 \cdot 10^{-24} \times 16 = 52,8 \times 10^{-24}.$$

Problema 15. Si por datos experimentales se conoce el peso molecular y la composición centesimal de un compuesto químico, su fórmula se puede determinar como sigue:

Supongamos un compuesto químico de $P_m = M$ y que el análisis cualitativo nos indica

se halla formado por tres elementos A, B y C, y cuya composición centesimal es:

| | | | | |
|-------------------|------|-----|---|---|
| Del elemento A... | ... | ... | a | % |
| " " | B... | ... | b | % |
| " " | C... | ... | c | % |

1.º Se determinan primero las cantidades de cada elemento que hay en una molécula del cuerpo en cuestión (composición molecular), mediante las siguientes proporciones:

$$\frac{100}{a} = \frac{M}{x}; \quad \frac{100}{b} = \frac{M}{y}; \quad \frac{100}{c} = \frac{M}{z}$$

de las cuales podemos obtener:

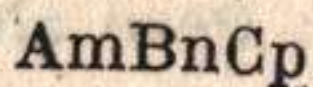
$$x = \frac{a \cdot M}{100}; \quad y = \frac{b \cdot M}{100}; \quad z = \frac{c \cdot M}{100}$$

2.º Para averiguar el número de átomos de cada elemento, basta dividir las cantidades antes determinadas, x , y y z por los pesos atómicos de los elementos respectivos: P_a , P_b , P_c :

$$\frac{x}{P_a} = m; \quad \frac{y}{P_b} = n; \quad \frac{z}{P_c} = p.$$

y estos serán los subíndices que afectarán a los símbolos de los elementos constitutivos.

La fórmula del compuesto será:



Problema 16. Determinación de la composición centesimal de un compuesto conocida su fórmula y peso molecular.

Si M es el peso molecular y a , b y c las cantidades que en la molécula hay de los tres elementos de que se supone está formado el compuesto, la determinación de la cantidad de cada

uno de ellos que habrá en 100 partes, se averiguará por las sencillas proporciones siguientes:

Elemento 1.º: Si en M hay... .. a

" 100 habrá... .. x ;

$$x = \frac{a \cdot 100}{M} = \% \text{ del elemento 1.º}$$

Elemento 2.º: Si en M hay b

" 100 contendrá... y ;

$$y = \frac{b \cdot 100}{M} = \% \text{ del elemento 2.º}$$

Elemento 3.º: Si en M hay... .. c

" 100 habrá... .. z ;

$$z = \frac{c \cdot 100}{M} = \% \text{ del elemento 3.º}$$

Por ejemplo: Determinación de la composición centesimal del ácido sulfúrico. Su fórmula es SO_4H_2 y su peso molecular 98.

Es evidente que en 98 gr. de SO_4H_2 hay:

$$4 \times 16 \text{ gr.} = 64 \text{ gr. de oxígeno.}$$

$$1 \times 32 \text{ gr. de azufre.}$$

$$2 \times 1 \text{ gr. de hidrógeno.}$$

Para determinar la composición centesimal no hay más que sustituir en las ecuaciones anteriores M por 98 y a, b y c por 64, 32 y 2, respectivamente.

Problema 17. ¿Cuál sería el peso atómico del oxígeno comparando la serie de compuestos oxigenados que se exponen en la siguiente tabla, en la que se dan también sus pesos moleculares y el % de O?

| | Pm. | % de O. |
|---------------------|----------|-----------|
| SO ₂ ... | 64 | ... 49,9. |
| CO ₂ ... | 44 | ... 72,7. |
| NO ₂ ... | 46,01... | 69,5. |

Primeramente, mediante las siguientes proporciones, se calcula la cantidad de O contenida en una molécula de cada uno de esos cuerpos:

$$\text{Para el SO}_2 : \frac{100}{49,9} = \frac{64}{x} ; x = 32.$$

$$\text{Para el CO}_2 : \frac{100}{72,7} = \frac{44}{y} ; y = 32.$$

$$\text{Para el N}_2\text{O}_4 : \frac{100}{69,5} = \frac{46,01}{z} ; z = 32.$$

Y ahora se determina el m. c. d. de los números resultantes, que es 32.

Resultado: Obtendríamos, pues, para peso atómico del O, estudiando sólo dichos cuerpos 32.

Problema 18. Averiguar el peso atómico del O, añadiendo a la lista de cuerpos citados en el problema anterior, los siguientes:

| | Pm. | % de O. |
|---------|-----------|-----------|
| Agua... | ... 18... | ... 88,8. |
| Etanol. | ... 46... | ... 34,7. |

Completemos con estos datos el O contenido en una molécula, como en el problema anterior:

$$\text{Para el agua: } \frac{100}{88,8} = \frac{18}{x} ; x = 16.$$

$$\text{Para el etanol: } \frac{100}{34,7} = \frac{46}{y} ; y = 16.$$

Y al calcular ahora el m. c. d. de estos núme-

ros, junto con los anteriores, encontramos 16, que es el verdadero peso atómico del O.

Problema 19. Hallar el equivalente químico del azufre, sabiendo que la composición centesimal del ácido sulfhídrico es:

| | | | | |
|------|-----|-----|-----|----------|
| S... | ... | ... | ... | 94,07 %. |
| H... | ... | ... | ... | 5,82 %. |

Basta para ello averiguar la cantidad de azufre que se une a un átomo-gramo de H, lo que se consigue resolviendo la siguiente proporción:

$$\frac{94,08}{5,88} = \frac{x}{1,008}; \quad x = \frac{94,08 \cdot 1,008}{5,88} = 16.$$

Resultado: El equivalente químico del azufre es 16.

Problema 20. Averiguar el equivalente químico del Zn. sabiendo que el peso molecular del cloruro de zinc es 136,294 y que su composición molecular es:

| | | | |
|-------|-----|-----|---------|
| Zn... | ... | ... | 65,38. |
| Cl... | ... | ... | 70,914. |

En este caso determinaremos el equivalente del zinc averiguando la cantidad de éste, que reemplazaría a un equivalente de H, o lo que es lo mismo, la cantidad de dicho metal que se combina con un equivalente de Cl. Como el equivalente del Cl es 35,457, y como:

70,914 = 2 · 35,457, el equivalente buscado será:

$$\frac{65,38}{2} = 32,69.$$

Problema 21. ¿Cuál es la valencia del zinc sabiendo que su peso atómico es 65,38 y su equivalente químico 32,69? ¿Cuál es la del azufre

sabiendo que los mismos datos valen, respectivamente, 32 y 16?

Como sabemos que el cociente del peso atómico de un elemento por su equivalente, determina el número que indica su valencia, para los casos que se piden podremos escribir:

$$\text{Valencia} = \frac{\text{Peso atómico}}{\text{Equivalente}}$$

$$\text{Para el Zn... .. Valencia} = \frac{65,38}{32,69} = 2.$$

$$\text{Para el S... .. Valencia} = \frac{32}{16} = 2.$$

Resultado: Ambos elementos son divalentes.

Problema 22. Averiguar los pesos de O e H que se combinan con 100 gr. de S para formar SO_2 y SH_2 y comprobar que dichos elementos se unen entre sí, para formar H_2O_2 , en la misma relación que se hallan formando dichos cuerpos.

Estableceremos las siguientes proporciones:

Para el SO_2 : Si 32 gr. de O se combinan con... .. 32 gr. de S
 x gr. de O se combinan con... .. 100 " "
 x = 100 gr. de O.

Para el SH_2 : Si 2 gr. de H se unen a 32 gr. de S
 y " " " " 100 " "
 y = 6,25 gr. de H.

Cálculo de la relación en que se encuentran el H y el O en estos compuestos:

$$\frac{x}{y} = \frac{100}{6,25} = 16.$$

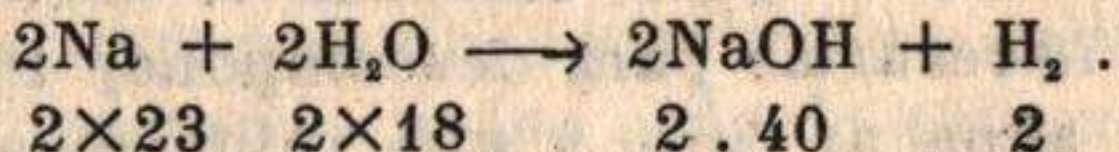
Como la fórmula del agua oxigenada es H₂O₂, la relación de pesos del O y del H será aquí:

$$\frac{O_2}{H_2} = \frac{32}{2} = 16. \text{ Valor igual al anterior.}$$

Este resultado comprueba la ley de los números proporcionales.

Problema 23. ¿Cuántos gramos de H se desprenden en la descomposición del agua por 100 gramos de sodio?

Primeramente estableceremos la ecuación de obtención del H:



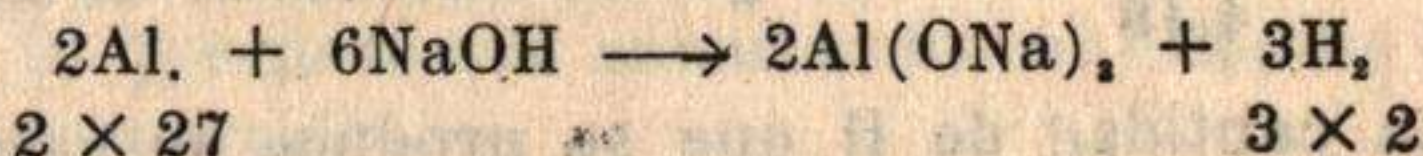
la cual nos permite plantear la siguiente proporción:

| | | | | | |
|----|--------|-----------|-------------|-----|------------|
| Si | 2 × 23 | gr. de Na | producen... | ... | 2 gr. de H |
| | 100 | " | " | " | x " " |

$$\frac{46}{2} = \frac{100}{x} ; x = \frac{200}{46} = 43 \text{ gr. de H.}$$

Problema 24. ¿Cuántos litros de H, medidos en condiciones normales de p y t se prepararán tratando un Kg. de Al. por NaOH a la ebullición?

La reacción:



nos indica que 2 × 27 gr. de Al. proporciona 3 × 2 gr. de H; luego la cantidad suministrada por 1 Kg. de Al. nos la dará la siguiente proporción:

$$\frac{54}{6} = \frac{1000}{x} ; x = \frac{6000}{54} = 111 \text{ gr. de H.}$$

Para saber ahora estos gramos de H cuántos litros representan, podemos razonar así:

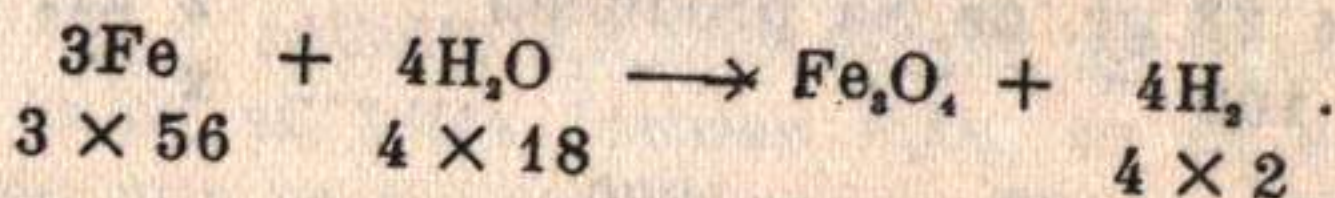
Si una molécula gramo (2 gr.) de H ocupan (en condiciones normales de presión y temperatura) el volumen de 22412 c.c., los 111 gr. ocuparán un volumen de x litros. Puesto en forma de proporción tendremos:

$$\frac{2}{22412} = \frac{111}{x} ; x = 1243,866 \text{ litros}$$

Resultado: Se obtendrán 1243,866 litros.

Problema 25. ¿Qué cantidad de limaduras de Fe serán necesarias para descomponer 100 gr. de vapor de agua al rojo, y qué volumen a 0° C. y 760 mm. de p. ocupará el H desprendido?

La reacción, según la cual se descompone el agua por el Fe al rojo, es:



Para calcular la cantidad de Fe podremos plantear la siguiente proporción:

$$\frac{3 \cdot 56 \text{ (gr. de Fe)}}{4 \cdot 18 \text{ (gr. de H}_2\text{O)}} = \frac{x}{100} ;$$

$$x = \frac{3 \cdot 56 \cdot 100}{4 \cdot 18} = 233 \text{ gr. de limaduras de Fe.}$$

La cantidad de H que se produce se calcula mediante la proporción:

$$\frac{3 \cdot 56 \text{ (gr. de Fe)}}{2 \cdot 4 \text{ (gr. de H)}} = \frac{233}{x} ;$$

$$x = \frac{2 \cdot 4 \cdot 233}{3 \cdot 56} = 11,1 \text{ gr. de H.}$$

El volumen ocupado por esta cantidad de H

Si 2 . 18 gr. de H₂O al descomponerse dan... .. 4 gr. de H .
 x gr. de H₂O al descomponerse darán 2,5 " "
 $x = 22,5$ gr. de agua.

El volumen ocupado por el H se calculará, como en problemas anteriores, sabiendo que 1 mol. de cualquier gas (a 0° y 760 mm.) ocupa 22412 c.c.; luego:

Si 2 gr. de H ocupan... 22412 c.c. }
 2,5 " " ocuparán y " } = 28'015 lits.

Resultado: Cantidad de agua descompuesta... .. 22,5 gr.
 Volumen del H... .. 28'015 litros

Problema 27. Determinación de los pesos de ácido sulfúrico y cinc necesarios para obtener 120 litros de H a 28° C. y 704 mm. de presión.

Primeramente reduciremos los 120 l. de H a las condiciones normales de presión y de temperatura, para lo cual haremos uso de la ecuación de los gases perfectos:

$$p' \cdot v' = P_0 \cdot V_0 (1 + \alpha \cdot t)$$

de donde:

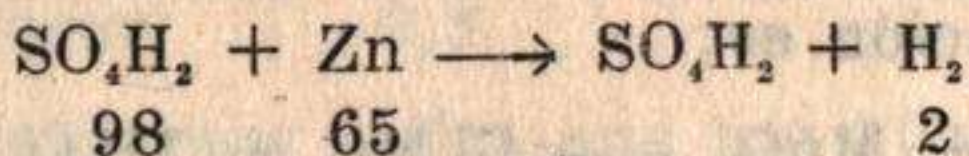
$$v_0 = \frac{p' v'}{P_0 (1 + \alpha \cdot t)} ; \text{ y reemplazando valores:}$$

$$V_0 = \frac{120 \cdot 704}{760 (1 + 0'0367 \cdot 28)} = 100,7 \text{ litros.}$$

Y ahora podremos calcular el peso de este volumen sabiendo lo que pesan 22,412 l. en las mismas condiciones de **p** y **t**:

$$\frac{22,412 \text{ l.}}{2 \text{ gr.}} = \frac{100,7}{x} ; x = 8,99 \text{ gr. de H.}$$

La reacción de obtención de H a partir del Zn y del $S_1O_4H_2$ es:



Y mediante ella podemos calcular la cantidad de sulfúrico y Zn como sigue:

Para el ácido sulfúrico: $\frac{98}{2} = \frac{x}{8,99}$; $x = 440'5$ gr.

Para el Zn: $\frac{65}{2} = \frac{y}{8,99}$; $y = 292$ gr.

Resultados: Cantidad de Zn necesaria 292 gr.
Cantidad de ácido. 440'5 "

Problema 28. ¿Cuánto pesan un litro de fluor y un litro de cloro en condiciones normales de presión y de temperatura?

Peso molecular del F = 38.

" " " Cl = 71.

El volumen ocupado en condiciones normales por una molécula gramo de F. y de Cl sabemos que es de 22,412 l.; luego el peso de 1 l. de dichos gases será:

Para el fluor:

$$\frac{38}{22,412} = 1,69 \text{ gr.}$$

Para el cloro:

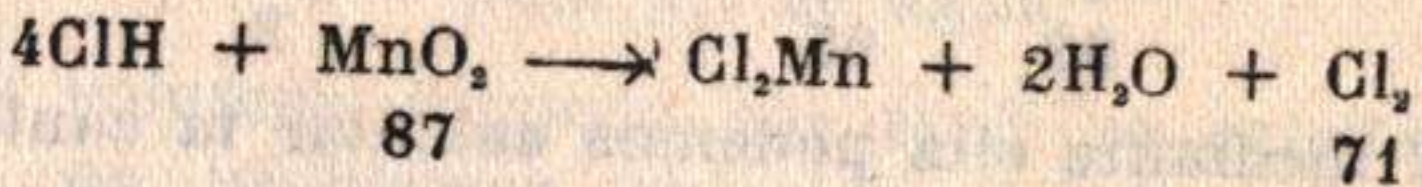
$$\frac{71}{22,412} = 3,16 \text{ gr.}$$

Resultado: Peso del litro normal del fluor... .. 1,69 gr.
Peso del litro normal del cloro... .. 3,16 "

Problema 29. ¿Qué cantidad de cloro, expresada en peso y en volumen (en condiciones

normales) se obtienen por la oxidación del ClH mediante 100 gr. de MnO₂?

La reacción es:



Podremos plantear la siguiente proporción, basada en la anterior reacción:

$$\frac{87 \text{ (gr. de MnO}_2\text{)}}{71 \text{ (gr. de Cl)}} = \frac{100}{x} ; x = 81,6 \text{ gr. de Cl.}$$

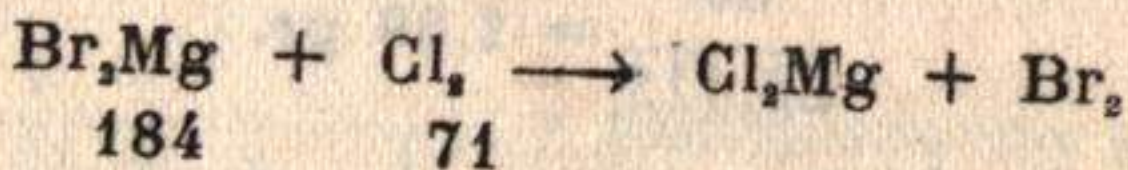
El volumen ocupado por los 81,6 gr. de Cl lo calcularemos ahora por esta otra proporción:

$$\frac{71 \text{ (gr. de MnO}_2\text{)}}{22,412 \text{ litros}} = \frac{81,6}{y} ; y = 25,75 \text{ litros.}$$

Resultado. Peso del cloro obtenido... 81,6 gr.
 Volumen ocupado en condiciones normales... .. 25,75 l.

Problema 30. ¿Cuántos gramos de Br se obtendrán haciendo pasar 10 l. de cloro, medidos a 10° C. y 740 mm. de presión, por una disolución de bromuro magnésico?

Reacción:



Primeramente averiguaremos cuánto pesan los 10 l. de Cl, para lo cual comenzaremos por reducirlos a las condiciones normales de p y t, aplicando la ecuación de los gases perfectos:

$$V_0 = \frac{P' \cdot V'}{p_0 (1 + \alpha \cdot t)} = \frac{740 \cdot 10}{760 (1 + 0,00367 \cdot 10)}$$

= 9,3 litros.

Y ahora plantearemos la siguiente proporción:

$$\frac{71 \text{ (gr. de Cl)}}{22,412 \text{ litros}} = \frac{x}{9,3} ; x = 29,4 \text{ gr. de Cl}$$

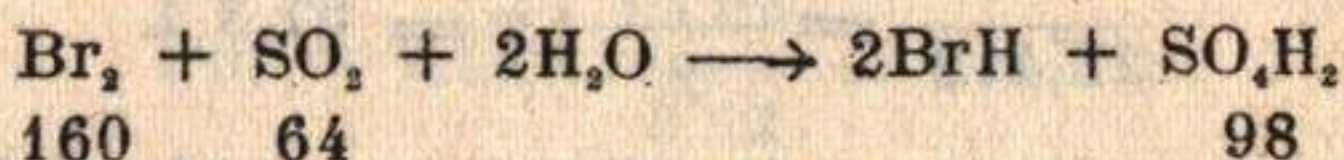
La reacción nos indica que con 71 gr. de Cl se obtienen 160 gr. de Br., luego:

$$\frac{71 \text{ (gr. de Cl)}}{160 \text{ (gr. de Br.)}} = \frac{29,4}{y} ; y = 66,3 \text{ gr.}$$

Resultado: Se obtendrán 66,3 gr. de Br.

Problema 31. ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico se podría obtener oxidando gas SO_2 por la acción de 100 gr. de Br.? ¿Qué volumen de gas SO_2 , medido en condiciones normales de p y t , será oxidado por dicha cantidad de Br.?

Reacción:



Determinación de la cantidad de ácido sulfúrico:

$$\frac{160 \text{ (gr. de Br.)}}{98 \text{ (gr. de ac.)}} = \frac{100}{x} ; x = 61,2 \text{ gr. de SO}_4\text{H}_2$$

Determinación del SO_2 . En peso:

$$\frac{160 \text{ (gr. de Br.)}}{64 \text{ (gr. de SO}_2\text{)}} = \frac{100}{y} ; y = 40 \text{ gr. de SO}_2$$

En volumen:

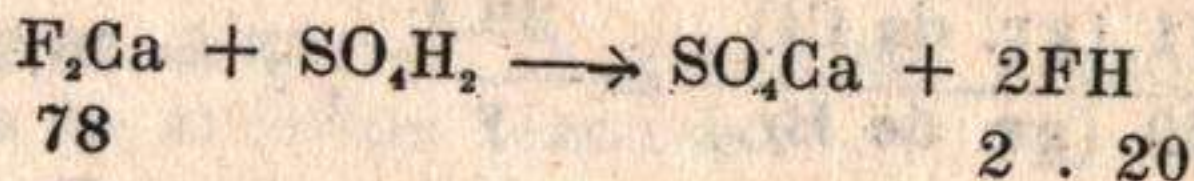
$$\frac{64 \text{ (gr. de SO}_2\text{)}}{22,412 \text{ l.}} = \frac{40}{z} ; z = 14,06$$

Resultado: Cantidad de SO_4H_2 obtenido. 61,2 gr.
Volumen del SO_2 oxidado... 14,06 gr.

Problema 32. ¿Qué cantidad, en peso y en volumen, de FH se obtendrá tratando 100 gr. de

F₂Ca por ácido sulfúrico? El gas producido se recoge en agua y se completa el volumen hasta hacer exactamente un litro. ¿Cuál será la concentración de la disolución obtenida, expresada en % y en moléculas gramo por litro?

Reacción:



Determinación de la cantidad de FH. En peso:

Si 78 gr. de F₂Ca producen...
 2 · 20 gr. de FH
 100 gr. de F₂Ca producen x } x = 51,2 gr. FH.

Determinación de la cantidad de FH en volumen:

$$\frac{20}{22,412} = \frac{51,2}{y}; y = 57,3 \text{ l.}$$

Para contestar a la última pregunta del problema tendremos en cuenta que la mol. de FH vale 20 gr., luego en los 51,2 gr. habrán $\frac{51,2}{20} = 2,56$ moles, que serán las contenidas en 1 l.

Para averiguar el % bastará, en este caso, dividir por 10 los 51,2 gr., o sea: 5,12 %.

| | | |
|--------------------|--|-------------|
| Resultados: | Cantidad de FH obtenido (en peso)... | 51,2 gr. |
| | Cantidad de FH obtenido (en volumen)... | 57,3 l. |
| | Concentración de la disolución en moles por litro... | 2,56 moles. |
| | Concentración expresada en %... | 5,12 %. |

Problema 33. ¿Cuál es el peso molecular de una substancia, de la cual una disolución acuosa al 23,05 por mil produce un descenso crioscópico de 0,73° C?

La fórmula aplicable en este caso es:

$$P_m = \frac{K \cdot m}{D}$$

en la que representan:

K, descenso molecular del H₂O = 1,86.

m, peso de la substancia disuelto en 1 l. 23,05.

D, descenso crioscópico observado 0,73° C.

Reemplazando valores:

$$P_m = 1,86 \cdot \frac{23,05}{0,73} = 58,7 \text{ gr.}$$

Resultado: El peso molecular buscado es: 58,7 gramos.

Problema 34. En 70 gr. de benceno se disuelven 0,913 gr. de naftalina, y se ocasiona un descenso del punto de congelación de 0,52° C. ¿Cuál es el peso molecular de aquel cuerpo?

La fórmula: $P_m = \frac{K \cdot m}{D}$ tendremos que modificarla calculando previamente **m** (peso de la substancia disuelta en 1000 partes del disolvente), para lo cual, plantearemos la siguiente proporción:

$$\frac{70 \text{ (gr. benceno)}}{0,913 \text{ (gr. naftalina)}} = \frac{1000}{x}; x = \frac{0,913 \cdot 1000}{70}$$

Las tablas nos dan para valor de K, en este

caso, $K = 51$; reemplazando estos valores en la fórmula general anterior, tendremos:

$$P_m = K \cdot \frac{m}{D} = \frac{51 \cdot 0,913 \cdot 1000}{70 \cdot 0,52} = 127,8.$$

Resultado: El peso molecular de la naftalina resulta ser igual a 127,8.

Problema 35. Por crioscopia se determina que el descenso del punto de congelación para una disolución de ClH, que contiene 6,48 gr. por litro, vale $0,58^\circ$. ¿Cuál es el peso molecular aparente de este electrolito? ¿Cuál es su grado de disociación?

Para responder a la primer parte del problema bastará aplicar la fórmula:

$$P_m = K \cdot \frac{m}{D}$$

de la cual reemplazando valores obtendremos:

$$P_m = 1,86 \cdot \frac{6,48}{0,58} = 20,8,$$

peso molecular aparente del ClH.

Para la segunda parte tendremos en cuenta que el grado de disociación de un electrolito es el cociente que resulta de dividir el número de moléculas disociadas por el número de moléculas existentes en la disolución, si no se verificase la disociación electrolítica, y su valor se deduce de la fórmula:

$$a = \frac{M - M'}{M'}$$

en la que M representa el peso molecular normal y M' el aparente. Como el peso molecular normal, en este caso, vale 36,5 y el anómalo (M') lo aca-

hemos de determinar (20,8), tendremos para el grado de disociación:

$$\alpha = \frac{36,5 - 20,8}{20,8} = 0,75$$

Resultados: Peso molecular aparente... 20,8
Grado de disociación. ... 0,75

Problema 36. ¿Cuál es el valor de un ion-gramo, para cada uno de los siguientes iones: Cu' , Cu'' , Ag' , Fe'' , Fe''' , SO_4'' , NO_3' , CO_3'' , $\text{CO}_3\text{H}'$? ¿Qué carga eléctrica lleva cada ion-gramo de los indicados?

Resultados: Recordando que ion-gramo es el peso molecular del ion expresado en gramos, podremos escribir:

Ion-gramo de Cu' 63,5 gr.; de Fe'' 55,8 gr.
de NO_3' 62 gr.
Ion-gramo de Cu'' 63,5 gr.; de Fe''' 55,8 gr.
de CO_3' 60 gr.
Ion-gramo de Ag' 108 gr.; de SO_4'' 96 gr.
de $\text{CO}_3\text{H}'$ 61 gr.

Cálculo de la carga eléctrica que lleva cada gramo ion de los arriba indicados.

Si la valencia de un ion es n , la carga eléctrica que llevará este ion será $n \cdot 96490$ culombios; luego para los iones dichos será:

Carga del ion-gramo de:

| | | |
|-------------------------------|-------------|------------------|
| Cu' | 1 . 96490 = | 96490 culombios. |
| Cu'' | 2 . 96490 = | 192980 " |
| Ag' | 1 . 96490 = | 96490 " |
| Fe'' | 2 . 96490 = | 192980 " |
| Fe''' | 3 . 96490 = | 289470 " |
| SO_4'' | 2 . 96490 = | 192980 " |
| NO_3' | 1 . 96490 = | 96490 " |
| CO_3'' | 2 . 96490 = | 192980 " |
| $\text{CO}_3\text{H}'$ | 1 . 96490 = | 96490 " |

Problema 37. Por una disolución de nitrato de plata se hace pasar una corriente eléctrica de dos amperios durante tres horas. ¿Qué cantidad de Ag se ha depositado en el cátodo?

$$3 \text{ horas} = 3 \cdot 60 \cdot 60 = 10800 \text{ segundos.}$$

La corriente de 2 amperios durante las 3 horas ha suministrado:

$$2 \cdot 10800 \text{ culombios} = 21600 \text{ culombios.}$$

Para averiguar la cantidad de Ag depositada, razonaremos así:

| | | |
|------------------------------|-------|-----------|
| Si para depositar 108 gr. de | | |
| Ag (ion-gramo) precisan... | 96490 | culombios |
| para depositar x gr. de Ag | | |
| precisan... .. | 21600 | " |

o sea:

$$\frac{108}{x} = \frac{96490}{21600}; \quad x = 24,1 \text{ gr. de Ag.}$$

Resultado: Cantidad de plata depositada en el cátodo. 24,1 gr.

Problema 38. ¿Cuántos culombios tendrían que emplearse para que electrolizando agua ligeramente acidulada con ácido sulfúrico se obtengan 5 l. de O, medidos a 20° C. y 697 mm. de presión?

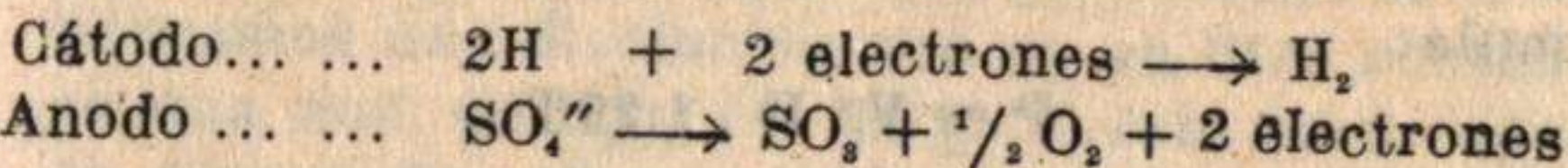
Primeramente averiguaremos el peso de dicho O; para lo cual comenzaremos por reducir su volumen a las condiciones normales, aplicando la ecuación de los gases perfectos:

$$V_0 = \frac{V' \cdot P'}{P_0 (1 + \alpha \cdot t)} = \frac{5 \cdot 697}{760 \cdot (1 + 0,00367 \cdot 20)} = 4,2 \text{ litros.}$$

Y ahora razonaremos así:

| | |
|--|-----------|
| Si 32 gr. de O (1 mol.) ocupan. | 22,412 l. |
| x " " ocuparán... .. | 4,2 " |
| $x = 5,9$ gr. que pesan los 5 l. de O. | |

Finalmente, para averiguar la cantidad de electricidad necesaria, deberemos tener en cuenta las reacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo, que son las siguientes:



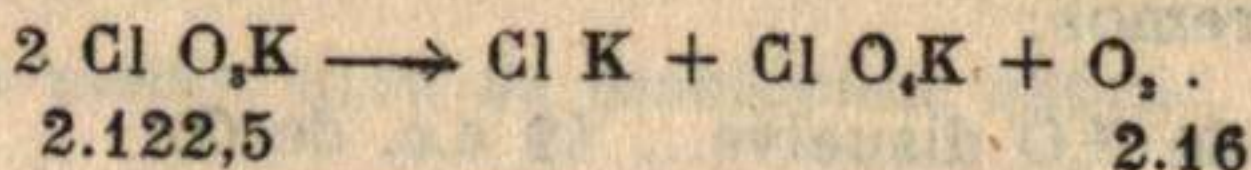
de donde se deduce que cada 2.96490 culombios dejan libre $\frac{1}{2}$ molécula de O; luego podremos plantear la siguiente proporción:

| | |
|---|--|
| Si 16 gr. de O ($\frac{1}{2}$ mol.) necesitan 2.96490 culom. | |
| 5,9 " " " " " x " | |
| $x = 71161$ culombios. | |

Resultado: Tendrían que emplearse 71161 culombios.

Problema 39. ¿Qué volumen de O, medido a 15° y 740 mm., se obtendrá calentando 200 gr. de clorato potásico a temperatura que no exceda de 360°? ¿Qué volumen mínimo de agua se necesitará para disolver totalmente el O desprendido, a 0° C y presión de una atmósfera? **Datos:** Densidad del O con respecto al aire, 1,1053; peso de un litro de aire = 1,293 gr.; 1 l. de agua disuelve, a 0° y 760 mm. de presión 49 c.c. de O.

Reacción:



Puesto que la temperatura que nos indican es inferior a la de descomposición del perclorato, só-

lo obtendrá la cantidad de O indicada por la anterior igualdad. Para averiguarla, plantearemos la siguiente proporción:

Si 2.122,5 gr. de $\text{Cl O}_3\text{K}$ suministran... 2.16 gr. de O
 200 " " " " x

$$x = 26,1 \text{ gr. de O.}$$

Para pasar del peso al volumen, como sabemos la densidad del gas, podemos aplicar la fórmula:

$$P = V \cdot D \cdot 1,293$$

de donde:

$$V = \frac{P}{D \cdot 1,293} = \frac{26,1}{1,1053 \cdot 1,293} = 18,2 \text{ litros.}$$

Este volumen se supone medido a 0° y 760 milímetros; para reducirlo a los datos del problema, aplicaremos la ley de los gases perfectos:

$$P' \cdot V' = P_0 \cdot V_0 (1 + \alpha \cdot t)$$

de la cual, despejando V' se tiene:

$$V' = \frac{V_0 \cdot P_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)}{P'}$$

$$V' = \frac{760}{740} \cdot 18,2 (1 + 0,00367 \cdot 15) = 19,59 \text{ litros}$$

Finalmente, para averiguar la cantidad de agua que se saturará con los 18,2 litros de O (a 0° y 760 mm.), sabiendo que 1 l. disuelve 49 c.c., diremos:

Si 1 l. de H_2O disuelve... 49 c.c. de O.

x " " " ... 18,200 c.c.;

$$x = 371,42 \text{ l. H}_2\text{O}$$

Problema 40. Al agua oxigenada de un título de 10 volúmenes de oxígeno, ¿qué % de H_2O_2 le corresponde?

La reacción de descomposición del H_2O_2 es:



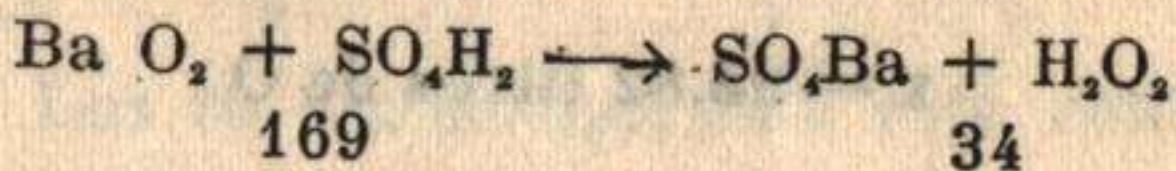
Es decir que 34 gr. de H_2O_2 desprenden 16 gramos de O, que corresponden a un desprendimiento de 11,206 l. del mismo gas. Luego si consideramos una disolución que en un litro contenga una mol. de H_2O_2 (= 34 gr.), ésta será capaz de desprender 16 gr. de O, que representan un volumen de 11,2 l. Dicha disolución sería del 3,4 % de H_2O_2 ; luego podremos escribir:

$$\frac{3,4}{11,2} = \frac{x}{10}; \quad x = 3,03 \text{ \% de } H_2O_2$$

Resultado: La solución de H_2O_2 propuesta es de una riqueza del 3,03 %.

Problema 41. ¿Cuántos gramos de peróxido de bario son necesarios para preparar medio litro de H_2O_2 de 12 vols.?

Reacción de preparación del H_2O_2



Cálculo de la cantidad de H_2O_2 pura que contiene el medio litro de H_2O_2 de 12 volúmenes:

$$\frac{34}{11,2} = \frac{x}{12}; \quad x = 36,42 \text{ gr. de } H_2O_2 \text{ por litro.}$$

En medio litro de disolución habrá:

$$\frac{36,42}{2} \quad 18,21 \text{ . gr. de HO}$$

Y finalmente, para calcular la cantidad de BaO_2 necesaria para preparar esta cantidad de H_2O_2 , basándonos en la reacción, razonaremos así:

$$\frac{169 \text{ (gr. BaO}_2\text{)}}{34 \text{ (gr. H}_2\text{O}_2\text{)}} = \frac{z}{18,21}; z = 90,513 \text{ gr. de BaO}_2$$

Resultado: La cantidad necesaria de BaO_2 para preparar medio litro de agua oxigenada de 12 volúmenes es 90,531 gramos.

Problema 42. ¿Una disolución de agua oxigenada del 30 % (perhidrol), qué volumen de O es capaz de desprender?

Recordemos el resultado del razonamiento del problema anterior, que dice así:

Una disolución al 3,4 % de H_2O_2 ... desprende 16 gr. de $\text{O} = 11,2$ volúmenes

Plantearemos ahora la correspondiente proporción así:

Si 3,4 gr. de H_2O desprenden..... 11,2 vols. de O
 30 " " desprenderán... x " "

$$x = 98,82 \text{ litros de O}$$

Problema 43. A partir del perhidrol (agua oxigenada del 30 %) se quieren preparar dos litros de disolución de H_2O_2 de 8 volúmenes. ¿Qué cantidad de aquél se gastará?

Comenzaremos por calcular los dos litros de H_2O_2 de 8 vols. cuántos gr. de H_2O_2 pura contienen; para ello recordaremos que de la ecuación de descomposición del H_2O_2 se deduce que una mol. de aquel cuerpo desprende 11,2 l. de O , con

ayuda de lo cual podremos plantear la siguiente proporción:

$$\frac{34 \text{ (gr. de H}_2\text{O}_2\text{)}}{11,2 \text{ (litros de O)}} = \frac{x}{8};$$

$$x = 24,28 \text{ gr. de H}_2\text{O}_2 \text{ por l.}$$

luego los 2 litros contendrán evidentemente:

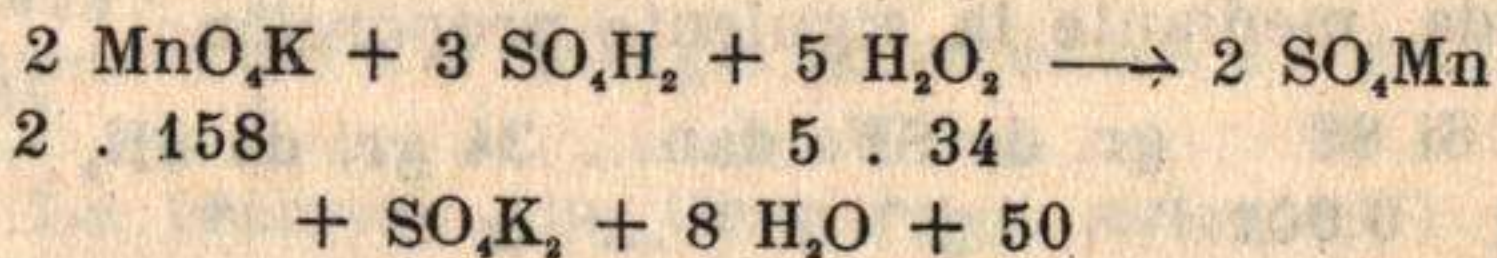
$$2 \cdot 24,28 = 48,56 \text{ gr. de H}_2\text{O}_2 \text{ pura.}$$

Cálculo de la cantidad de perhidrol:

| | |
|---------------------------------------|---|
| Si 100 gr. de perhidrol contienen.... | 30 gr. de H ₂ O ₂ |
| y " " " " " " " " " " " " " " " " | contendrán.. 48,56 " |
| | $y = 161,86$ |

Problema 44. ¿Cuántos c.c. de una disolución de MnO₄K al 2,5 % son decolorados por 20 c.c. de H₂O₂ de 5 vols. en medio ácido?

Reacción correspondiente:



1.º El H₂O₂ de 5 vols. contiene:

$$\frac{34}{11,2} = \frac{x}{5}; \quad x = 15,178 \text{ gr. de H}_2\text{O}_2 \text{ por litro.}$$

2.º Los 20 c.c. de H₂O₂ de 5 vols. contienen:

$$\frac{1000}{15,178} = \frac{20}{y}; \quad y = 0,304 \text{ gr. de H}_2\text{O}_2$$

3.º Cálculo de la cantidad de MnO₄K que reacciona con dicha cantidad de H₂O₂. De la reacción podremos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{2 \cdot 158 \text{ (gr. MnO}_4\text{K)}}{5 \cdot 34 \text{ (gr. H}_2\text{O}_2\text{)}} = \frac{z}{0,304};$$

$$z = 0,564 \text{ gr. de MnO}_4\text{K}$$

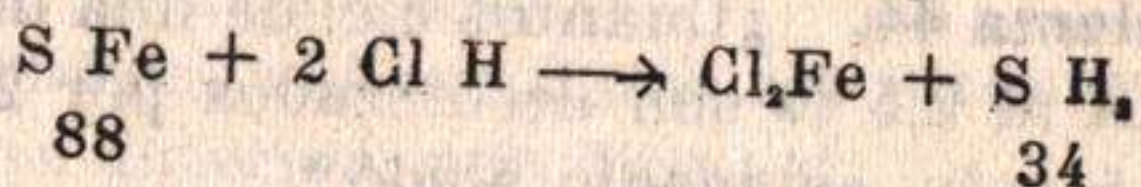
4.º Finalmente, para calcular el volumen de la disolución de MnO_4K , diremos:

$$\begin{array}{rcll} \text{Si } 100 \text{ c.c. contienen...} & 2,5 & \text{gr. } \text{MnO}_4\text{K} & \\ x \text{ c.c.} & \text{"} & \dots 0,564 & \text{"} \end{array}$$

$$x = 22,56 \text{ c.c. de la sol. de } \text{MnO}_4\text{K} \text{ al } 2,5 \%$$

Problema 45. Por una disolución de 0,01 gramos de I por litro, se hace burbujear el SH_2 que proviene de la descomposición de 1 mgr. de SFe por la cantidad de ClH suficiente. ¿Cuáles son las cantidades de IH, S, y I que existen después de la reacción?

Reacción de obtención del SH_2 :

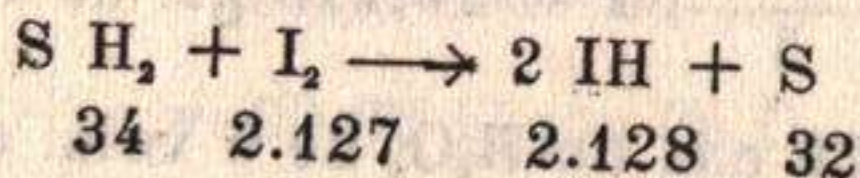


De ella deducimos la cantidad de SH_2 producida, mediante la siguiente proporción:

$$\begin{array}{rcll} \text{Si } 88 & \text{gr. de SFe dan...} & 34 & \text{gr. de } \text{SH}_2 \\ 0,001 & \text{"} & \dots & x \end{array}$$

$$x = 0,0004 \text{ gr. de } \text{SH}_2$$

La reacción del S H_2 con el I es la siguiente:



Para saber las cantidades de IH y de S, plantearemos las siguientes proporciones: Para el IH:

$$\frac{34 \text{ (gr. } \text{S H}_2\text{)}}{2.128 \text{ (gr. de IH)}} = \frac{0,0004}{x}; x = 0,0031 \text{ gr. de IH}$$

Para el S:

$$\frac{34 \text{ (gr. de } \text{S H}_2\text{)}}{32 \text{ (gr. de S)}} = \frac{0,0004}{y}; y = 0,00038 \text{ gr. azufre.}$$

Para el I:

$$\frac{34 \text{ (gr. de S H}_2\text{)}}{2.127 \text{ (gr. de I)}} = \frac{0.0004}{z} ; z = 0,0029 \text{ gr. de I}$$

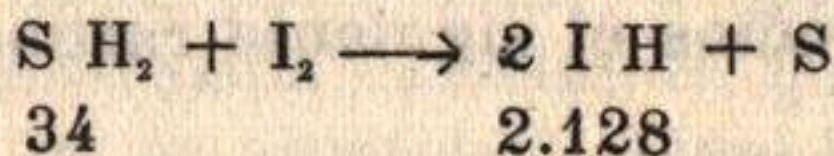
quedando libres... $0,01 - 0,0029 = 0,0071$ gr. de I

Problema 46. A un litro de una disolución saturada de S H₂ se le añade un exceso de I. ¿Cuál será el peso del IH formado? Si se disuelve dicho gas en agua. ¿Qué volumen total de disolución deberíamos hacer para que contuviese una mol. por litro? **Dato.** 1 l. de agua disuelve 4 l. de S H₂.

Primeramente calcularemos el peso de los 4 litros de S H₂ que se hallan disueltos en el litro de disolución saturada, para lo cual recordemos que la mol. ocupa 22,412 l.; luego podremos establecer la proporción:

$$\frac{22,412}{34} = \frac{4}{x} ; x = 6,06 \text{ gr. (peso de los 4 l. de S H}_2\text{)}$$

La reacción que tiene lugar entre el I y el S H₂ es:



Y ahora plantearemos la proporción:

$$\frac{34 \text{ (gr. de S H}_2\text{)}}{2.128 \text{ (gr. de IH)}} = \frac{6,06}{y} ;$$

$$y = 45,6 \text{ gr. IH formado}$$

Para responder a la última parte del problema, recordemos que la mol. de S H₂ son 128 gr., y diremos:

$$\frac{128}{1000} = \frac{45,6}{z} ; z = 356 \text{ c.c.}$$

Resultado: Cantidad de IH formada... 45,6 gr.
 Volumen de disolución que deberá hacerse: 356 c.c.

Problema 47. ¿Cuántos gramos de NaOH , de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, de SO_4H_2 , han de utilizarse para preparar 1 l. de disolución normal (N), doble normal (2N) y décimo normal $\left(\frac{\text{N}}{10}\right)$?

| | Na O H | Ba(OH) ₂ | ClH | S O ₄ H ₂ |
|---------------------------|--------|---------------------|------|---------------------------------|
| Peso molecular.. ... | 40 | 172 | 36,5 | 98 |
| Solución N necesita... | 40 | 86 | 36,5 | 49 |
| " 2 N " | 80 | 172 | 73 | 98 |
| " $\frac{\text{N}}{10}$ " | 4 | 8,6 | 3,65 | 4,9 |

Problema 48. 20 c.c. de una disolución de NaOH , necesitan para neutralizarse exactamente 22,5 c.c. de otra normal de ClH . ¿Cuál es la normalidad de aquella disolución? ¿Cuántos gramos de NaOH contienen los 20 c.c. de la misma?

Para averiguar la normalidad de la disolución alcalina, haremos el siguiente razonamiento:

| | |
|---|--|
| 20 c.c. de la disol. de NaOH se neutralizan con. | 22,5 c.c. de sol. N. de ClH . |
| x c.c. de la disol. de NaOH se neutralizarán con... .. | 1000 " " " " |
| | x = 888,8. |

Como la disolución normal de ClH contiene una mol. por litro, y ésta necesita una mol. de NaOH para neutralizarse, los 888,8 c.c. contendrán, evidentemente, una mo^l de NaOH ; luego:

Si 888,8 c.c. de la sol. de NaOH contienen... .. 1 mol.
1000 c.c. de la sol. de NaOH contendrán... .. y moles.
y = 1,13 moles por litro.

Luego la disolución será: 1,13 N.

En los 20 c.c. habrán:

$$\frac{20 \cdot 1,13 \cdot 40}{1000} = 0,904 \text{ gr. de NaOH.}$$

Problema 49. Se desean preparar dos litros de disolución normal de SO_4H_2 , y para ello se dispone de un ácido de densidad de $d = 1,16$. ¿Qué volumen de éste se deberá utilizar? **Dato:** El SO_4H_2 de $d = 1,16$ contiene 257 gr. de SO_4H_2 puro por litro.

La disolución normal de SO_4H_2 debe contener $\frac{P_m}{2} = \frac{98}{2} = 49$ gr. por litro; como se quieren preparar dos litros, precisará una cantidad de gramos de SO_4H_2 puro, doble, o sea 98 gr.

Ahora deberemos calcular en qué volumen del ácido de 1,16 de densidad están contenidos los 98 gr., para lo cual plantearemos la proporción:

$$\frac{1000 \text{ c.c.}}{257 \text{ (gr. SO}_4\text{H}_2)} = \frac{x}{98}$$

$$x = 381 \text{ c.c. de SO}_4\text{H}_2 \text{ de densidad } 1,16$$

Resultado: La disolución pedida se preparará midiendo 381 c.c. de SO_4H_2 ($d = 1,16$) y agregando agua hasta completar un volumen de 2 litros exactamente.

Problema 50. ¿Qué volumen de ClH de $d = 1,18$ necesitaremos para preparar un litro de disolución $\frac{N}{2}$ de este cuerpo? **Dato:** El ClH de $d = 1,18$ contiene 35,39 gr. de ClH % (en peso).

Si un litro de disolución N de ClH contiene... .. 36,5 gr. (Pm).

un litro de disolución $\frac{N}{2}$ de ClH contendrá... .. 18,25 gr. $\left(\frac{Pm}{2}\right)$

De forma que necesitaremos tomar 18,25 gramos de ClH puro.

Esta cantidad se hallará contenida en:

$$\frac{100}{33,39} = \frac{x}{18,25} ; x = 51,5 \text{ gr. de ClH } (d = 1,18)$$

Pero como lo que nos piden es el volumen, tendremos que calcularlo por medio de la fórmula:

$$P = V \cdot D ; V = \frac{P}{D} = 43$$

Resultado: Mediremos 43 c.c. de ClH de $d = 1,18$ y agregaremos agua hasta completar exactamente 1 l. de disolución; esta será $\frac{N}{2}$.

Problema 51. ¿Cuántos c.c. de disolución N. de ácido sulfúrico serán necesarios para neutralizar, exactamente, 25 c.c. de disolución 0,08 N de hidrato amónico?

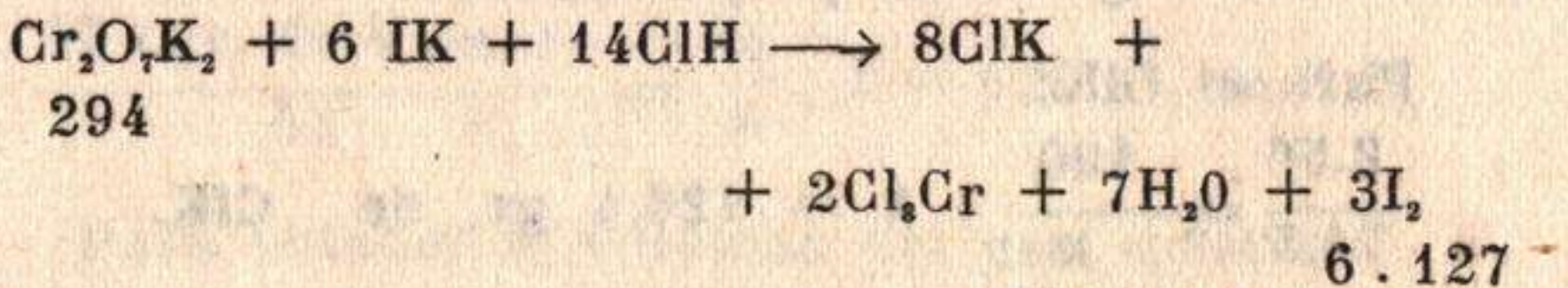
En primer lugar empezaremos por averiguar los 25 c.c. de sol. 0,08 N. a cuántos de una disolución N. equivale; para lo cual bastará efectuar el producto:

$$25 \cdot 0,08 = 2,00$$

Luego equivale a 2 c.c. de disolución N. Y este mismo volumen precisará de la disolución de ácido N. para neutralizar, exactamente, los 25 c.c.

Problema 52. 8 gr. de dicromato potásico se hacen reaccionar en medio ácido con exceso de ioduro potásico. ¿Qué cantidad de hiposulfito 0,5 N. será necesaria para decolorar, totalmente, el I puesto en libertad?

Reacción:



De ella podemos deducir la cantidad de I que ha quedado en libertad mediante la proporción:

$$\begin{array}{l} 294 \text{ (gr. Cr}_2\text{O}_7\text{K}_2) : 6 \cdot 127 \text{ (gr. I)} :: 3 : x; \\ x = 7,77 \text{ gr. de I puestos en libertad.} \end{array}$$

Para averiguar el volumen de disolución 0,5 N. diremos:

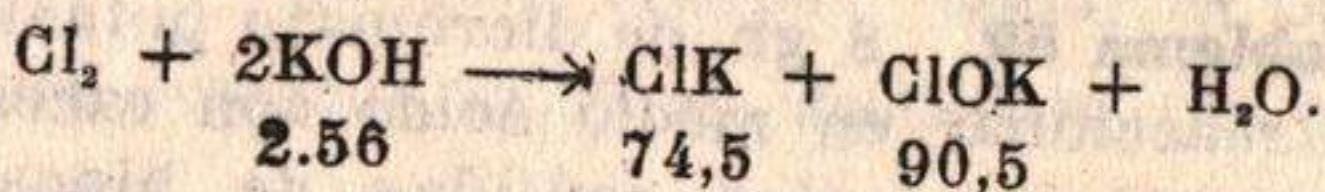
| | |
|----------------------------------|---------------------|
| Si 1000 c.c. de sol. de I 0,5 N. | |
| contienen... .. | 0,5 · 127 gr. de I. |
| y c.c. de sol. de I 0,5 N. con- | |
| tendrán... .. | 7,77 " " |
| y = 122,3 c.c. de sol. 0,5 N. | |

Y como las disoluciones de la misma normalidad se corresponden, exactamente, volumen a volumen, éste será el volumen de hiposulfito 0,5 N. necesario para decolorar dicha cantidad de I.

Problema 53. Se hace pasar una corriente de Cl por una disolución que contiene 190 gr. de KOH. ¿Qué productos se forman y qué cantidad de cada uno de ellos, si: 1.º, la disolución está

diluida y fría, y 2.º, si está concentrada y caliente?

Para el caso 1.º la reacción es:



Los productos que se obtendrán son, pues: cloruro e hipoclorito potásicos. Para determinar las cantidades que de ellos se producen, plantearemos las siguientes proporciones:

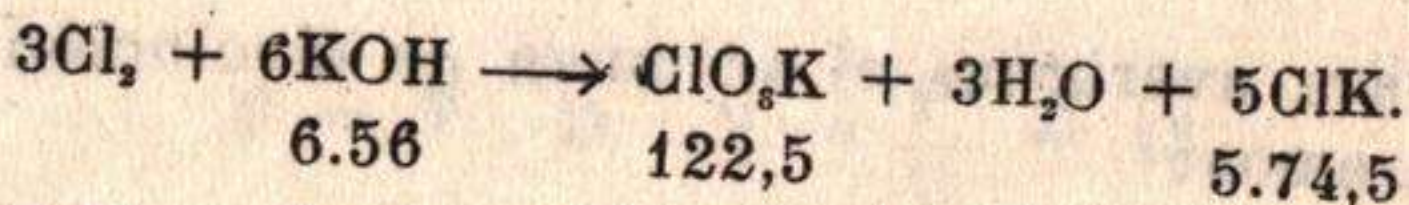
Para el ClK:

$$\frac{2.56}{74,5} = \frac{190}{x} ; x = 126,4 \text{ gr. de ClK.}$$

Para el ClOK:

$$\frac{2.56}{90,5} = \frac{190}{y} ; y = 153,4 \text{ gr. de ClOK.}$$

Caso 2.º La reacción para la disolución concentrada y caliente será:



Cálculo de la cantidad de clorato potásico:

$$\frac{6.56}{122,5} = \frac{190}{x'} ; x' = 69,2 \text{ gr. de clorato.}$$

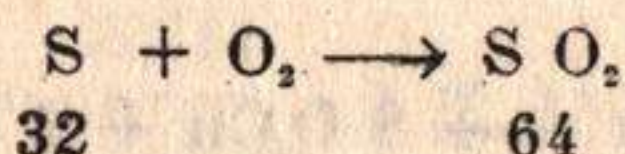
Cálculo de la cantidad de cloruro:

$$\frac{6.56}{5.74,5} = \frac{190}{y'} ; y' = 210 \text{ gr. de cloruro.}$$

Problema 54. ¿Qué cantidad, en peso y en volumen (en condiciones normales) de gas sulfuroso se obtendrá por la combustión de 100 gramos de S de 64 % de riqueza? Recogiendo dicho gas en agua, ¿qué volumen de disolución de-

beremos hacer para que ésta sea normal con respecto al ácido sulfuroso?

La reacción de la combustión del S es:



Como el S de que disponemos contiene de cada 100 gr. sólo 64 de S puro, plantearemos la proporción así:

$$\frac{32 \text{ (gr. de S puro)}}{64} = \frac{64}{x}; x = 128 \text{ gr. de S O}_2$$

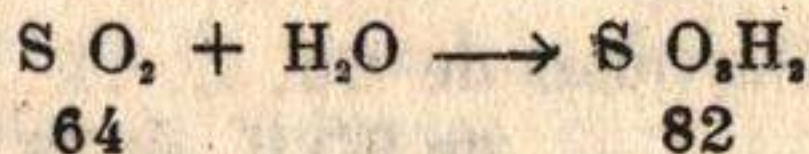
Para obtener el volumen del gas, diremos:

$$\frac{64 \text{ (gr. de S O}_2\text{)}}{22,412 \text{ l.}} = \frac{128}{y}; y = 44,824 \text{ l. de S O}_2$$

Para contestar a la última pregunta recordemos que la disolución normal de S O₂H₂ contiene:

$$\frac{\text{Pm}}{2} = \frac{82}{2} = 41 \text{ gr. por litro.}$$

Al disolverse el gas sulfuroso en el agua da:



luego:

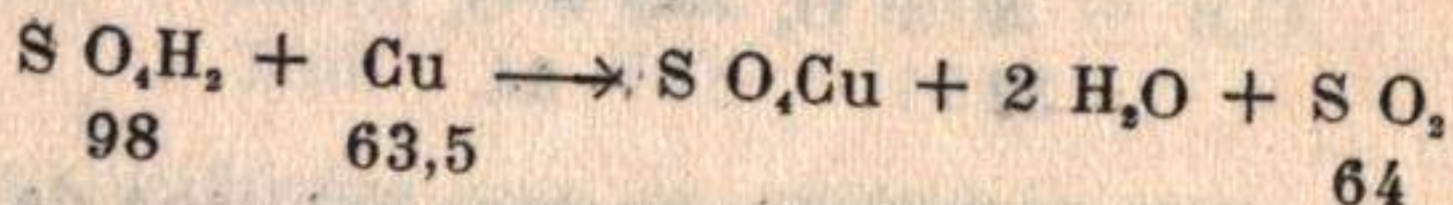
$$\frac{64 \text{ (gr. de S O}_2\text{)}}{82 \text{ (gr. de S O}_2\text{H}_2\text{)}} = \frac{128}{z}; z = 164 \text{ gr. de S O}_2\text{H}_2$$

Y, finalmente, diremos:

$$\frac{41 \text{ (gr. S O}_2\text{H}_2\text{)}}{1 \text{ l.}} = \frac{164 \text{ gr.}}{a}; a = 4 \text{ litros de sol. normal.}$$

Problema 55. ¿Qué cantidades de Cu y de $\text{S O}_4\text{H}_2$ de 78 % se necesitarán para producir 100 gramos de S O_2 ?

Reacción:



Cálculo de la cantidad de Cu:

$$\frac{63,5 \text{ (gr. de Cu)}}{64 \text{ (gr. de S O}_2\text{)}} = \frac{x}{100} ; x = 99,2 \text{ gr. de Cu}$$

Cálculo de la cantidad de $\text{S O}_4\text{H}_2$:

$$\frac{98 \text{ (gr. SO}_4\text{H}_2\text{)}}{64 \text{ (gr. SO}_2\text{)}} = \frac{y}{100} ; y = 153,1 \text{ gr. de SO}_4\text{H}_2$$

Pero como el SO_4H_2 de que disponemos sólo tiene el 78 % de ácido puro, tendremos que tomar de éste una cantidad que calcularemos así:

| | |
|---|-------------------------------------|
| Si en 100 gr. de disol. de SO_4H_2 hay... | 78 gr. SO_4H_2 puro |
| En z gr. de disol. de SO_4H_2 hay... | 153,1 " " " |
| | $z = 196,2 \text{ gr.}$ |

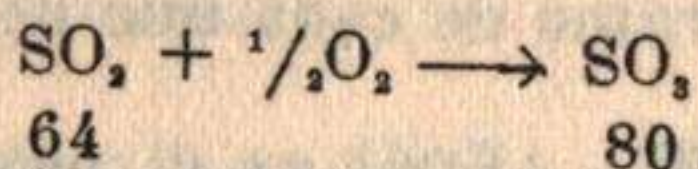
Resultado: Cantidad de Cu. 99,2 gr.
 " de SO_4H_2 de 78 % 196,2 "

Problema 56. Se oxidan, por el método del contacto, 20 l. de SO_2 (medidos a 0° y 760 mm.), y el SO_3 resultante se recoge en agua. Con el SO_4H_2 formado, ¿qué volumen de disolución normal podrá prepararse?

Peso de los 20 l. de SO_2 :

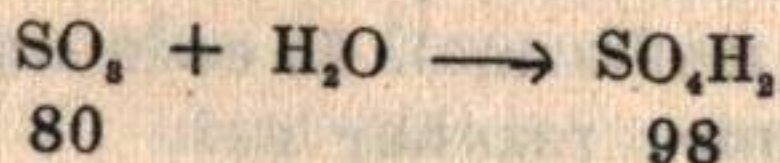
$$\frac{64 \text{ (gr. SO}_2\text{, 1 mol.)}}{22,412 \text{ l.}} = \frac{x}{20} ; x = 57,11 \text{ gr. SO}_2$$

Cantidad de SO₂ formada: Reacción:



$$\frac{64 \text{ (gr. SO}_2\text{)}}{80 \text{ (gr. SO}_3\text{)}} = \frac{57'11}{y} ; y = 71'38 \text{ gr. de SO}_3$$

Cantidad de SO₄H₂: Reacción:



$$\frac{80 \text{ (gr. SO}_3\text{)}}{98 \text{ (gr. SO}_4\text{H}_2\text{)}} = \frac{71,38}{z} ; z = 87,44 \text{ gr. de SO}_4\text{H}_2$$

Volumen de la disolución normal que podrá prepararse:

| | | | |
|---------------|-------------------|-------|------------------------------------|
| 1000 | c.c. contienen... | 49 | gr. SO ₄ H ₂ |
| a | " " " " " " | 87'44 | " " |
| a = 1784 c.c. | | | |

Resultado: Se podrán preparar 1784 c.c. de disolución normal de ácido sulfúrico.

Problema 57. Se toman 278 gr. de sulfato ferroso, 287 gr. de sulfato de zinc, y 249,5 gr. de sulfato de cobre. Se disuelven por separado en agua, y se agrega de este líquido hasta completar exactamente un volumen de 2 l. Suponiendo que todas las sales estén cristalizadas, ¿cuántas moléculas gramo por litro hay en cada una de las disoluciones?

Las fórmulas de dichos productos cristalizados son:

| | | | |
|-----|--|--|--|
| | SO ₄ Fe , 7H ₂ O ; | SO ₄ Zn , 7H ₂ O ; | SO ₄ Cu , 5H ₂ O |
| Pm. | 278 | 287 | 249,5 |

Y como esta cantidad es precisamente la que hemos tomado en gramos, de los productos cris-

talizados, al disolverlos, cada litro contendrá media molécula gramo de cada uno de los productos.

Problema 58. ¿Cuál es el peso de los iones de Fe^{2+} , Zn^{2+} y Cu^{2+} formados en las disoluciones del problema anterior, suponiendo que la ionización sea completa?

Como ya sabemos que cada litro de disolución contiene media mol. de cada uno de los productos, podremos razonar así:

Para el ion Fe^{2+} . En 278 gr. de $\text{SO}_4\text{Fe} + 7\text{H}_2\text{O}$ hay 56 gr. de

Fe^{2+} , luego en 1 l. hay... $\frac{56}{2} = 28$ gr.

Para el ion Zn^{2+} . En 287 gr. de $\text{SO}_4\text{Zn} + 7\text{H}_2\text{O}$ hay 65 gr. de

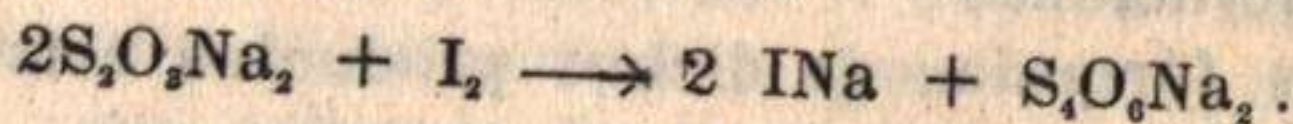
ion Zn^{2+} , luego en 1 l. hay... $\frac{65}{2} = 32,5$ gr.

Para el ion Cu^{2+} . En 249,5 gr. de $\text{SO}_4\text{Cu} + 5\text{H}_2\text{O}$ hay 63,5 gr.

de ion Cu^{2+} , luego en 1 l. hay... $\frac{63,5}{2} = 31,75$ gr.

Problema 59. ¿Cuál es el peso de I que reacciona con 20 c.c. de tiosulfato sódico décimo normal?

La reacción, según la cual reaccionan el I y el tiosulfato, es:



La solución N. de tiosulfato debe contener una mol. por litro de disolución ($\text{S}_2\text{O}_3\text{Na}_2, 5\text{H}_2\text{O} = 248,2$) (puesto que según indica la reacción, 2 moléculas de aquél reaccionan con 2 átomos de I); luego los 20 c.c. contendrán (teniendo en

cuenta que el problema nos habla de una disolución décimo normal):

$$1000 : \frac{1}{10} \text{ mol.} :: 20 : x ; x = 0,002 \text{ moles.}$$

Como las disoluciones normales tienen la propiedad de equivalerse químicamente volumen a volumen, reaccionarán con esa cantidad de hiposulfito 0,002 moles de I; como el peso del átomo de este es 127, la cantidad en gramos será:

$$0,002 \cdot 127 = 0,254 \text{ gr. de I}$$

Problema 60. ¿Cuántos c.c. de una disolución décimo normal de iodo se pueden decolorar por 10 c.c. de otra al 20 % de tiosulfato sódico? ¿Cuántos son los gramos de iodo que han reaccionado, y cuántos gr. de ioduro sódico se forman?

La reacción entre el I y el $S_2O_3Na_2$ es:



Los 10 c.c. de disolución de tiosulfato contienen 2 gr. de dicho cuerpo, los cuales reaccionarán con:

$$\frac{2.158}{2.127} = \frac{2}{x} ; x = 1,6 \text{ gr. de iodo.}$$

La disolución de I $\frac{N}{10}$ contiene por litro $\frac{127}{10}$ gramos de I; luego, para averiguar cuántos c.c. de la disolución valorada se gastan, razonaremos así:

$$\frac{1000}{12,7} = \frac{y}{1,6} ; y = 126,1 \text{ c.c.}$$

Finalmente, para calcular la cantidad de INa, formularemos la proporción:

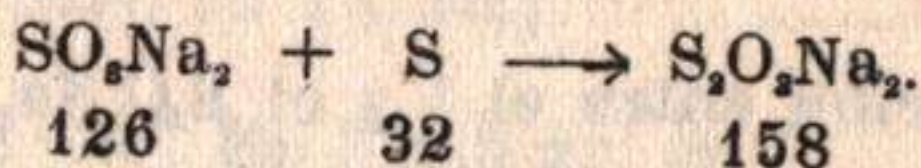
$$\frac{2.158}{2.150} = \frac{2}{z} ; z = 1,89 \text{ gr.}$$

Resultado:

| | |
|-----------------------------------|------------|
| Cantidad de I que reacciona... .. | 1,6 gr. |
| Cantidad de INa formada | 1,89 " |
| Volumen de la disolución | |
| $\frac{N}{10}$ gastado... .. | 126'1 c.c. |

Problema 61. Se hierven 100 gr. de S con una disolución que contiene 300 gr. de sulfito sódico. ¿Cuál es la composición de la disolución resultante? ¿Cuántos gramos del producto cristalizado se obtendrán?

Reacción:



Cálculo de la cantidad de S que reacciona:

$$\frac{126 \text{ (gr. SO}_3\text{Na}_2)}{32 \text{ (gr. de S)}} = \frac{300}{x} ; x = 76,1 \text{ gr. de S.}$$

Quedarán sin reaccionar:

$$100 - 76,1 = 23,9 \text{ gr. de S.}$$

Cálculo de la cantidad de hiposulfito sódico formado:

$$\frac{126 \text{ (gr. SO}_3\text{Na}_2)}{158 \text{ (gr. S}_2\text{O}_3\text{Na}_2)} = \frac{300}{y} ; y = 376,1 \text{ gr. S}_2\text{O}_3\text{Na}_2.$$

Finalmente, el thiosulfato sódico cristaliza con 5 moléculas de agua; luego los 376,1 gr. del producto formados, corresponderán a:

$$\frac{158 \text{ (gr. S}_2\text{O}_3\text{Na}_2\text{)}}{248 \text{ (gr. S}_2\text{O}_3\text{Na}_2, 5\text{H}_2\text{O)}} = \frac{376,1}{z}; z = 590,3 \text{ gr.}$$

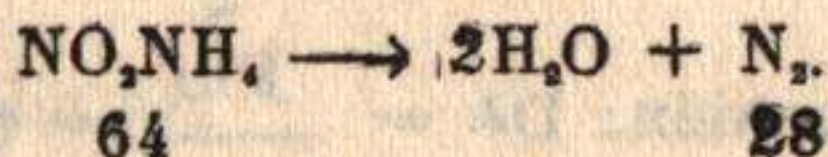
del producto cristalizado.

Resultados:

| | |
|--|----------|
| Cantidad de S que queda libre... .. | 23,9 gr. |
| Cantidad de S ₂ O ₃ Na ₂ formado... .. | 376,1 " |
| Cantidad de S ₂ O ₃ Na ₂ , 5HO (crist.)... .. | 590,3 " |

Problema 62. ¿Qué cantidad de N, en peso y en volumen, medido éste a 70° C. y 746 mm. se obtendrá por la descomposición del NO₂NH₄ por el calor? El producto se supone comercial con un 65 % de riqueza, y se toman 350 gr. de sal.

Reacción:



Como el nitrito amónico no es puro, comenzaremos por calcular en 350 gr. cuánto del puro habrá:

$$\frac{100}{65} = \frac{350}{x}; x = 227,5 \text{ gr. del producto puro.}$$

Cálculo de la cantidad de N producida:

En gramos:

$$\frac{64 \text{ (gr. NO}_2\text{NH}_4\text{)}}{28 \text{ (gr. N)}} = \frac{227,5}{y}; y = 99,5 \text{ gr. de N.}$$

Cálculo del volumen de dicha cantidad:

$$\frac{28}{22,412} = \frac{99,5}{z}; z = 79,6 \text{ litros. (a 0° y 760 mm.)}$$

Volumen ocupado a 70° y 746 mm.

$$V' = \frac{V_0 P_0 (1 + \alpha \cdot t)}{P'} = 101,9 \text{ l.}$$

Resultados: Cantidad de N en
 peso... .. 99,5 gr.
 Cantidad de N en
 volumen... .. 101,9 litros, a 70°
 y 746 mm.

Problema 63. ¿Cuál es la densidad del N?
 ¿Cuánto pesa el litro normal de dicho gas?

Para hacer el cálculo de la densidad haremos uso de la fórmula:

$$P_m = 2 \cdot D_H = 2 \cdot 14,4 \cdot D_A$$

$$\text{de donde: } D_H = \frac{P_m}{2} = 14.$$

$$\text{y también: } D_A = \frac{P_m}{2 \cdot 14,4} = 0,97.$$

Para averiguar el peso del litro normal del N, podremos seguir dos caminos: o bien multiplicar el peso de 1 l. de aire (1,293 gr.) por la densidad del nitrógeno con respecto al mismo. O bien establecer la proporción:

$$\frac{22,412 \text{ l.}}{28} = \frac{1 \text{ l.}}{x} ; x = 1,2 \text{ gr.}$$

Problema 64. Una campana de 5 l. está llena de aire a 0° y 760 mm. ¿Cuál será el peso del N que quedará si se elimina el O por la combustión de un trocito de fósforo? **Dato:** Composición del aire en volumen:

O... .. 20,79 %
 N... .. 78,13 %

Calcularemos, previamente, el volumen de N contenido:

$$\frac{100}{78,13} = \frac{5}{x}; x = 3,9 \text{ l. de N.}$$

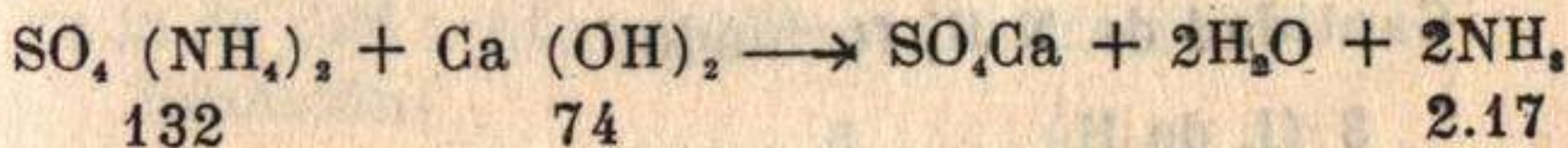
Para calcular ahora el peso de dicho N, podremos hacer la proporción:

$$\frac{22,412}{28} = \frac{3,9}{y}; y = 4,87 \text{ gr. de N.}$$

También se podría calcular multiplicando dicho volumen por el peso de un litro de nitrógeno, calculado en el problema anterior.

Problema 65. ¿Qué cantidades de sulfato amónico y de hidróxido cálcico precisan para la obtención de 20 gr. de NH_3 y cuál es el volumen del gas resultante en condiciones normales de t y de p ?

La reacción es:



Cálculo de la cantidad de $\text{SO}_4(\text{NH}_4)_2$:

$$\frac{132}{34} = \frac{x}{20}; x = 77,6 \text{ gr. de } \text{SO}_4(\text{NH}_4)_2$$

Cálculo de la cantidad de $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

$$\frac{74}{34} = \frac{y}{20}; y = 43,5 \text{ gr. de } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

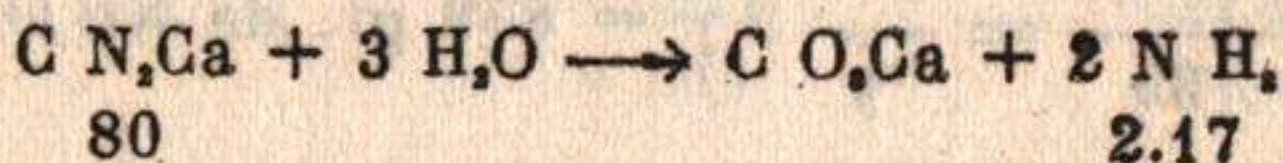
Cálculo del volumen resultante:

$$\frac{17}{22,412} = \frac{20}{z}; z = 26,4 \text{ litros.}$$

| | | |
|-------------------|--|----------|
| Resultado: | Cantidad de $\text{SO}_4(\text{NH}_4)_2$,... .. | 77,6 gr. |
| | " " $\text{Ca}(\text{OH})_2$,... .. | 43,5 " |
| | Volumen del gas obtenido. | 26,4 l. |

el NH_3 producido poder preparar un litro de disolución normal de hidrato amónico?

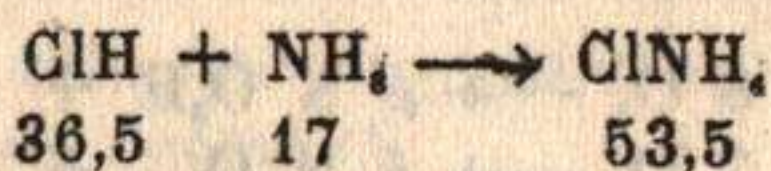
Una disolución normal de NH_4OH contiene 35 gramos por cada litro de disolución, que equivalen a 17 gr. de NH_3 . Esta es, pues, la cantidad de gas que debe prepararse mediante la reacción de la cianamida, que es como sigue:



según la cual, con 80 gr. se obtienen 2.17, luego bastarán 40 para obtener el N H_3 pedido.

Problema 68. Se mezcla un litro de disolución saturada de NH_3 con otro de disolución, también saturada, de ClH . ¿Qué peso de ClNH_3 se forma? ¿Cuánto hidrato amónico queda sin neutralizar? **Datos.** 1 l. de disol. saturada de NH_3 contiene 1.000 l. de dicho gas. El mismo volumen de la de ClH contiene 450 l. de este ácido.

Reacción:



La cual indica que el ClH y el NH_3 reaccionan volumen a volumen; luego los 450 l. de ClH reaccionarán con 450 l. de NH_3 .

Para saber el peso del ClNH_3 formado plantearemos la proporción:

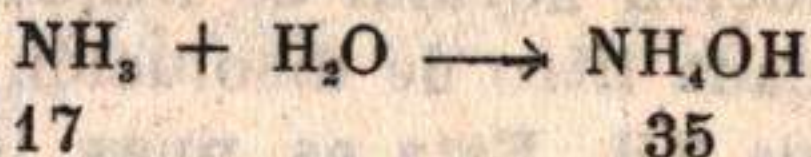
$$\frac{22,412}{53,5} = \frac{450}{x}; \quad x = 1074,2 \text{ gr. de } \text{ClNH}_3$$

Cálculo del NH_4OH sin neutralizar:

De los 1000 l. de NH_3 se combinan 450 con el ClH , quedando:

1000-450 = 550 l. de NH_3 libre.

El NH_3 se combina con el agua, dando:



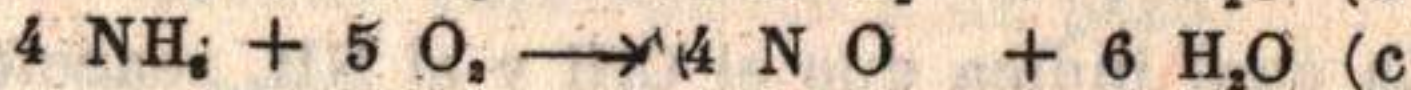
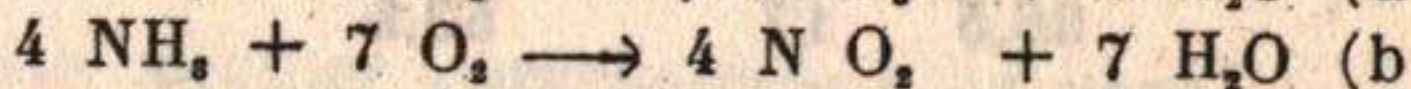
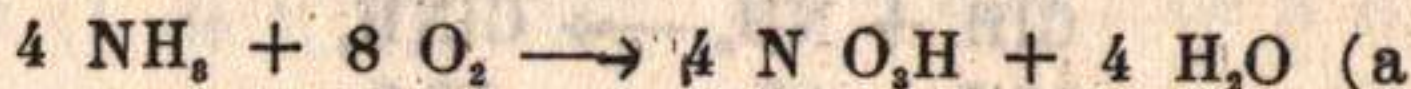
luego diremos:

$$\frac{22,412}{35} = \frac{550}{y}; y = 858 \text{ gr. de } \text{NH}_4\text{OH}$$

Resultados: Peso del ClNH_4
 formado... .. 1074,2 gr.
 Quedan sin neu-
 tralizar... .. 858 gr. de NH_4OH

Problema 69. El NH_3 es capaz de reaccionar con el O en proporción de 4 moléculas de aquel gas con 5, 7 y 8 de O, según las condiciones de la experiencia. ¿Cuáles son los productos que se forman en cada caso? ¿Qué cantidades de los mismos resultan si se parte de 100 gr. de NH_3 ?

Las reacciones son:



Pm del $\text{NH}_3 = 17$; del $\text{N O}_2\text{H} = 63$; del $\text{N O}_2 = 46$;
 del $\text{N O} = 30$

Cálculo de la cantidad de $\text{N O}_2\text{H}$ (reacción (a)):

$$\frac{4.17 \text{ (gr. } \text{NH}_3)}{4.63} = \frac{100}{x}; x = 370,5 \text{ gr. } \text{N O}_2\text{H}$$

Cálculo de la cantidad de N O_2 :

$$\frac{4.17}{4.46} = \frac{100}{y}; y = 27,05 \text{ gr. de } \text{N O}_2$$

Cálculo de la cantidad de N O:

$$\frac{4.17}{4.30} = \frac{100}{z}; z = 176,4 \text{ gr. de N O}$$

Resultado: Los productos que se forman son:
NO₂H, NO₂, NO.

| | | |
|---------------------------------------|-------|-----|
| Cantidad de NO ₂ H. | 370,1 | gr. |
| " " NO ₂ | 27,05 | " |
| " " NO | 176,4 | " |

Problema 70. ¿Cuántas moléculas gramo de agua hay en 1 litro de este cuerpo a 4°?

El valor de una mol. de H₂O es 18 gr.; un litro de agua pesa 1000 gr., luego:

$$\text{Concentración molar} = \frac{1000}{18} = 55,55 \text{ moles.}$$

Problema 71. ¿Cuál es la ecuación de la disociación iónica del agua? ¿A qué se llama producto iónico del agua? Sabiendo que su valor es de $1 \cdot 10^{-14}$, ¿cuántas moléculas se hallan disociadas en 1 l. de este cuerpo y cuántos gr. de ion H' y de ion OH' se forman?

Ecuación de disociación:



de la cual podemos deducir, aplicando la ley de las masas:

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

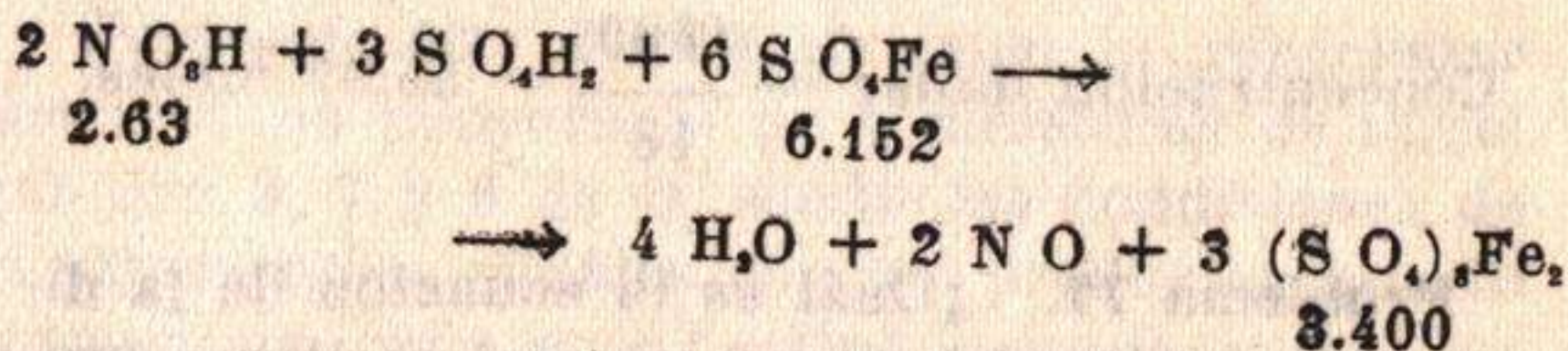
El producto iónico del agua viene expresado por el producto:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = + \quad - \\ [\text{H}] \times [\text{OH}]$$

Moléculas disociadas en 1 l. de agua: $1 \cdot 10^{-7}$ moles, o sea que en 10 millones de litros, habrá 1 molécula disociada. En 1 l. habrá $1 \cdot 10^{-7}$ gr. de ion H^+ y $1 \cdot 10^{-7}$ gr. de ion OH^- .

Problema 72. ¿Cuántas moléculas gramo de sulfato ferroso se pueden oxidar por la acción de 200 gr. de ac. nítrico diluido ($d = 1,2$) en medio ácido, y qué volumen de óxido nítrico se produce? **Dato:** El NO_3H de $d = 1,2$ tiene el 30 % de NO_3H puro.

La reacción que se produce entre el sulfato ferroso y el ácido nítrico en presencia del ácido sulfúrico, es:



En primer lugar debemos calcular los gr. de NO_3H puro que existen en los 200 gr. del que nos dan. Para ello diremos:

$$\frac{100}{30} = \frac{200}{x} ; x = 60 \text{ gr. de } NO_3H.$$

Y ahora, para calcular la cantidad de sulfato ferroso que se puede oxidar, basándonos en la anterior reacción, podremos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{2.63 \text{ (gr. } NO_3\text{H)}}{6.152 \text{ (gr. } SO_4\text{Fe)}} = \frac{60}{y} ;$$

$y = 434,2$ gr. de SO_4Fe , oxidados, que corresponden a $\frac{434,2}{152} = 2,8$ moles de SO_4Fe .

Cálculo del NO producido: Basándonos en la anterior reacción, también podremos razonar así:

Si con 2.63 gr. de NO_3H se obtienen 2.22,412 l. NO
 " 60 " " " " " x

$$x = 21,3 \text{ litros de NO.}$$

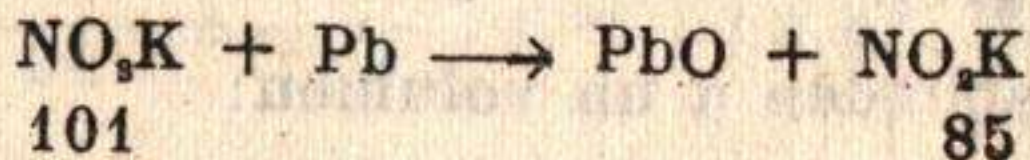
Resultado: Se pueden oxidar 2,8 moles de SO_4Fe .
 Se produce 21,3 litros de NO.

Problema 73. ¿Qué cantidad de NO_3K tendrá que descomponerse por la acción del calor en presencia del Pb para poder preparar, con el nitrato formado, 250 c.c. de una disolución al 10 %?

En primer lugar observemos que los 250 c.c. de la disolución al 10 % contienen:

$$\frac{100}{10} = \frac{250}{x} ; x = 25 \text{ gr. de N O}_3\text{K}$$

La reacción de descomposición del nitrato es:



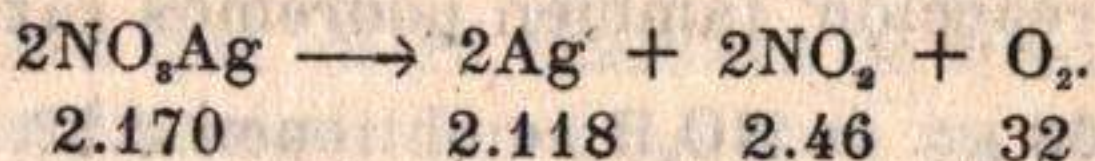
Mediante la cual podremos plantear la proporción:

$$\frac{101 \text{ (gr. N O}_3\text{K)}}{85 \text{ (gr. N O}_2\text{K)}} = \frac{y}{25} ; y = 29,7 \text{ gr. de N O}_3\text{K}$$

Resultado: Se necesitan 29,7 gramos de NO_3K .

Problema 74. Por la acción del calor se descomponen 200 gr. de NO_3Ag . ¿Qué cantidad de residuo sólido queda? ¿Qué volumen de gases, medidos en condiciones normalés, se desprenden? ¿Cuál es la composición por ciento de la mezcla gaseosa desprendida?

La reacción de descomposición es:



Cálculo de la cantidad de Ag que queda como residuo:

$$\frac{2.170 \text{ (gr. NO}_3\text{Ag)}}{2.108} = \frac{200}{x}; x = 127 \text{ gr. de Ag.}$$

Cantidad de NO₂ desprendido:

$$\frac{2.170}{2.46} = \frac{200}{y}; y = 54,1 \text{ gr. de NO}_2$$

que corresponden a un volumen de:

$$\frac{46 \text{ (gr. NO}_2\text{)}}{22,412} = \frac{54,1}{y'}; y' = 26,3 \text{ l. de NO}_2$$

Cantidad de O desprendido:

$$\frac{2.170 \text{ (gr. de NO}_3\text{Ag)}}{32 \text{ (gr. O)}} = \frac{200}{z}; z = 18,8 \text{ gr. de O,}$$

que corresponden a un volumen:

$$\frac{32}{22,412} = \frac{18,8}{z''}; z'' = 13,16 \text{ l.}$$

Volumen total de gases desprendidos: 13,1 (O) + 26,8 (NO) = 39,9 l.

Composición centesimal de la mezcla gaseosa:

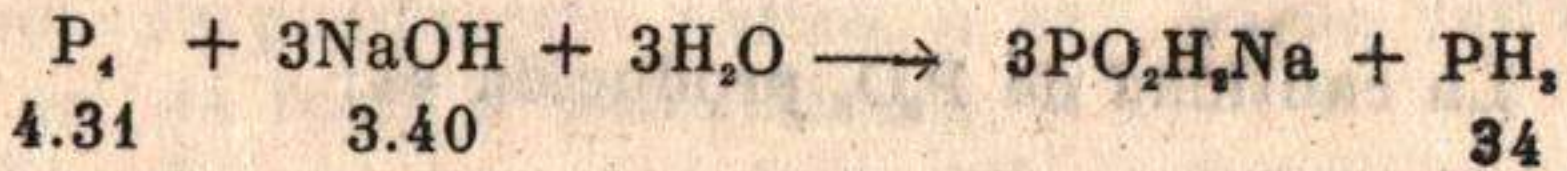
$$\text{Oxígeno: } \frac{39,9}{13,16} = \frac{100}{x} \quad x = 32,9 \% \text{ de O.}$$

$$\text{Para el NO}_2: \frac{39,9}{26,8} = \frac{100}{y}; y = 67,1 \%. \text{}$$

Resultados: Plata obtenida... 127 gr.
 NO₂ desprendido. 26,3 l. = 54,1 gr.
 32,9 % de O y 67,1 % de NO₂

Problema 75. Para la obtención de PH_3 se dispone de P_4 y de una disolución de NaOH 3N. ¿Qué cantidades de estos cuerpos precisarán para obtener 10 l. de PH_3 , medidos en condiciones normales de p y t ?

Reacción:



Peso a que equivalen los 10 l. de PH_3 :

$$\frac{34}{22,412} = \frac{x}{10} ; x = 15,1 \text{ gr.}$$

Cálculo de la cantidad de P:

$$\frac{4.31}{34} = \frac{y}{15,1} ; y = 55,07 \text{ gr. de P.}$$

Cálculo de la NaOH ;

$$\frac{3.40}{34} = \frac{z}{15,1} ; z = 53,2 \text{ gr. NaOH.}$$

Para calcular el volumen de la disolución 3N de NaOH razonaremos así:

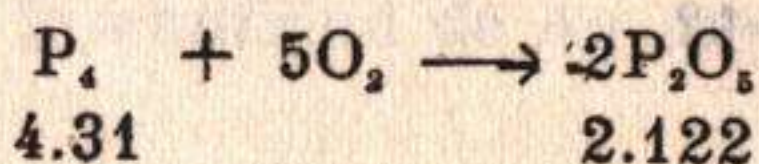
| | | | | | |
|--------------------------|---------------------|-----------|----------|------|---|
| Si 1000 c.c. | de NaOH 3N | contienen | 3.40 gr. | NaOH | |
| x | " | " | " | 53,2 | " |
| $x = 443,3 \text{ c.c.}$ | | | | | |

| | | | |
|--------------------|-------------------------------|-------|------|
| Resultados: | Cantidad de NaOH ... | 53,2 | gr. |
| | Cantidad de P. ... | 55,07 | " |
| | Volumen de disolución | | |
| | de NaOH 3N... | 44,33 | c.c. |

Problema 76. En atmósfera cerrada se hacen arder 31 gr. de P, y el producto resultante se disuelve en el agua. ¿Cuántos gramos de agua se

combinan químicamente? Si el producto gaseoso se disuelve en agua hasta hacer exactamente un litro de disolución, ¿de qué normalidad será esta?

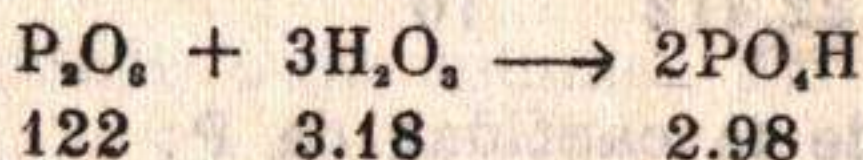
La ecuación química es la siguiente:



La cantidad de P_2O_5 producida es:

$$\frac{4.31}{2.122} = \frac{31}{x} ; x = 61 \text{ gr. de } \text{P}_2\text{O}_5$$

Este cuerpo reacciona con el agua:



Cálculo de la cantidad de agua combinada:

$$\frac{122 \text{ (gr. } \text{P}_2\text{O}_5\text{)}}{3.18 \text{ (gr. } \text{H}_2\text{O)}} = \frac{61}{y} ; y = 27 \text{ gr.}$$

Cantidad de ácido fosfórico formado:

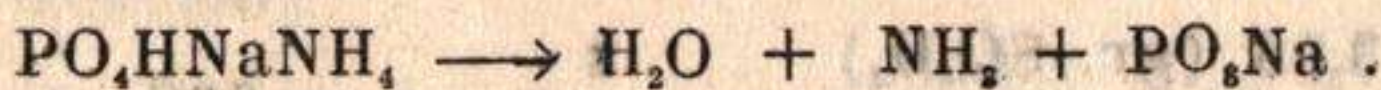
$$\frac{122}{2.98} = \frac{61}{z} ; z = 98 \text{ gr. de ácido fosfórico.}$$

Finalmente, la disolución será 3N, porque la N contiene $\frac{1}{3}$ de mol. por litro.

Resultado: Cantidad de agua combinada químicamente. 27 gr.
La disolución resultante será 3N.

Problema 77. ¿Qué cantidad de sal de fósforo deberá descomponerse por el calor para obtener una molécula gramo de metafosfato sódico? ¿Qué volumen de NH_3 se desprende al mismo tiempo?

La reacción de descomposición es:



137

Y de ella se deduce que de la descomposición de 1 mol. de fosfato sodoamónico se obtiene 1 mol. de pirofosfato sódico, o sea, harán falta 137 gr. de fosfato sodoamónico.

El volumen desprendido de NH_3 se deduce considerando que se desprende 1 mol. y ella ocupa 22,412 l.; luego este es el volumen de NH_3 desprendido a 0° y 760 mm.

Problema 78. Se desean obtener 100 l. de arsenamina pura, medidos a 15° y 745 mm. por la acción del ácido sulfúrico de 82 % sobre el arseniuro de zinc. ¿Qué cantidades de reactivos habrá que mezclar para ello?

Reacción de preparación:



Volumen normal de la arsenamina:

$$V_0 = \frac{V' P'}{P_0 (1 + \alpha t)} = \frac{100.745}{760. (1 + 0,00367.15)}$$

Peso de este volumen:

$$\begin{aligned} \frac{22,4}{78} &= \frac{V_0}{x} ; x = \frac{100.745.68}{22,4.760 (1 + 0,00367.15)} \\ &= 323 \text{ gr.} \end{aligned}$$

Cálculo de la cantidad de As_2Zn_3 :

$$\frac{345 \text{ (gr. As}_2\text{Zn}_3)}{2.78 \text{ (gr. AsH}_3)} = \frac{y}{323} ; y = 714 \text{ gr.}$$

Cálculo de la cantidad de ác. sulfúrico:

$$\frac{3.98 \text{ (gr. SO}_4\text{H}_2\text{)}}{2.78 \text{ (gr. AsH}_3\text{)}} = \frac{z}{323}; z = 608 \text{ gr.}$$

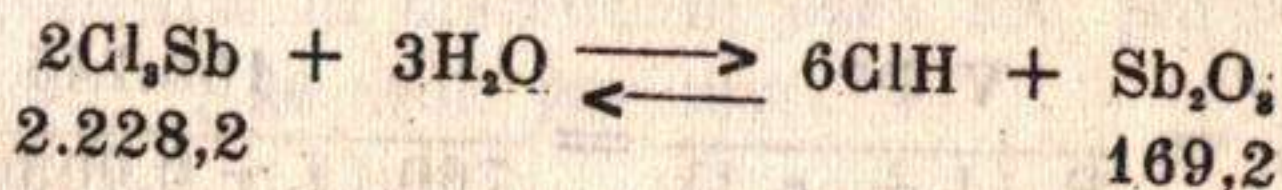
Como el ác. sulfúrico de que se dispone es de 82 %, tendremos que tomar:

$$\frac{100}{82} = \frac{z'}{608}; z' = 741$$

| | | |
|--------------------|--|---------|
| Resultados: | Cantidad de arseniuro de zinc... .. | 714 gr. |
| | Cantidad de SO ₄ H ₂ de 82 por 100... .. | 741 " |

Problema 79. Se trata por agua 100 gr. de tricloruro de antimonio; ¿qué cantidad de precipitado se forma? ¿Qué reacción tiene el líquido que sobrenada? Se repite el experimento con la misma cantidad de antimonito sódico; ¿cuáles son, en este caso, el precipitado y la reacción del líquido?

1.º Para el tricloruro:



Esta descomposición de una sal por el agua recibe el nombre de hidrólisis. El precipitado es de Sb₂O₃.

La reacción del líquido que sobrenada será **ácida** por quedar disuelto el ClH.

Cálculo de la cantidad de precipitado:

$$\frac{2.228,2 \text{ (gr. Cl}_3\text{Sb)}}{169,2} = \frac{100}{x}; x = 37.07 \text{ gr. Sb}_2\text{O}_3$$

2.º Para el antimonito:

Reacción:



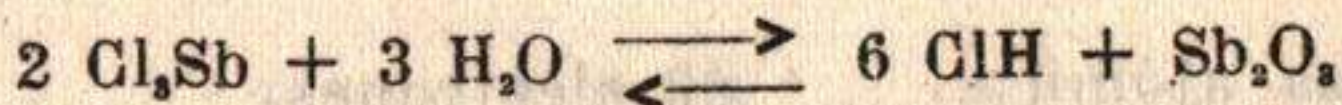
En este caso quedará disuelto el NaOH, luego la reacción del líquido será **alcalina**.

Cálculo de la cantidad de precipitado:

$$\frac{176,7 \text{ (gr. Sb O}_2\text{Na)}}{169,4} = \frac{100}{y} ; y = 95,8 \text{ gr. de Sb}_2\text{O}_3$$

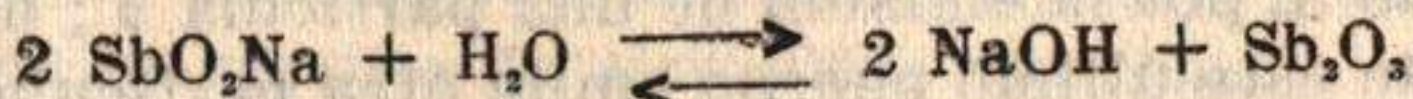
Problema 80. Se tratan por 1 l. de agua, respectivamente, una mol. de tricloruro de antimonio y otra de antimonito sódico. Se filtran las dos disoluciones. ¿Qué cantidades de las mismas se deberán tomar para lograr su exacta neutralización?

De la reacción del tricloruro de antimonio con el agua:



se deduce que dos moles de tricloruro producen 6 moles de ClH; luego de 1 mol. de tricloruro se producirán 3 moles de ClH, que serán las que se hallarán disueltas en el líquido filtrado. Luego tendremos: disolución A : contiene 3 moles por litro de ClH.

La reacción del antimonito con el agua:



nos indica que dos moles de antimonito dan dos de NaOH; luego una de antimonito producirá una de sosa, que será la que se halla disuelta en el líquido filtrado; luego tendremos: disolución B : contiene 1 mol. de NaOH en 1 l.

La reacción de neutralización es:



en la que vemos que reaccionan 1 mol. de ClH con 1 mol. de NaOH; luego para neutralizar el litro de disolución B (1 mol.) bastará $\frac{1}{3}$ de litro de la sol. A (3 moles).

Problema 81. Un elemento químico tiene de peso atómico 209 y de número atómico 83. ¿Cuántos electrones tiene en su zona cortical y cuántos protones y electrones tiene en el núcleo?

Por definición de número atómico existirán 83 electrones en la capa cortical del átomo; y en el núcleo existirán 209 protones, de los cuales existirán libres 83 y $209 - 83 = 126$ protones neutralizados por otros tantos electrones.

Resultado:

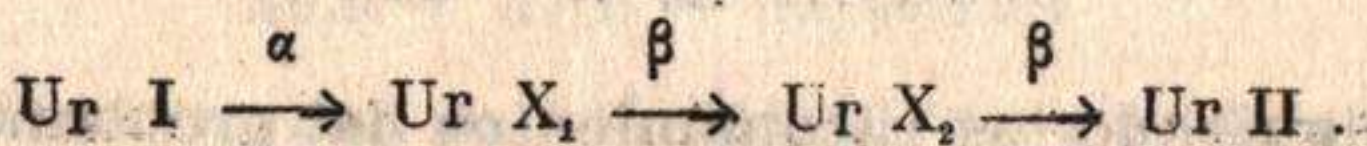
Corteza atómica... .. 83 electrones.

Núcleo... { protones... } 83 libres.
 { electrones. $209 - 83 = 126$ neutralizados
 $209 - 83 = 126$ electrones.

Problema 82. El Urano I, cuerpo radiactivo, se transforma en Urano X_1 por la emisión de una partícula. α . , y éste, a su vez, se transforma en Urano X_2 por la emisión de una partícula β ; finalmente este último cuerpo emite otra partícula β y se transforma en Urano II. Sabiendo que el peso atómico del Urano I es 238 y que su número atómico es 29, ¿cuáles serán los pesos atómicos y los números atómicos de los elementos producidos? ¿Qué lugar, en el sistema periódico, de-

berá ocupar el último elemento de los citados, Urano II?

Esquema de la descomposición radiactiva:

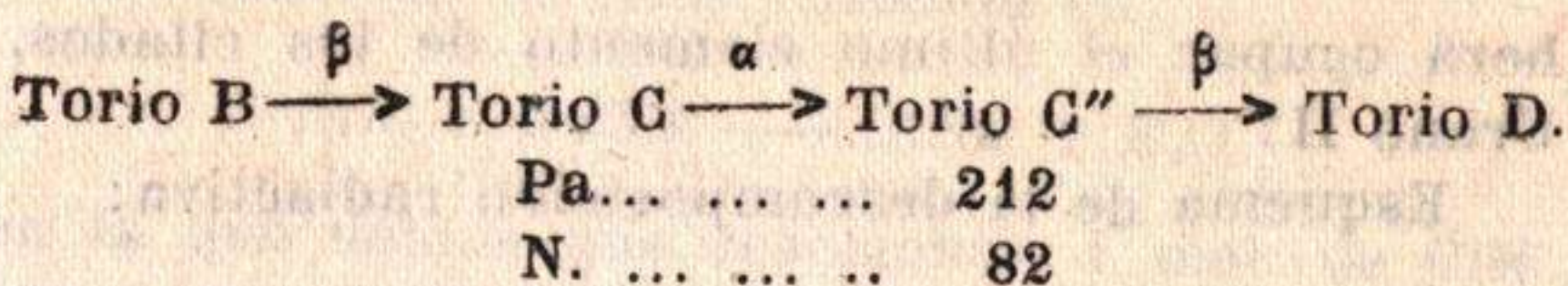


La partícula α pesa 4 y tiene dos cargas positivas libres (puesto que es el núcleo del átomo de He, que se halla formado por 4 protones y 2 electrones). La partícula β tiene un peso despreciable y lleva una carga negativa. Por consiguiente, la pérdida de una partícula α significará una disminución de 4 unidades en el peso atómico y una disminución de 2 unidades en el número atómico. En cambio, la emisión de una partícula β determinará la producción de un nuevo elemento con el mismo Pa. y un número atómico superior en una unidad. Aplicando estos conceptos al esquema anterior, tendremos:

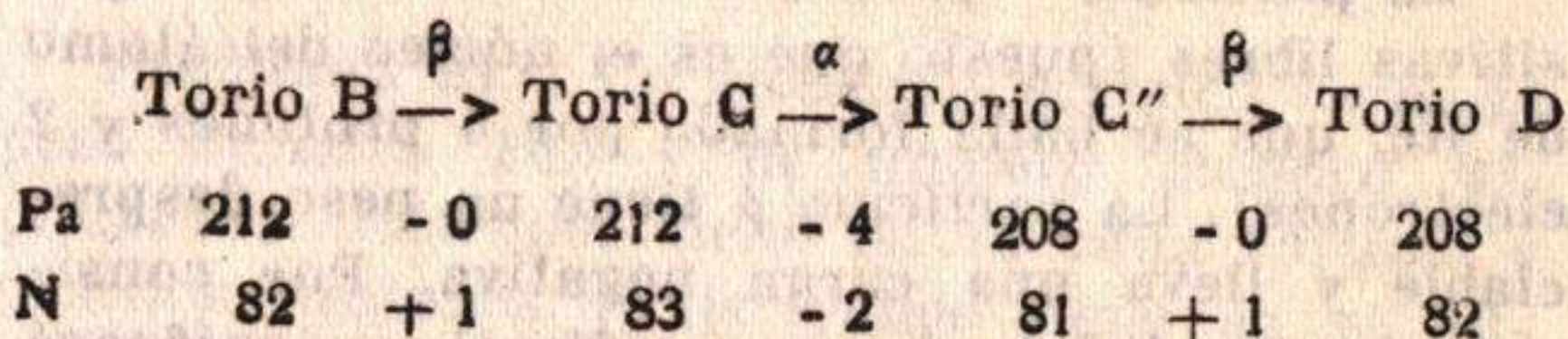
| | | | | | | | |
|----|-------------------|-----|-------------------|-----|-------------------|-------|-----|
| | α | | β | | β | | |
| | \longrightarrow | | \longrightarrow | | \longrightarrow | | |
| | Ur I | | Ur X ₁ | | Ur X ₂ | Ur II | |
| Pa | 238 | - 4 | 234 | - 0 | 234 | - 0 | 234 |
| N | 92 | - 2 | 90 | + 1 | 91 | + 1 | 92 |

Finalmente, el último elemento, por tener el mismo N deberá ocupar el mismo lugar en el S. P. que el Ur I. Estos elementos que tienen el peso atómico diferente e igual el número atómico reciben el nombre de elementos isotopos.

Problema 83. Determinélese, para el último término de la siguiente serie radiactiva, el peso atómico y el número atómico. ¿Con qué elemento es isotopo?



Siguiendo los razonamientos del problema anterior, podremos escribir:



Resultando el Torio D isotopo del plomo.

Problema 84. Sabiendo que el Cl tiene dos isotopos de pesos 35 y 37 (1) y que el peso atómico práctico del mismo es 35,46, calcular cuáles son las proporciones en que aquellos se hallan mezclados en el gas cloro obtenido por cualquier procedimiento químico.

Supongamos que sea **a** el % del isotopo de peso 35 y **b** el % del de peso 37. Evidentemente se cumplirá:

$$a - b = 100. \quad (*)$$

De cada 100 átomos habrán **a** de peso 35 y **b** de peso 37; el peso total de esos 100 átomos será:

$$35.a + 37.b$$

Como hemos dicho que el peso atómico práctico es 35,46, quiere esto decir que esa suma

(1) Para mayor sencillez del problema se prescinde aquí del isotopo de peso 39.

debe ser igual al peso que tendrían los 100 átomos pesando cada uno de ellos 35,46; es decir, que:

$$35.a + 37.b = 35,46.100$$

ecuación que con la (*) forma un sistema, que, resuelto, nos dará:

$$a + b = 100$$

$$35.a + 37.b = 35,46.100$$

$$a = 100 - b ; 35 (100-b) + 37.b = 35,46 ;$$

ecuación cuyo resultado es:

$$b = 23 \% \text{ y } a = 100 - 23 = 77 \%$$

| | | |
|-------------------|-------------------------|-------|
| Resultado: | Cantidad del isotopo de | |
| | peso 35... .. | 77 %. |
| | Cantidad del isotopo de | |
| | peso 37... .. | 23 %. |

Problema 85. Sabiendo que la plata tiene dos isotopos, uno de ellos de peso 107, que entra en un 56 % en dicho metal y que el peso atómico práctico de la plata, determinado por otros procedimientos, es 107,88, ¿cuál será el peso del segundo isotopo?

El porcentaje del segundo isotopo será:

$$100 - 56 = 44 \%$$

Con estos datos podremos plantear, análogamente al problema anterior, la siguiente ecuación:

$$107 . 56 + 44 . x = 107,88 . 100.$$

de donde: $x = 109$

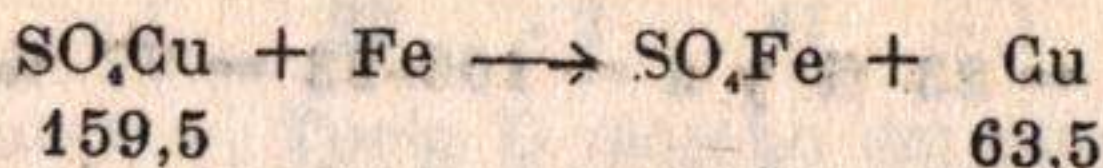
El cociente de este resultado debe tomarse entero, porque es sabido que el peso atómico de los isotopos es siempre entero.

Problema 86. ¿Cuál será el aumento de peso experimentado por una lámina de Fe sumergida en 20 c.c. de una disolución 2N de sulfato cúprico?

La disolución 2N contiene por litro 1 mol. gramo de SO_4Cu porque el Cu es divalente o sea 159,5 gr. En los 20 c.c. habrán:

$$\frac{1000}{159,5} = \frac{20}{x}; x = 3,19 \text{ gr.}$$

La reacción que tiene lugar con el Fe es:



Luego podremos plantear la siguiente proporción:

$$\frac{159,5 \text{ (gr. SO}_4\text{Cu)}}{63,5 \text{ (gr. Cu)}} = \frac{3,19}{y}; y = 1,2 \text{ gr.}$$

de aumento de peso, debido al Cu depositado.

Problema 87. Determinar el peso del SO_4Cu cristalizado que contenga la misma cantidad de agua de cristalización que 100 gr. de SO_4Fe , sabiendo que el primero cristaliza con 5 moléculas de agua y el segundo con 7.

| | | | |
|--|------------|--|------------|
| Pm del SO_4Fe | 152 | Pm del SO_4Cu | 159 |
| peso de $7\text{H}_2\text{O}$ | 126 | peso de las $5\text{H}_2\text{O}$ | 90 |
| $\text{SO}_4\text{Fe}, 7\text{H}_2\text{O}$ | <u>278</u> | $\text{SO}_4\text{Cu}, 5\text{H}_2\text{O}$ | <u>249</u> |

Ahora podremos razonar así:

Si 278 gr. de $\text{SO}_4\text{Fe}, 7\text{H}_2\text{O}$
 contienen... .. 126 gr. H_2O de crist.
 100 gr. de $\text{SO}_4\text{Fe}, 7\text{H}_2\text{O}$ con-
 tienen... .. x " " "

$$x = 45,3 \text{ gr. de H}_2\text{O}$$

Y si 249 gr. de $\text{SO}_4\text{Cu}, 5\text{H}_2\text{O}$
 contienen... .. 90 gr. H_2O de crist.
 y gr. de $\text{SO}_4\text{Cu}, 5\text{H}_2\text{O}$ con-
 tienen... .. 45,3 " " "
 y = 125,3 gr. de $\text{SO}_4\text{Cu}, 5\text{H}_2\text{O}$

Problema 88. Sabiendo que al oro puro se le asignan 24 quilates, ¿qué % de oro contendrán, respectivamente, aleaciones de 18, 14 y 10 quilates?

Para el de 18 diremos:

Si al oro puro de 100 % corresponden 24 quilates
 " " de x % " 18 "

$$x = \frac{1800}{24} = 75 \% \text{ de oro.}$$

Análogamente al de 14 corresponderán:

$$\frac{1400}{24} = 58,3 \% \text{ de oro.}$$

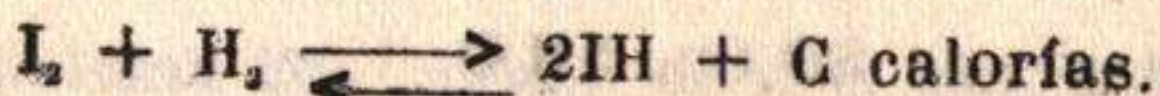
Finalmente, para el de 10 tendremos:

$$\frac{1000}{24} = 41,66 \% \text{ de oro.}$$

Problema 89. Supongamos que en un balón de 2 litros de capacidad se introducen 127 gr. de I y 5 gr. de H, a la temperatura de 445°C . ¿Cuáles son las cantidades de I y de H que quedan libres y cuál es la cantidad del IH formado? Expresar las concentraciones en moles. **Dato.** Constante del equilibrio de esta reacción a dicha temperatura, $K = 0.02$.

Los 5 gr. de H son $5 : 2 = 2,5$ moles de H.
 Los 127 gr. de I son $127 : 127 = 1$ mol. de I.

La reacción entre el I y el H es:



Aplicuémosle la ley de acción de masas, tendremos:

$$\frac{[H_2] [I_2]}{[IH]^2} = K \quad (I)$$

Averigüemos, por separado, el valor de cada una de estas concentraciones:

1.º Concentración del H: Supongamos que sean x las moles de H que se hayan combinado con otras tantas de I; quedarán $2,5-x$ moles de H sin combinar; la concentración, pues, del H, siendo 2 litros el volumen, será:

$$\frac{2,5-x}{2} = [H_2]$$

2.º Concentración del I. Evidentemente, según se desprende de la reacción, el mismo número x de moles habrán desaparecido de I; quedarán $1-x$ moles de I libres, y la concentración será:

$$\frac{1-x}{2} = [I_2]$$

3.º Concentración del IH: De la reacción resulta que una mol. de H se combina con una mol. de I para dar dos moles de IH; luego x moles de I reaccionarán con x moles de H para dar $2x$ moles de IH, y la concentración de éste será:

$$\frac{2x}{2} = [IH]$$

Reemplazando valores en la fórmula (I) tendremos:

$$\frac{\frac{2,5-x}{2} \cdot \frac{1-x}{2}}{\left(\frac{2x}{2}\right)^2} = K = 0,02$$

Despejando x resulta:

$$x = \frac{3,5 \pm \sqrt{3,5^2 - 4 \cdot 0,92 \cdot 2,5}}{2 \cdot 0,92} \quad \left\{ \begin{array}{l} x'' = 0,98 \\ x' = 2,8 \end{array} \right.$$

De estos dos valores el primero da un resultado absurdo porque para la concentración de I obtendríamos un valor negativo.

Queda, pues, como resultado $x = 0,98$, y tendremos:

Resultados:

Concentración del H en el equilibrio:

$$[H_2] = \frac{2,5 - 0,98}{2} = 0,76 \text{ moles por litro.}$$

Concentración del I en el equilibrio:

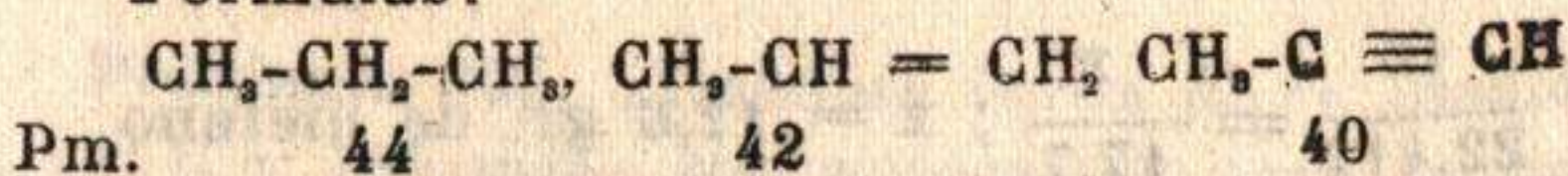
$$[I_2] = \frac{1 - 0,98}{2} = 0,01 \text{ mol. de I por litro.}$$

Concentración del IH en el equilibrio:

$$[IH] = \frac{2 \cdot 0,98}{2} = 0,98 \text{ moles de IH por litro.}$$

Problema 90. Composición centesimal del propano, propeno y propino.

Fórmulas:

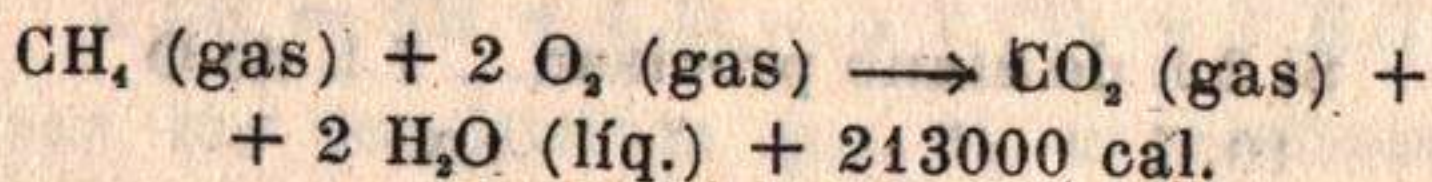


Para el propano:

$$\text{Cálculo del C...} \quad \dots \quad \frac{44}{36} = \frac{100}{a} ; a = 81,8 \% \text{ de C.}$$

$$\text{" " H...} \quad \dots \quad \frac{44}{8} = \frac{100}{b} ; b = 18,2 \% \text{ de H.}$$

Problema 92. ¿Cuál es el calor de formación del metano, sabiendo que la correspondiente reacción termoquímica es:



y que los calores de combustión del C y del H son, respectivamente:

Para el C... .. 94400 calorías.
 Para el H... .. 68400 " ?

Para obtener el calor de formación de un compuesto se suman los calores de combustión de los elementos que le forman, y de esta suma se resta el calor de combustión del compuesto. Aplicando esta regla al caso que nos ocupa, tendremos:

| | |
|---|------------------|
| Calor de combustión del C... .. | 94400 calorías. |
| " " " H (doble por entrar 2 átomos) ... | 136800 " |
| | 231200 calorías. |

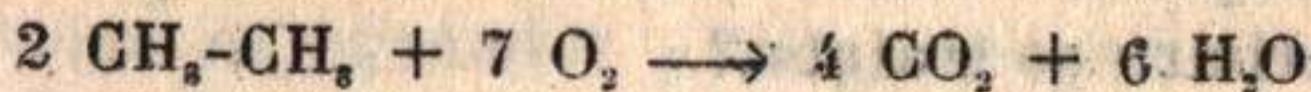
Restando de este valor el calor de combustión del metano:

$$231200 - 213000 = 18200 \text{ calorías.}$$

que será el calor de formación de dicho compuesto.

Problema 93. ¿Cuántos litros de O, medidos a 10° C y 785 mm., son necesarios para la combustión completa de 10 l. de etano, medidos en condiciones normales?

La combustión del etano se rige por la siguiente ecuación:



Teniendo en cuenta el significado volumétrico de que gozan las ecuaciones químicas, podremos decir:

Si 2 l. de etano precisan... 7 l. de O

10 " " " " " " ...x "

$$x = 35 \text{ l. de O}$$

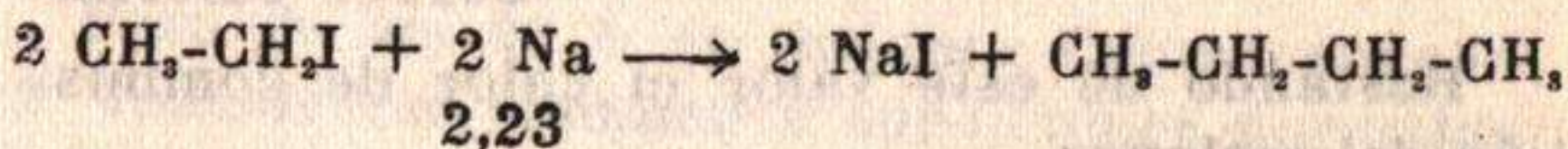
Este volumen es a 0° y 760 mm.; para las condiciones impuestas por el problema tomará el valor:

$$V' = \frac{P_0 V_0 (1 + \alpha \cdot t)}{P'} = 35,1 \text{ l. de O}$$

Resultado: Serán necesarios 35,1 l. de O a 10° y 785 mm.

Problema 94. Peso del Na necesario para obtener 100 gr. de butano a partir del ioduro de etilo, y volumen que ocupará el gas obtenido en condiciones normales de p y de t .

Reacción:



Razonaremos así:

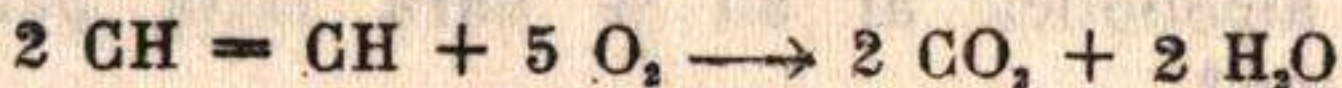
$$\frac{2.23 \text{ (gr. Na)}}{58 \text{ (gr. butano)}} = \frac{x}{100}; x = 79,3 \text{ gr. de sodio.}$$

Volumen ocupado por el gas desprendido:

$$\frac{58}{22,412} = \frac{100}{y}; y = 38,6 \text{ l.}$$

Problema 95. Para la combustión de 5 litros de un hidrocarburo han sido necesarios 12,5 litros de O y se han obtenido 5 litros de CO₂; ¿De qué hidrocarburo se trataba?

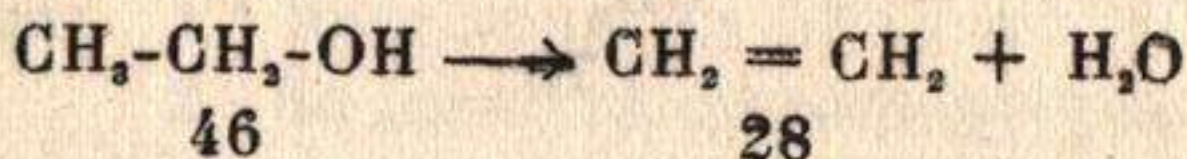
Solución. Se trata del acetileno, puesto que en su combustión, dada por la ecuación química:



entran los compuestos que en el problema se mencionan, en las proporciones que se indican.

Problema 96. ¿Cuántos gramos de eteno se prepararán por deshidratación de 25 gr. de alcohol absoluto? ¿Qué volumen ocupará el gas resultante, medido en condiciones normales de presión y temperatura?

Reacción:



De ella calcularemos la cantidad de eteno, como sigue:

Si con 46 gr. de etanol se obtienen 28 gr. de eteno.

Con 25 " " " prepararán x " "

$$x = 15,2 \text{ gr. de eteno.}$$

Cálculo del volumen:

Una molécula gramo de eteno (28 gr.)

ocupa... .. 22,412 l.

Luego 15,2 gr. ocupa... .. y "

$$y = 12,1 \text{ l.}$$

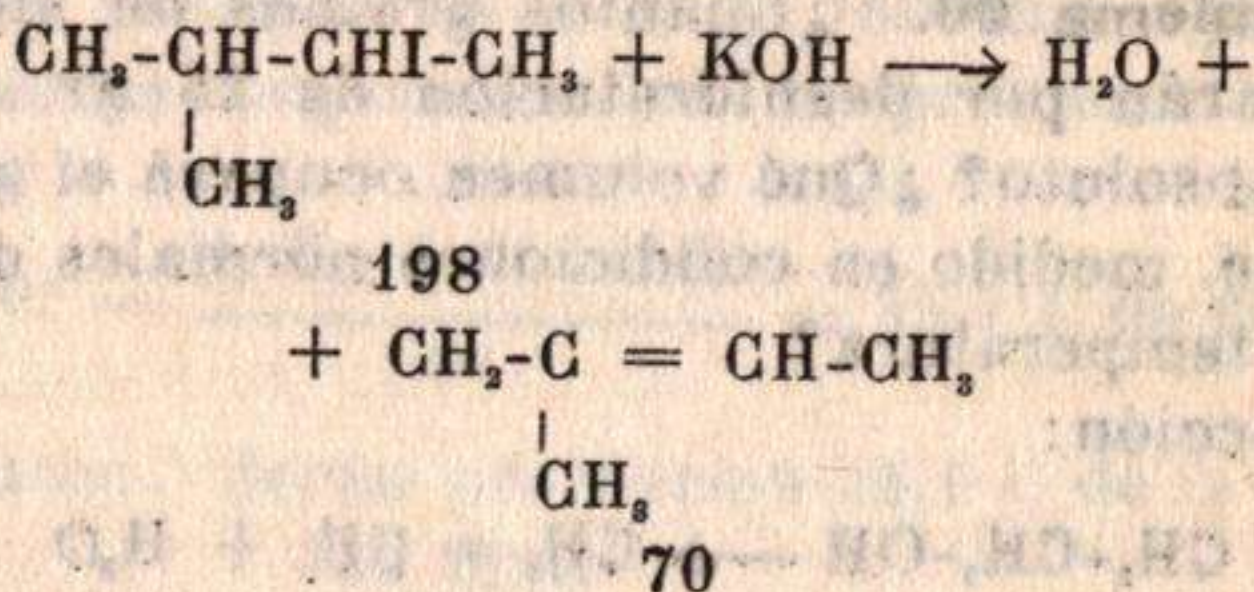
Resultados: El eteno obtenido pesa... 15,2 gr.

Y ocupa un volumen, en condiciones normales. 12,1 l.

Problema 97. Se desean preparar 100 gr. de metil-2-buteno-2, mediante la reacción de los derivados halogenados y la potasa en disolución

alcohólica. ¿De qué derivado halogenado se deberá partir? ¿Qué cantidad de potasa en disolución alcohólica al 30 % hará falta para la reacción?

- 1.º Se deberá tomar el metil-2-iodo-3-butano. La reacción será, pues:



Cálculo de la cantidad de derivado halogenado:

$$\frac{198 \text{ (gr. de derivado iodado)}}{70 \text{ (gr. del eteno)}} = \frac{x}{100}; x = 282,8 \text{ gr.}$$

Cálculo de la cantidad de potasa alcohólica:

$$\frac{70 \text{ (gr. de eteno)}}{56 \text{ (gr. de KOH)}} = \frac{y}{100}; y = 80 \text{ gr.}$$

Como la disolución es al 30 %, se precisará de ella:

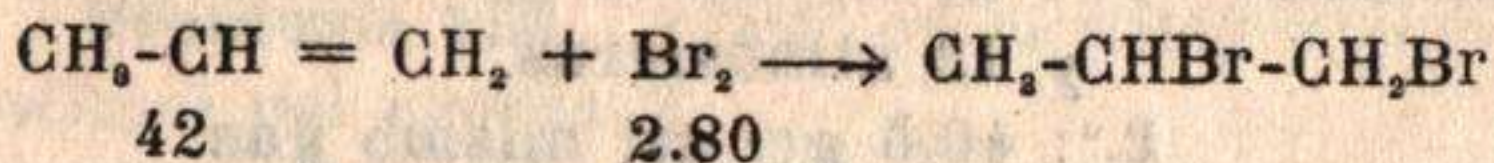
$$\frac{100}{30} = \frac{y'}{80}; y' = 266,6 \text{ gr. de solución alcohólica.}$$

Resultados:

- 1.º Se debe tomar el metil-2-iodo-3-butano.
- 2.º Se necesitarán 282,8 gr. de este cuerpo.
- 3.º Se necesitarán 266,6 gr. de disolución de KOH al 30 %.

Problema 98. ¿Cuántos gramos de bromo pueden reaccionar con 100 gr. de propeno? ¿Qué cuerpo resulta?

Reacción:



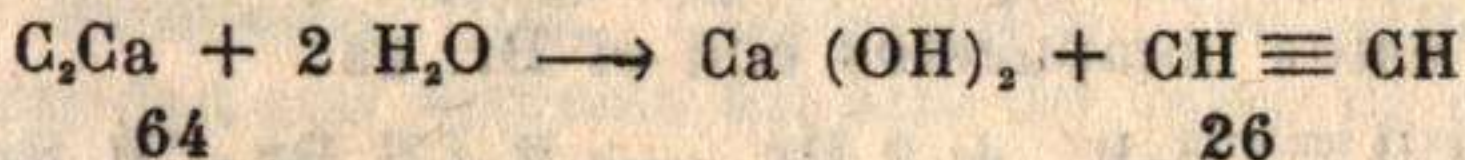
De ella podemos deducir la siguiente proporción:

$$\frac{42 \text{ (gr. de propeno)}}{2.80 \text{ (gr. de bromo)}} = \frac{100}{x}; x = 380,9 \text{ gr.}$$

Resultados: 1.º Reaccionarán 380,9 gr. de Br.
2.º Se formará dibromopropano-1-2.

Problema 99. Calcular el peso y el volumen, a 28° C. y 12 atm., del acetileno resultante de la descomposición por el agua de 100 gr. de C₂ Ca.

La reacción es:



De la que se deduce que con 64 gr. de C₂ Ca se obtienen 26 gr. de acetileno, que (a 0° y 760 mm.), ocupa 22,412 l.; luego:

$$\frac{64}{26} = \frac{100}{x}; x = 40,6 \text{ gr.}$$

y

$$\frac{64}{22,412} = \frac{100}{v}; v = 35,01 \text{ l.}$$

Este volumen, a las condiciones dadas por el problema, valdrá:

$$v' = \frac{v_0 \cdot D_0 \cdot (1 + \alpha t)}{D'} = \frac{35,01 \times (1 + 0,00367 \times 28)}{12} = 3,217 \text{ litros.}$$

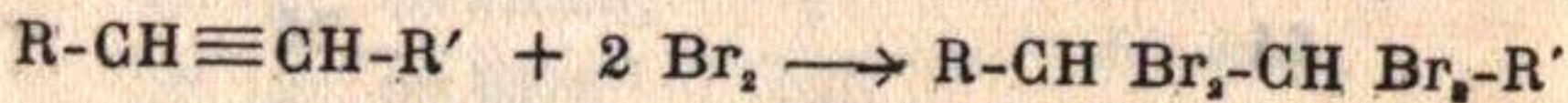
Resultado: 1.º: 3,217 litros de acetileno a 28º y 12 atmósferas.
2.º: 40,6 gr. del mismo gas.

Problema 100. En la saturación completa de una molécula gramo de un hidrocarburo no saturado han intervenido 320 gr. de Br. ¿Dicho hidrocarburo era eténico o etínico? Se supone que en la molécula del mismo existe un sólo doble o triple enlace.

Para saber los átomos de Br. que se han introducido en la molécula del compuesto, dividiremos el peso del Br. por su Pa (80).

$$320 : 80 = 4.$$

Luego 4 son los átomos del metaloide fijados, lo que nos indica que el hidrocarburo no saturado era etínico, puesto que el tipo de la reacción de estos compuestos con el Br. es:



Problema 101. ¿Cuál es el peso del litro normal del metano, eteno y acetileno?

1.º Para el metano:

Peso molecular: 16.

$$\text{Peso del litro normal: } \frac{16}{22,412} = 0,713$$

2.º Para el eteno: Fórmula: $CH_2 = CH_2$.

Peso molecular: 28.

$$\text{Peso del litro normal: } \frac{28}{22,412} = 1,24$$

3.º Para el acetileno: Fórmula: $\text{CH} \equiv \text{CH}$.

Peso molecular: 26.

Peso del litro normal: $\frac{26}{22,412} = 1,16$

Problema 102. ¿Cuál es la composición centesimal del propino?

Fórmula: $\text{CH}_2\text{-C} \equiv \text{CH}$. Peso molecular: 40.
Peso atómico del hidrógeno = 1. Id. id. del carbono = 12.

1.º Si en 40 gr. de propino hay 3×12 de carbono.
En 100 " " " x " "

$x = 90$ % de carbono.

2.º Si en 40 gr. de propino hay 4 gr. de hidrógeno.
En 100 " " " y " "

$y = 10$ % de hidrógeno.

| | | |
|--------------------|---------------------------------|----|
| Resultados: | Cantidad de carbono por ciento. | 90 |
| | " " hidrógeno | 10 |

Problema 103. Composición centesimal y densidad con respecto del aire del vapor de cloroformo, calculando el volumen que ocupará a 120°C . y 760 mm. de presión, el vapor que resulte de calentar 20 gr. de dicho cuerpo.

Fórmula del cloroformo: CHCl_3 . Peso molecular: 119,5.

1.º Cálculo de la composición centesimal:

$119,5 : 12 :: 100 : x ; x = 10,04$ % de C.

$119,5 : 1 :: 100 : y ; y = 0,83$ % de H.

$119,5 : 106,5 :: 100 : z ; z = 89,13$ % de Cl.

Comprobación:

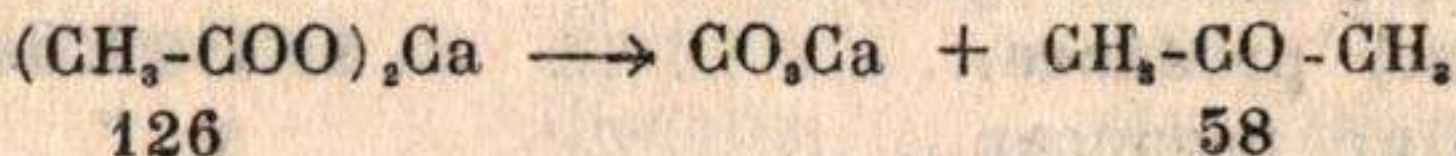
$x + y + z = 10,04 + 0,83 + 89,13 = 100,00$.

la operación es total, ¿cuál es la riqueza del acetato? **Dato:** Densidad de la acetona, 0,812.

Los 20 c.c. de acetona corresponderán a un peso de:

$$P = V \cdot D = 20 \cdot 0,812 = 16,24 \text{ gr. de acetona.}$$

La reacción de obtención de la acetona es:



Suponiendo, como decimos, que el rendimiento de la reacción es total, para obtener los 16,24 gr. de acetona precisará una cantidad de acetato cálcico, que podremos deducir de la siguiente proporción, basada en la anterior reacción:

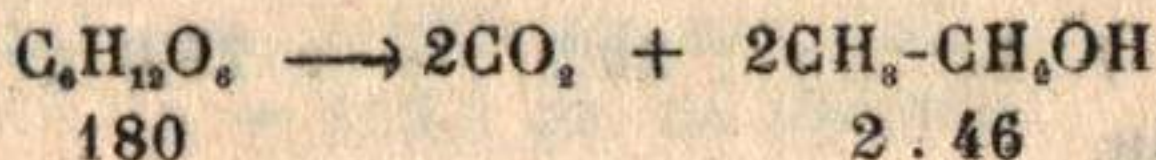
$$\begin{array}{l} 126 \text{ (gr. acetato)} : 58 \text{ (gr. acetona)} :: x : 16,24 \\ x = 35,28 \text{ gr. de acetato puro.} \end{array}$$

Luego los 40 gr. de acetato comercial contendrían 35,28 gr. de acetato puro; la riqueza expresada en % será:

$$40 : 35,28 :: 100 : y ; y = 88,2 \%$$

Problema 106. Un mosto de uva contiene 200 gr. de glucosa por litro. ¿Qué cantidad (por litro de disolución) de alcohol y qué volumen de CO_2 se habrá desprendido cuando el mosto haya experimentado la fermentación alcohólica? (Se supone el volumen medido en las condiciones normales).

La ecuación química que representa la fermentación alcohólica es:



De la cual, mediante la siguiente proporción podremos deducir la cantidad de alcohol:

$$180 \text{ (gr. de glucosa)} : 2.46 \text{ (gr. alcohol)} :: 200 : x$$

$$x = 102,1 \text{ gr. de alcohol.}$$

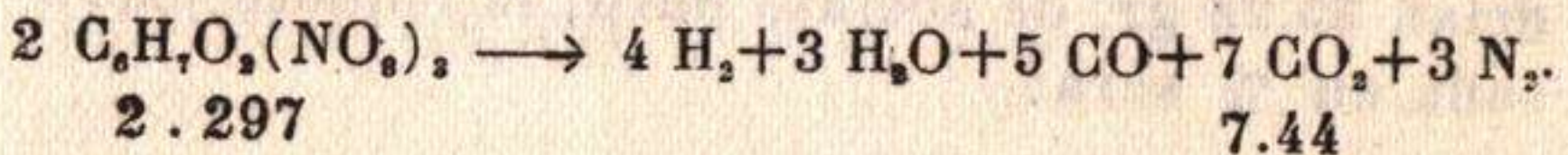
Para averiguar el volumen del CO_2 desprendido, razonaremos así:

Si una mol. de glucosa (180 gr.) producen... .. 2 . 22,412 l. de CO_2 ,
 200 gr. producen... .. y " "

$$y = 49,8 \text{ litros de } \text{CO}_2$$

Problema 107. Recogidos los gases procedentes de la descomposición de la piroxilina se hacen burbujear por una disolución de KOH, con lo cual disminuye el volumen de dicha mezcla gaseosa en 20 litros. ¿Qué cantidad de piroxilina se ha descompuesto?

La reacción de descomposición de la piroxilina o algodón pólvora es:



Al burbujear la mezcla gaseosa en la disolución de KOH se absorbe el CO_2 y la disminución de volumen es la cantidad que de éste se ha producido; luego los 20 l. corresponderán a un peso de CO_2 que se calculará como sigue:

$$\frac{22,412 \text{ l.}}{44 \text{ gr.}} = \frac{20}{x}; x = 39,2 \text{ gr. de } \text{CO}_2$$

Para calcular la cantidad de algodón pólvora que puede proporcionar esta cantidad de CO_2 , plantearemos la siguiente proporción:

$$2 . 297 : 7 . 44 :: y : 39,2 ; y = 75,6 \text{ gr. de piroxilina.}$$

Problema 108. Si se mezclan 80 gr. de agua con 60 de éter y se agita hasta que establezca el equilibrio, ¿cuál es la composición de las dos capas que se forman? **Dato.** En 100 partes de agua se disuelven 10 y en 100 de éter se disuelven 10 de agua.

| | | |
|---------------------|-----------------|--------------|
| Capa superior.. ... | disolvente. ... | éter (E gr.) |
| | disuelto | agua (a gr.) |
| Capa inferior... .. | disolvente. ... | agua (A gr.) |
| | disuelto | éter (e gr.) |

Según los datos del problema podremos escribir:

$$E + e = 60 \text{ gr.}$$

$$A + a = 80 \text{ gr.}$$

$$\text{Además... .. } e = 0,1A$$

$$a = 0,1E$$

$$\text{Reemplazando... .. } E + 0,1A = 60$$

$$A + 0,1E = 80$$

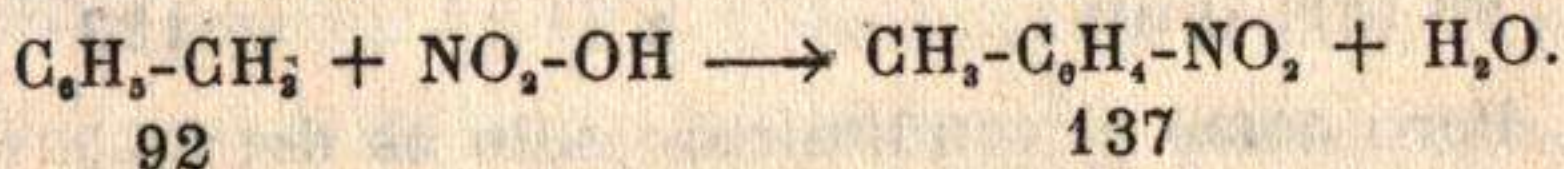
Sistema que resuelto nos da:

Resultados:

| | |
|---------------------|------------------------|
| Capa superior... .. | E = 52,52 gr. de éter. |
| | e = 5,1 gr. de agua. |
| Capa inferior... .. | A = 74,9 gr. de agua. |
| | a = 7,43 gr. de éter. |

Problema 109. ¿Qué cantidad de nitrotolueno se obtendrá por la nitración de 80 gr. de tolueno, suponiendo: 1.º, que la reacción sea total; 2.º, que el rendimiento sea sólo del 70 %?

Reacción:



De ella podremos deducir la proporción:

$$92 \text{ (gr. tolueno)} : 137 \text{ (gr. nitrotolueno)} :: 80 : x$$

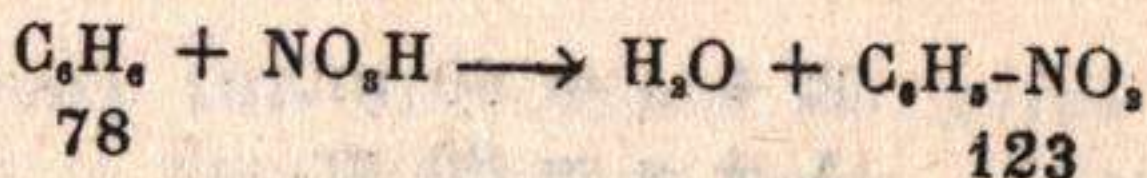
$$x = 119,1 \text{ gr. de tolueno.}$$

2.° Si el rendimiento es del 70 % se obtendrá:

$$\frac{119,1 \cdot 70}{100} = 83,37 \text{ gr.}$$

Problema 110. 100 gr. de benceno se nitran por la acción de la mezcla nitrosulfúrica y el producto resultante se reduce por la acción del ac. ClH y el polvo de Sn. ¿Qué cantidad de anilina se obtiene si el rendimiento de la nitración es del 55 % y el de la reacción de reducción el 68,5 %?

Reacción de nitración del benceno:



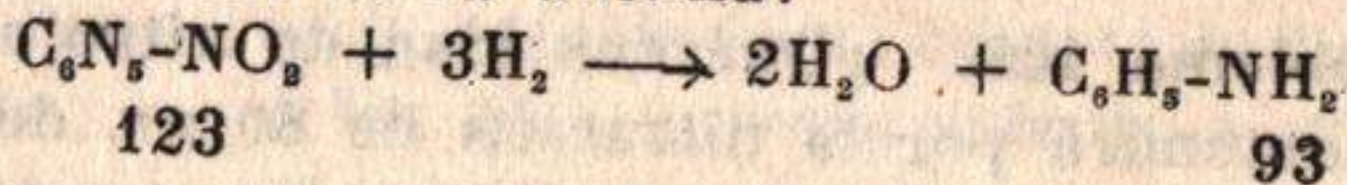
Cantidad de nitrobenceno producida: Si el rendimiento de la operación fuese total:

$$\frac{78 \text{ (gr. benceno)}}{123 \text{ (gr. nitrobenceno)}} = \frac{100}{x}; \quad x = 159,69 \text{ gr. de nitrobenceno.}$$

Pero como el rendimiento sólo es del 55 %, tendremos:

$$\frac{100}{55} = \frac{159,69}{y}; \quad y = 87,83 \text{ gr. de nitrobenceno.}$$

Reacción de la anilina:



Cálculo de la cantidad de anilina:

$$\frac{123 \text{ (gr. nitrobenceno)}}{93 \text{ (gr. anilina)}} = \frac{87,83}{z}; \quad z = \frac{93 \times 87,83}{123}$$

Pero como el rendimiento sólo es del 68,5 %, la cantidad producida será:

$$z' = \frac{93 \cdot 87,83 \cdot 68,5}{123 \cdot 100} = 45,48 \text{ gr. de anilina.}$$

PROBLEMAS A RESOLVER

1.—¿Cuál es el peso del litro normal de H?

2.—¿Cuánto pesan 5 metros cúbicos de Neon, suponiendo que este volumen se ha medido a 20°C. y 760 mm.?—DATO: Densidad del Neon con respecto al oxígeno: 0,629.

3.—Las densidades del Argon y del Cripton con relación al O son, respectivamente: 1,25 y 2,6. ¿Qué cantidades de ellos deberemos tomar para llenar un volumen de 750 l. a 0° y 760 mm.?

4.—En 100 partes en peso de aire hay 75,3 de N y 1,4 de Ar. Sabiendo que la densidad de este último con respecto al O es 1,25, ¿cuál es la densidad del N con respecto al O y al aire?

5.—¿De qué cantidades de ioduro sódico y de ioduro magnésico deberá partirse para obtener la misma cantidad de iodo?

6.—80 c.c. de agua de cloro se someten prolongadamente a la acción de la luz. ¿Qué cantidad de disolución de NaOH al 20 % necesitaremos para neutralizar completamente el líquido resultante? Un volumen de agua disuelve a 0° 3 vols. de Cl y se supone que la hidrolisis del cloro es total.

7.—¿Qué volumen de SO₂ (medido en condiciones normales) hará falta para transformar enteramente en IH 5 l. de agua de iodo?—DATO:

Una parte de agua disuelve $\frac{1}{60000}$ partes de iodo.

8.—Para eliminar el SH₂ de un recinto cerrado de 8 m³ de capacidad se ha necesitado 1 litro de Cl, medido a 25° y 1 atm. de presión. ¿Qué can-

tividad de SH_2 , por unidad de volumen (litro), existía?

9.—¿Qué cantidad de ClH se podrá obtener a partir de 100 gr. de ClNa puro y SO_4H_2 concentrado en cantidad suficiente, trabajando a temperatura inferior a 220° ?

10.—¿Qué cantidad de reactivos serán necesarios para saturar a 0° , con el ClH producido. 2 litros de agua?

11.—Se destilan 2 litros de ClH de 1,212 de densidad, hasta que en el matraz de destilación queda un volumen exacto de 45 c.c. ¿Cuántos gramos de ClH puro se han eliminado?—DATO: El ClH de 1,212 de densidad contiene el 43 % de ClH . La disolución que quede en el matraz contiene el 20,44 % de ClH .

12.—¿Qué cantidades de P y de Br son necesarias para preparar 5 l. de disolución de BrH del 48 %?

13.—¿Qué cantidad de precipitado se recogerá al tratar una disolución de nitrato de plata, en exceso, por 7,5 c.c. de ClH de 1,212 de densidad?—DATO: el ClH de 1,212 contiene 43 % de gas.

14.—Una molécula gramo de SO_4H_2 , ¿a cuántos equivalentes de sosa y de barita neutralizará?

15.—Un equivalente de sosa, ¿qué cantidades de ácido clorhídrico, sulfúrico y fosfórico neutralizará?

16.—¿Qué cantidad de precipitado se forma por la acción del agua sobre 30 gr. de tetrafluoruro de silicio?

17.—¿Cuántos gramos de ion $\text{Na}\cdot$ y de ion OH' se forman en la disociación completa de una mol. de NaOH ?

18.—¿Cuántos gramos de ion $\text{H}\cdot$ se forman en la ionización del ácido acético, cuando se di-

suelve 0,01 moles por litro de disolución, sabiendo que el grado de disociación en estas condiciones es de $\alpha = 0,041$?

19.—Suponiendo que la ionización es total, ¿qué cantidad, en gramos, de iones Cl' se formarán en la disolución de 100 gr. de cloruro bórico cristalizado, cloruro cálcico cristalizado y cloruro de manganeso también cristalizado?—DATO: Estas sales cristalizan, respectivamente, con 2, 6 y 4 moléculas de agua.

20.—¿Qué cantidad de nitrato cúprico cristalizado se deberá tomar para preparar 250 c.c. de disolución normal de aquella sal?—DATO: El nitrato cúprico crist. que se supone se emplea es el que cristaliza con 3 moléculas de agua.

21.—¿Qué cantidad de ClH de 1,2 de densidad hará falta para disolver 100 gr. de carbonato magnésico cristalizado?—DATO: El carbonato magnésico cristaliza con 3 moléculas de agua, y el ClH de 1,2 de densidad contiene 39,11%.

22.—¿Cuántas moles de SO_4H_2 hay en 1 litro de disolución de aquél, al 80 %?

23.—¿Cuántas moles hay en 1 litro de oxígeno líquido, sabiendo que su densidad a la temperatura de ebullición es de 1,12?

24.—¿Qué cantidad de electricidad será necesaria para depositar totalmente el cobre contenido en 250 c.c. de disolución de SO_4Cu que contiene 0,7 moles por litro?

25.—¿Cuánto tiempo habremos de pasar una corriente de 0,8 amperios por una disolución de sal de plata para obtener un depósito de 1 gr. de este metal?

26.—¿Qué cantidad de Cl , en peso y en volumen, se obtendrá electrolizando una disolución de ácido clorhídrico, con una corriente de 1,6

amperios, durante 6 horas? La temperatura ambiente es de 25° y la presión atmosférica de 764 mm.

27.—¿Una disolución de cloruro cálcico al 0,8 %, cuántas moles por litro contiene?

28.—Si con 100 gr. de BrNa cristalizado se prepara 1 litro de disolución acuosa, ¿cuál es su concentración en % y en moles por litro?—

DATO: El BrNa cristaliza con 2 moléculas de agua.

29.—Averiguar la densidad del BrH y del IH gaseosos, con respecto al aire y al hidrógeno.

30.—¿Qué volumen ocuparán 0,7 moles de N a 1,7 atmósferas de presión y a 15° ?—DATO: $R = 0,08$ litros-atmósferas.

31.—Averiguar la composición centesimal del ácido nítrico (NO_3H) y del hidróxido potásico.

32.—Averiguar la composición centesimal del ácido pirofosfórico y del metafosfórico.

33.—Averiguar el equivalente químico del Zn, sabiendo que el Pm del cloruro de cinc es 136,294, y que la composición centesimal de este compuesto es:

| | |
|----------|-------|
| Zn... .. | 47,96 |
| Cl... .. | 52,03 |

34.—¿Cuál es la fórmula del cloruro de cinc conociendo su peso molecular y su composición centesimal? Estos datos se encuentran en el enunciado del problema anterior.

35.—¿Cuál es la valencia del Germanio, si su peso atómico es 72,6 y su equivalente 36,3?

36.—¿Cuál es la valencia del Radio y del Calcio si los valores de sus pesos atómicos y de sus equivalentes respectivos son:

| | |
|--------------|----------------------------------|
| Radio... .. | Pa 225,97; equivalente, 112,985. |
| Calcio... .. | " 40,08; " 20,04. |

37.—¿Cuántos litros de H₂, medidos a 25° y 0,8 atm. se obtienen por la descomposición del agua por 1 gr. de sodio?

38.—¿Qué volumen de cloro, medido a 10° y 2 atm. de presión será necesario para desalojar todo el bromo contenido en 100 c.c. de una disolución que contenga 0,3 moles de bromuro cálcico por litro?

39.—¿Qué cantidad de thiosulfato sódico décimo normal será necesario para reaccionar con 0,1 gr. de iodo?

40.—50 gr. de ioduro sódico impurificado de iodato ha sido tratado por SO₂H₂ y ha necesitado 40 c.c. de hiposulfito $\frac{N}{20}$ para decolorar todo el iodo puesto en libertad. ¿Cuál era la cantidad de iodato % que contenía dicho ioduro?

41.—¿Cuántos litros de ácido sulfhídrico, medidos en condiciones normales, será preciso hacer pasar por una suspensión de iodo en agua, para con el líquido resultante poder neutralizar 0,7 moles de sosa?

42.—¿Qué cantidad de perhidrol deberá diluirse con agua para preparar litro y medio de disolución que contenga 2,4 moles de H₂O₂ por litro?

43.—A partir de perhidrol se quieren preparar 20 l. de agua oxigenada de 12 volúmenes, ¿qué cantidad de aquél será preciso gastar?

44.—Expresar la concentración del agua oxigenada de 12 vols. en % y en moles por litro.

45.—100 gr. de peróxido de sodio y 100 gr. de peróxido de bario se tratan, respectivamente, por ClH y SO₂H₂, y con el agua oxigenada obtenida en cada caso se prepara 1 litro de disolución. ¿De cuántos volúmenes es cada una de las disoluciones preparadas?

46.—El H_2O_2 que contiene una mol. por litro, ¿de cuántos volúmenes es?

47.—40 c.c. de H_2O_2 de 18 vols. ha decolorado 540 c.c. de una disolución de permanganato potásico. ¿Cuántas moles por litro contenía esta disolución?

48.—¿Cuál será la normalidad de una disolución que contenga por litro 0,8 moles de SO_4H_2 ?

49.—¿Qué volumen de disolución 0,96 N de ClH habrá que diluir para preparar 5 l. de disolución $\frac{N}{10}$ de dicho cuerpo?

50.—¿Qué volumen de $NaOH$ 0,54 N. se neutralizará con 25 c.c. de SO_4H_2 exactamente N?

51.—¿Qué cantidad de ácido nítrico de $d = 1,35$ (55,76 %) será precisa para preparar 5 litros de disolución normal de dicho cuerpo?

52.—¿Qué cantidad de dicromato potásico se habrá hecho reaccionar con exceso de ioduro potásico, si el iodo puesto en libertad por esta reacción ha sido decolorado por 100 c.c. de thio-sulfato sódico $\frac{N}{10}$?

53.—¿Cuántos litros de ácido clorhídrico 2N. podrán prepararse con 1 l. del ácido de 1,2 de densidad (39,11 %) ?

54.—¿Qué cantidad de SO_4H_2 de 1,52 de densidad (61,59 %) hará falta para preparar 8 l. de disolución $\frac{N}{10}$ del mismo?

55.—Se desean preparar 5 litros de disolución N de hidróxido amónico, y para ello se dispone de una disolución de amoníaco de 0,894 de densidad. ¿Qué cantidad de éste se habrá gastado?
—DATO: La disolución amoniaca de la densidad expresada contiene 30,37 % de NH_3 .

56.—¿Cuántos gramos de hidrato potásico se habrán de gastar en la preparación de una mol. de hipoclorito, por la acción de una corriente de cloro sobre aquella? ¿Podrá esta cantidad de potasa disolverse en poca agua para esta preparación?

57.—Por un líquido que lleva 5 gr. de iodo en disolución (para conseguir lo cual se ha adicionado IK) se hace pasar una mezcla gaseosa de SH_2 y de N. Después, y para decolorar el exceso de iodo que ha quedado libre, se necesitan 150 c.c. de tiosulfato sódico $\frac{\text{N}}{10}$. ¿Cuál es la composición de aquella mezcla gaseosa en peso y en volumen?

58.—¿Cuál sería la composición del aire contenido en una habitación de 10 m³ de capacidad después de la combustión de 100 gr. de S?—
DATO: Composición del aire en volumen:

| | | | |
|------|-----|-----|---------|
| N... | ... | ... | 78,19 % |
| O... | ... | ... | 20,81 % |

59.—¿Cuántos gramos de nitrito amónico se tendrá que descomponer por el calor para llenar de N un balón de 5 litros de capacidad, a la presión de 4 atm. y a la temperatura de 18° C?

60.—¿Qué cantidad de P se podrá obtener a partir de 80 gr. de fosfato tricálcico de una riqueza del 56 %?

61.—¿Qué volumen de NH_3 se desprenderá al tratar por un álcali 100 gr. de cloruro amónico? Recogiendo el gas en agua y haciendo exactamente un litro de disolución, ¿cuál es la normalidad de la disolución resultante?

62.—¿Cuántas moles por litro contiene la disolución saturada de amoníaco?—DATO: 1 vol. de agua disuelve a 0° 1148 vols. de NH_3 .

63.—¿Cuántos gramos de sulfato amónico se prepararán neutralizando con SO_3H_2 suficiente 2,5 litros de disolución amoniaca de 0,882 de densidad? — DATO: Dicha disolución contiene 34,95 % de NH_3 .

64.—¿Cuál será la composición del líquido resultante de mezclar 1 l. de disolución de KOH de 1,546 de densidad (50,6 %) y 1,8 litros de disolución de NO_3H de 1,35 de densidad (55,76 %) ?

65.—¿Cuál es la concentración de los iones de hidrógeno de un líquido cuyo PH es 4?

66.—La disolución centésimo normal de un álcali, ¿qué valor tiene para el PH ?

67.—¿Cuál es el PH de las disoluciones 0,5N; 2,3N, y $\frac{1}{6}$ N de un ácido? ¿Cuál es la concentración de los iones oxhidrilo en los mismos líquidos?

68.—¿Qué cantidad de nitrato potásico y de ácido sulfúrico son necesarias para preparar el ácido nítrico que se contiene en 5 litros de disolución normal de dicho cuerpo?

69.—En sendas cápsulas se calientan 100 gr. de nitrato bórico y otro tanto de nitrato sódico. ¿Cuál es la naturaleza y la cantidad de los respectivos residuos? ¿Qué residuo deja el nitrato amónico puro?

70.—Se calientan fuertemente 60 gr. de fosfato disódico y 40 del monosódico. ¿Qué cantidad de residuo queda en cada caso? ¿Cuáles son las sales formadas?

71.—El Ra. tiene de Pa. 226 y de N.º atómico 88; por emisión de una partícula α origina la emanación; la cual emite otra partícula α originando el Ra A. y éste, a su vez, origina el Ra B. por emisión de una partícula β ¿Cuáles

son los pesos atómicos y los números atómicos de estos elementos? ¿Con qué otros, más conocidos, son isotopos cada uno de ellos?

72.—Sabiendo que la composición centesimal del propano es:

81,8 % de C

18,2 % de H

y que su peso molecular es 44, averiguar su fórmula.

73.—Averiguar la composición centesimal de la propanona, sabiendo que su peso molecular es 58 y que su fórmula es C_3H_6O .

74.—¿Cuál es la composición centesimal del propenoico, sabiendo que su peso molecular es 72 y que su fórmula empírica es $C_3H_4O_2$?

75.—¿Qué cantidad de O intervendrá en la combustión completa de 1 m³ de acetileno (medido en condiciones normales de p y t)?

76.—¿Cuál es la fórmula de un compuesto de C, H y N, cuyo peso molecular es 45 y su composición centesimal es:

C... .. 53,33 %

H... .. 15,55 %

N... .. 31,11 %

77. ¿Cuántas moles de cinc-etilo serán necesarias para preparar 240 gr. de etano, suponiendo que el rendimiento de la operación sea total?

78.—¿Cuántas moles contiene un litro normal de eptano?—DATO: La densidad de este compuesto es 0,683.

79.—¿Qué cantidad de nitroexano se obtendrá por la nitración de medio litro de exano, sabien-

do que la densidad de éste es 0,658 y que el rendimiento de la operación es del 65 %?

80.—El calor de combustión de 1 l. de eteno, referido al agua líquida, es 14990 cal. ¿Cuál es el calor de formación de este compuesto, sabiendo que los calores de combustión del C y del H. respectivamente, son:

Para el C... .. 94400

Para el H... .. 68400

81.—Resolverse el mismo problema anterior aplicado al exano (gas), sabiendo que el calor de combustión de 1 l. de dicho cuerpo vale 35198 cal.

82.—¿Cuál es el peso del litro normal de los vapores del cloruro, bromuro y ioduro de metilo?

83.—¿Qué productos y qué cantidades de ellos se forman tratando 50 gr. de cloruro de butilo por disolución acuosa o alcohólica de potasa?

84.—¿Cuántas moléculas gramo de tricloruro de fósforo reaccionará con 360 gr. de glicerina?

85.—¿Qué cantidad de etanal se formará por la oxidación de 60 gr. de alcohol ordinario, si el rendimiento de la operación es del 48 %?

86.—El producto de la destilación de la glicerina con bisulfito potásico, a alta temperatura (acroleína) ha sido capaz de decolorar 40 c.c. de agua de bromo. ¿De qué cantidad de glicerina se ha partido, suponiendo que la transformación en acroleína no es total, sino de un rendimiento del 75 %?

87.—¿Qué cantidad de éter sulfúrico se preparará por la acción del ácido bencenosulfónico sobre 80 gr. de alcohol ordinario?

88.—Oxidando un alcohol se obtiene un cuerpo, cuya composición centesimal es la siguiente:

| | | | | |
|------|-----|-----|-------|---|
| C... | ... | ... | 40 | % |
| H... | ... | ... | 6,66 | % |
| O... | ... | ... | 53,33 | % |

y su peso molecular es 60. ¿El alcohol era primario, secundario o terciario?

89.—¿Qué cuerpos y qué cantidades de ellos se producen por la fermentación total de 250 gramos de glucosa: a) por la fermentación alcohólica; b) por la fermentación butírica?

90.—¿Qué cantidad de precipitado se obtiene por la acción de una disolución de bisulfito sódico sobre 150 gr. de propanal?

91.—¿Qué cantidad de etanonitrilo deberá hidratarse para preparar 100 gr. de etanoato amónico? Obteniendo de esta disolución el ácido correspondiente y disolviéndolo hasta hacer un litro de disolución, ¿cuál será su normalidad?

92.—¿Qué cantidades de acetato de plata y de ioduro de etilo precisan para obtener 50 gr. de acetato de etilo, suponiendo que el rendimiento de la operación es del 46,5 %?

93.—¿Qué cantidad de ester se forma al tratar por exceso de alcohol ordinario 350 c.c. de una disolución 2N de ácido acético, teniendo cuidado de eliminar el agua conforme se produce en la reacción?

94.—¿Qué cantidad de nitroglicerina se obtendrá a partir de 60 gr. de glicerina, por nitración mediante la mezcla de los ácidos nítrico y sulfúrico, suponiendo que el rendimiento de la reacción es total?

95.—¿Qué cantidad, en peso y en volumen, a 0° y 760 mm., de N se desprenderá al estallar un kilo de dinamita? La dinamita se forma impregnando tierra de trípoli con 75 % de trinitroglicerina.

96.—¿Qué cantidades de palmitina, estearina y oleina, de una riqueza del 66 %, deberán saponificarse para preparar una mol. de cada uno de los ácidos palmítico, esteárico y oleico?

97.—Para la combustión completa de una molécula gramo de un ácido orgánico se necesita media mol. de O y se forman 2 de CO₂. ¿De qué cuerpo se trata?

98.—¿Qué cantidad de glicol se deberá oxidar para con el ácido oxálico formado preparar 365 c.c. de una disolución saturada de dicho cuerpo?—DATO: Solubilidad del ácido oxálico: en 100 partes de agua, 8,6 gr.

99.—¿Cuál es la concentración de una disolución de ácido oxálico si 20 c.c. de ella decoloran 50 c.c. de otra de permanganato potásico décimo normal, verificándose la reacción en medio ácido?

100.—¿Qué cantidad de carbonato sódico se obtendrá a partir de 1 Kg. de sulfato sódico comercial de 79 % de riqueza, siguiendo el método de Leblanc?

101.—¿Qué cantidades de CO₂ y de ClNa son necesarias para preparar 1 Kg. de carbonato sódico neutro por el método de Solvay?

102.—¿Qué cantidad de precipitado se obtendrá al tratar por agua de cal 230 gr. de bitartrato potásico?

103.—¿Cuántos gramos de etano nitrilo precisará reducir para preparar 100 gr. de etilamina? ¿Qué volumen de H₂, medido a 25° y 746 milímetros, se empleará?

104.—¿Cuántos gramos de alcohol se obtendrán a partir de los 100 de la etilamina anterior por la acción del ácido nitroso? ¿Qué cantidad de ácido nitroso se gastará? ¿Cuál será el vo-

lumen del N desprendido si lo medimos a 21° y 708 mm.?

105.—¿Qué volumen de amoníaco (medido en condiciones normales) puede fijar una mol. de ácido monocloroacético? ¿Qué cantidad de glicocola resulta de esta reacción?

106.—Se tratan 100 gr. de ioduro de etilo por cianuro potásico y otros 100 gr. del mismo ioduro por cianuro de plata; ¿qué cuerpos y cantidades de ellos se forman en cada caso?

107.—Por la hidratación de etanonitrilo se han obtenido 60 gr. de acetato amónico; ¿de qué cantidad de producto puro se habrá partido si el rendimiento de la operación es del 68 %?

108.—200 gr. de cianuro potásico se funden en presencia del aire ambiente; ¿qué aumento de peso experimenta? ¿Qué cuerpo se produce y qué cantidad del mismo se forma?

109.—Descomponiendo, con el auxilio del calor, 100 gr. de ferrocianuro potásico se han obtenido 50 gr. del mismo metal. ¿Cuál es la riqueza por ciento de dicho ferrocianuro?

110.—¿Qué cantidades de cianato potásico y sulfato amónico deberán mezclarse para preparar 150 gr. de urea? ¿Qué cantidades de aquellos reactivos serán necesarias para preparar una molécula gramo de urea?

111.—20 c.c. de una disolución de urea, tratados por hipobromito alcalino en exceso, desprenden un volumen de N que, medido a 25° y 730 milímetros, es de 18 c.c. ¿Cuál era la concentración de aquella disolución?

112.—¿Qué cantidades de benceno y de cloruro de metilo hará falta hacer reaccionar, en presencia del cloruro de aluminio, para obtener 1 litro de tolueno, suponiendo que el rendimiento

de la reacción es del 80 %?—DATO: Densidad del tolueno: 0,869.

113. ¿Qué cantidad de ácido benzoico hará falta destilar, en presencia de cal viva, para preparar 2,5 litros de benceno?—DATO: Densidad del benceno: 0,874.

114.—¿Cuántos litros de cloro, medidos en condiciones normales, será preciso hacer pasar por 1 litro de benceno para transformarle en monoclorobenceno?—DATO: Densidad del benceno: 0,874.

115.—¿Cuántas moles de SO_3H_2 hacen falta para sulfonar totalmente medio litro de benceno? Densidad del benceno: 0,874.

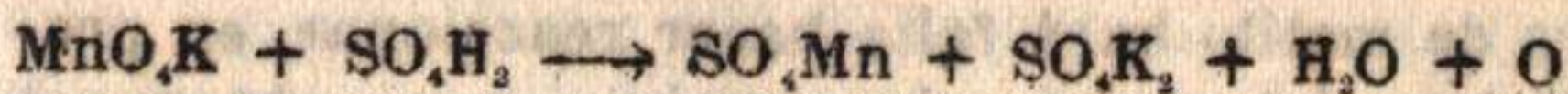
116.—¿Qué cantidad de fenol se obtendrá a partir de 300 gr. de bencenosulfonato sódico y exceso de sosa?

117.—Calcúlese la concentración de una disolución de sacarosa que sea isotónica con una de glucosa al 1 por mil. ¿Qué presión osmótica, dada en atmósferas, tienen estas disoluciones?

118.—Se disuelven 0,1 gramo de alcanfor en 30 gr. de éter. ¿Cuál es el punto de ebullición de esta disolución?—DATOS: Punto de ebullición del éter puro: $34,6^\circ$. Constante ebulloscópica del éter referido a 100 c.c. de disolvente: $30,3^\circ$.

119.—Determinar el equivalente gramo del zinc sabiendo que 6,54 gramos de este metal, tratados por exceso de ácido clorhídrico, dan lugar a 2,241 c.c. de hidrógeno.

120.—Cálculo de los coeficientes de la siguiente reacción:

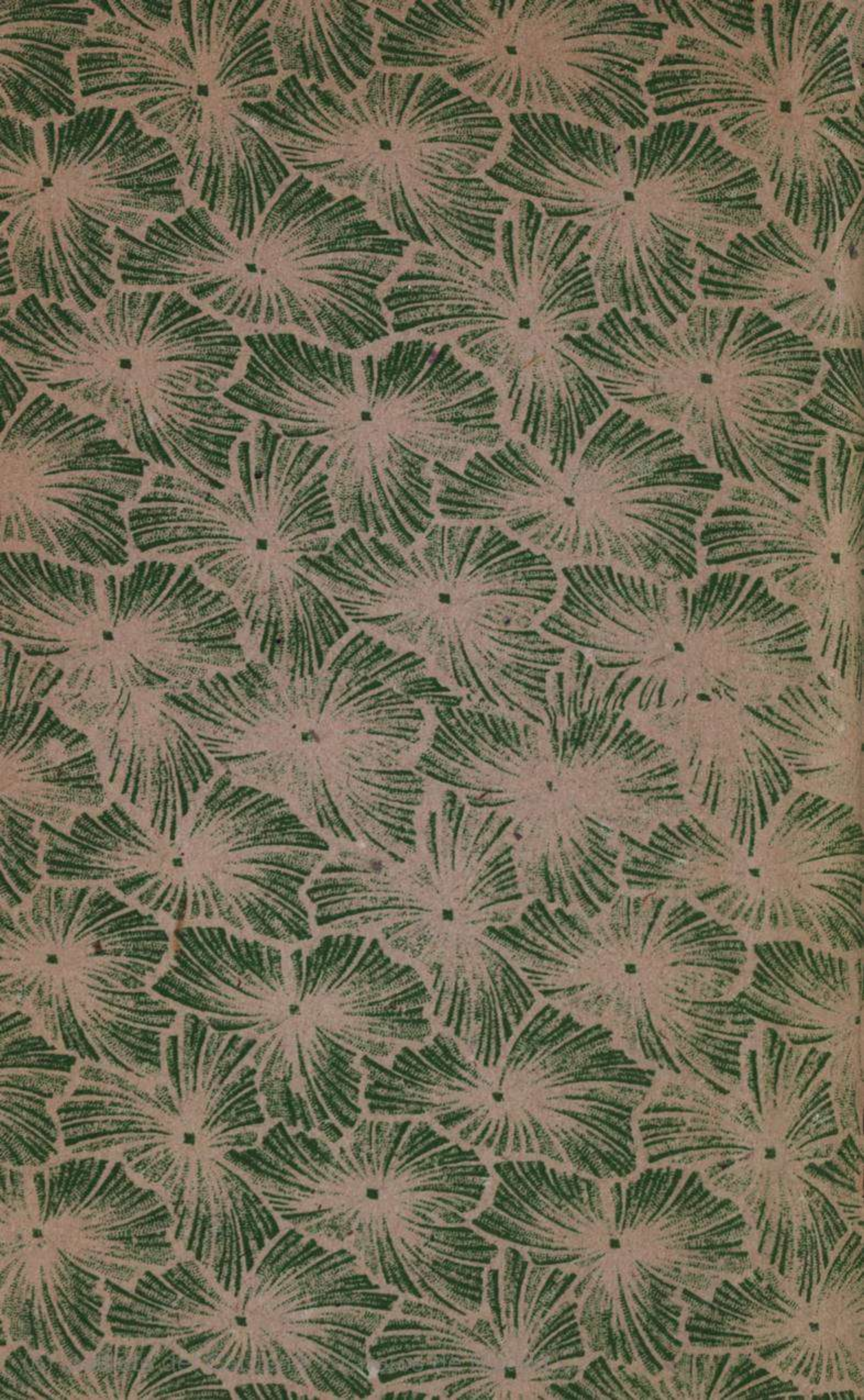


ERRATAS ADVERTIDAS

| Página | Línea | Dice | Debe decir |
|--------|-------|---|---|
| 24 | 15 | calentar | calcular |
| 38 | 17 | color | olor |
| 44 | 33 | plomo pirofosfórico | plomo pirofórico |
| 63 | 30 | acarbónico | carbónico |
| 64 | 16 | acéticos | ácido acético |
| 78 | 16 | mecher | mechero |
| 83 | 11 | 2 S ₂ O ₆ Na ₂ | 2 S ₂ O ₄ Na ₂ |
| 100 | 3 | H' | H. |
| 107 | 22 | Exceso de 1 | Exceso de I |
| 123 | 3 | SO ₄ H ₂ + Zn → SO ₄ H ₂ + H ₂ | SO ₄ H ₂ + Zn → SO ₄ Zn + H ₂ |
| 161 | 17 | As ₂ Zn ₂ | As ₂ Zn ₄ |
| 163 | 4 | 169,4 | 169,4 |
| 166 | 19 | a - b = 100 | a + b = 100 |
| 171 | 2 | $x = \frac{3,5 \pm \sqrt{3,5^2 - 4 \cdot 0,92 \cdot 2,5}}{2 \cdot 0,92}$ | $x = \frac{3,5 \pm \sqrt{3,5^2 - 4 \cdot 0,92 \cdot 2,5}}{2 \cdot 0,95}$ |
| 175 | 3 | CH = CH | CH ≡ CH |
| 176 | 7 | → H ₂ O + | → H ₂ O + IK + |
| 180 | 9 | v' = v ₀ (1 + . t) = | v' = v ₀ (1 + α . t) = |
| 180 | 16 | CH ₃ COO + CH ₂ -CH ₃ | CH ₃ COO . CH ₂ -CH ₃ |

INDICE

| | <u>Pág.</u> |
|---|--------------------|
| Prácticas. Química inorgánica. | 6 |
| Química orgánica. | 54 |
| Volumetría. | 80 |
| Problemas. Generalidades. | 87 |
| Química inorgánica. | 106 |
| Química orgánica. | 171 |
| Problemas a resolver. | 185 |





I. CARDENAS

T

FONDO

S. X

Alexandre
Histo van

—
PRACTICAS
Y
PROBLEMAS
DE
QUIMICA

338

DENAL CISNEROS

T24- 55

FONDO ANTIGUO

S. XIX-XX