

# **PROCESOS DE FABRICACION DE METALES NO FERROSOS**

## **GUIA DE ESTUDIO DE LA UNIDAD III**

### **UNIDAD III PIROMETALURGIA**

**Competencia específica a desarrollar:** Analizar y aplicar las funciones termodinámicas y cinéticas que rigen las operaciones pirometalúrgicas para la obtención de los metales no ferrosos.

### **3.1. Termodinámica y cinética de los procesos de: secado, calcinación, tostación y descomposición térmica.**

#### **Introducción**

Los procesos químicos que se desarrollan durante la cocción se determinan en diversos grados por el aporte de calor generado por la combustión, transferencia de calor del horno al material de cocción y el transporte de gas y la materia. La descomposición hacia la cal viva es un proceso fuertemente endotérmico, es decir, requiere una cantidad considerable de energía térmica con el aumento de la temperatura en el material de cocción, y consta de una serie de procesos físicos y químicos, sobre todo interconectados entre sí.

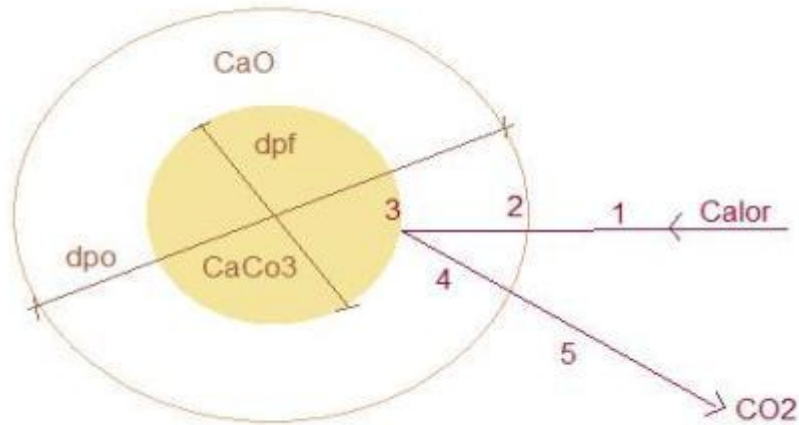
En la combustión, el carbonato de calcio se disocia en óxido de calcio y dióxido de carbono, como ya se ha comentado anteriormente, dando lugar a una liberación de anhídrido carbónico en un 44% en peso, con respecto al carbonato de calcio de origen. Esta liberación forma teóricamente una porosidad del 52% aproximadamente respecto al volumen de piedra caliza de base. A partir del estudio termodinámico de la reacción de disociación térmica del carbonato de calcio, se deduce que la temperatura teórica de la disociación de la calcita es de 896°C a una presión de 1atm.

En la práctica industrial se opera a presión atmosférica, para evitar dificultades constructivas y de funcionamiento de los hornos. El material a cocer es atravesado por una corriente gaseosa constituida por los gases de combustión, que se utilizan para recalentar del material. Estos gases contienen dióxido de carbono en un porcentaje de alrededor del 30% en volumen y por lo tanto unas 0,3 atm de presión, que corresponden a una temperatura teórica de aproximadamente 820 ° C.

Debido al efecto de la corriente gaseosa que exporta continuamente el dióxido de carbono, la descomposición de la caliza puede efectuarse a dicha temperatura. En la práctica, sin embargo, se opera a una temperatura más alta, por lo general entre 850 y 1150 ° C, para aumentar la velocidad de descarbonatación, reduciéndose así el tiempo de residencia en el horno.

En cuanto al aspecto cinético de la calcinación de la cal, puede observarse que el curso de la reacción de disociación del carbonato de calcio se produce en un frente de descomposición dentro del cual se encuentra el núcleo sin disociar de carbonato de calcio. Esquemáticamente un pedazo de piedra caliza se puede representar como una esfera: durante la cocción el calor se trasmite del ambiente del horno a la superficie externa de la esfera y esto se va extendiendo hacia el interior.

Al mismo tiempo, el frente de descomposición se desplaza de la superficie externa de la esfera hacia el centro de la misma a una cierta velocidad y el dióxido de carbono es liberado al medio ambiente, a través de los huecos que ha creado. La transformación del carbonato en óxido de calcio se desarrolla a través de las siguientes cinco etapas, tal y como muestra la Figura 1, donde  $d_{po}$  es el diámetro inicial, y la diferencia de éste con el diámetro del núcleo aún sin reaccionar o  $d_{pf}$  supone el grueso de cal calcinada.



**Fig. 1. Transformación del carbonato en óxido de calcio.**

1. La transmisión del calor del ambiente hacia la superficie de la partícula, sobre todo por convección.
2. Conducción del calor a través de la capa ya disociada ( $\text{CaO}$ ) a la zona de la reacción.
3. Reacción química en la zona de reacción, con la cantidad de consumo y el calor resultante se desarrolla el dióxido de carbono, así como la formación, crecimiento y recristalización del óxido de calcio.
4. La difusión de dióxido de carbono a través de la capa porosa de óxido de calcio a la superficie externa de las partículas.
5. El transporte de la materia ( $\text{CO}_2$ ) de la superficie externa de las partículas al ambiente.

La velocidad global del proceso depende de la de cada una de estas etapas, y los principales factores que influyen son:

- ✓ Temperatura alcanzada por la piedra caliza.
- ✓ El tamaño y la forma de la piedra caliza.
- ✓ La densidad de la piedra caliza.
- ✓ El coeficiente de transmisión de calor de la piedra caliza.
- ✓ El coeficiente de conductividad térmica de la cal viva.
- ✓ La presión parcial, ya sea de equilibrio o actual, del dióxido de carbono.
- ✓ La densidad del gas del horno.
- ✓ La proporción de carbonato de calcio en el material calcinado.

No obstante, como ya se ha comentado anteriormente, la piedra caliza no suele encontrarse de forma pura en la naturaleza, y lo más habitual es encontrarla combinada con carbonato de magnesio, también denominada dolomita. Del estudio termodinámico del carbonato de magnesio al producirse la reacción térmica se puede deducir que la temperatura a la que la presión parcial de dióxido de carbono alcanza el valor de equilibrio con 1atm es 623K, es decir 350 ° C. Para el carbonato de calcio y magnesio que encontramos habitualmente en la naturaleza, la temperatura teórica en equilibrio termodinámico en la cual la presión parcial de dióxido de carbono alcanza 1atm es alrededor de 730 ° C, y el material resultante tiene una porosidad teórica del 56%.

En los últimos años, los papeles de la termodinámica y la cinética se han modificado un poco. Cuando una especie química es extremadamente reactiva e inevitablemente experimenta una reacción en una fracción pequeña de segundo, los métodos habituales de medida de las propiedades termodinámicas no son apropiados

Bajo condiciones apropiadas unas sustancias pueden transformarse en otras que constituyen diferentes especies químicas. Si ocurre esto sólo por reordenación o redistribución de los átomos para formar nuevas moléculas, decimos que se ha efectuado una reacción química. En química se estudian estas reacciones considerando su modo y mecanismo, los cambios físicos y energéticos que tienen lugar, y la velocidad con que se forman los productos.

La cinética química estudia la velocidad y el mecanismo por medio de los cuales una especie química se transforma en otra. La velocidad es la masa de un producto formado o de un reactante consumido por unidad de tiempo. El mecanismo es la secuencia de eventos químicos individuales cuyo resultado global produce la reacción observada. La cinética química considera todos los factores que influyen sobre ella explicando la causa de la magnitud de esa velocidad de reacción.

Si la reacción es lo suficientemente rápida para que el sistema esté prácticamente en equilibrio, el diseño es muy sencillo ya que no es necesaria la información cinética y resulta suficiente la información termodinámica. No es necesario conocer el mecanismo de una reacción para diseñar un reactor. Lo que sí se necesita es una ecuación de velocidad satisfactoria.

La velocidad de una reacción química puede variar desde un valor tendiente a infinito hasta prácticamente cero. En las reacciones iónicas o en las reacciones de combustión a elevadas temperaturas, la velocidad es extremadamente rápida. Por el contrario, la velocidad de combinación de hidrógeno y oxígeno en ausencia de un catalizador a temperatura ambiente, es muy lenta. La mayor parte de las reacciones industriales se verifican a velocidades situadas entre estos extremos, y éstos son los casos para los cuales el diseñador necesita aplicar los datos cinéticos para determinar los tamaños finitos del equipo de reacción.

El tiempo disponible para efectuar una reacción química en escala comercial se encuentra limitado si el proceso debe ser económico. Por otra parte, la conversión de equilibrio es importante como una referencia para evaluar el rendimiento real del equipo de reacción.

Se llama termodinámica a la parte de la física que estudia los intercambios de calor y trabajo que acompañan a los procesos fisicoquímicos; si estos son reacciones químicas, la parte de la ciencia que los estudia se denomina termoquímica. La termodinámica se basa en tres leyes. Dos de éstas, inmediatamente aplicables como lo son:

- ✓ La energía del universo es constante.
- ✓ El desorden del universo está aumentando.

Ellas se deducen de nuestras experiencias con el comportamiento de la materia como conjunto y sintetizan las características universales de todas nuestras experiencias. Se identifica con el nombre de termodinámica a la rama de la física que hace foco en el estudio de los vínculos existentes entre el calor y las demás variedades de energía. Analiza, por lo tanto, los efectos que poseen a nivel macroscópico las modificaciones de temperatura, presión, densidad, masa y volumen en cada sistema.

Es importante subrayar que existe una serie de conceptos básicos que es fundamental conocer previamente a entender cómo es el proceso de la termodinámica. En este sentido uno de ellos es el que se da en llamar estado de equilibrio que puede definirse como aquel proceso dinámico que tiene lugar en un sistema cuando tanto lo que es el volumen como la temperatura y la presión no cambian.

De la misma forma está lo que se conoce por el nombre de energía interna del sistema. Esta se entiende como la suma de lo que son las energías de todas y cada una de las partículas que conforman aquel. En este caso, es importante subrayar que dichas energías sólo dependen de lo que es la temperatura.

El tercer concepto que es fundamental que conozcamos antes de conocer cómo es el proceso de la termodinámica es el de ecuación de estado. Una terminología con la que viene a expresarse la relación que existe entre lo que es la presión, la temperatura y el volumen. La base de la termodinámica es todo aquello que tiene relación con el paso de la energía, un fenómeno capaz de provocar movimiento en diversos cuerpos.

La primera ley de la termodinámica, que se conoce como el principio de conservación de la energía, señala que, si un sistema hace un intercambio de calor con otro, su propia energía interna se transformará. El calor, en este sentido, constituye la energía que un sistema tiene que permutar si necesita compensar los contrastes surgidos al comparar el esfuerzo y la energía interior.

La segunda ley de la termodinámica supone distintas restricciones para las transferencias de energía que, en hipótesis, podrían llevarse a cabo si se tiene en cuenta la primera ley. El segundo principio sirve como regulador de la dirección en la que se llevan a cabo los procesos termodinámicos e impone la imposibilidad de que se desarrollen en sentido opuesto. Cabe destacar que esta segunda ley se respalda en la entropía, una magnitud física encargada de medir la cantidad energía inservible para generar trabajo.

La tercera ley contemplada por la termodinámica, por último, destaca que no es posible lograr una marca térmica que llegue al cero absoluto a través de una cantidad finita de procedimientos físicos. Entre los procesos termodinámicos, se destacan los isotérmicos (no cambia la temperatura), los isócoros (no cambia el volumen), los isobáricos (no cambia la presión) y los adiabáticos (no hay transferencia de calor).

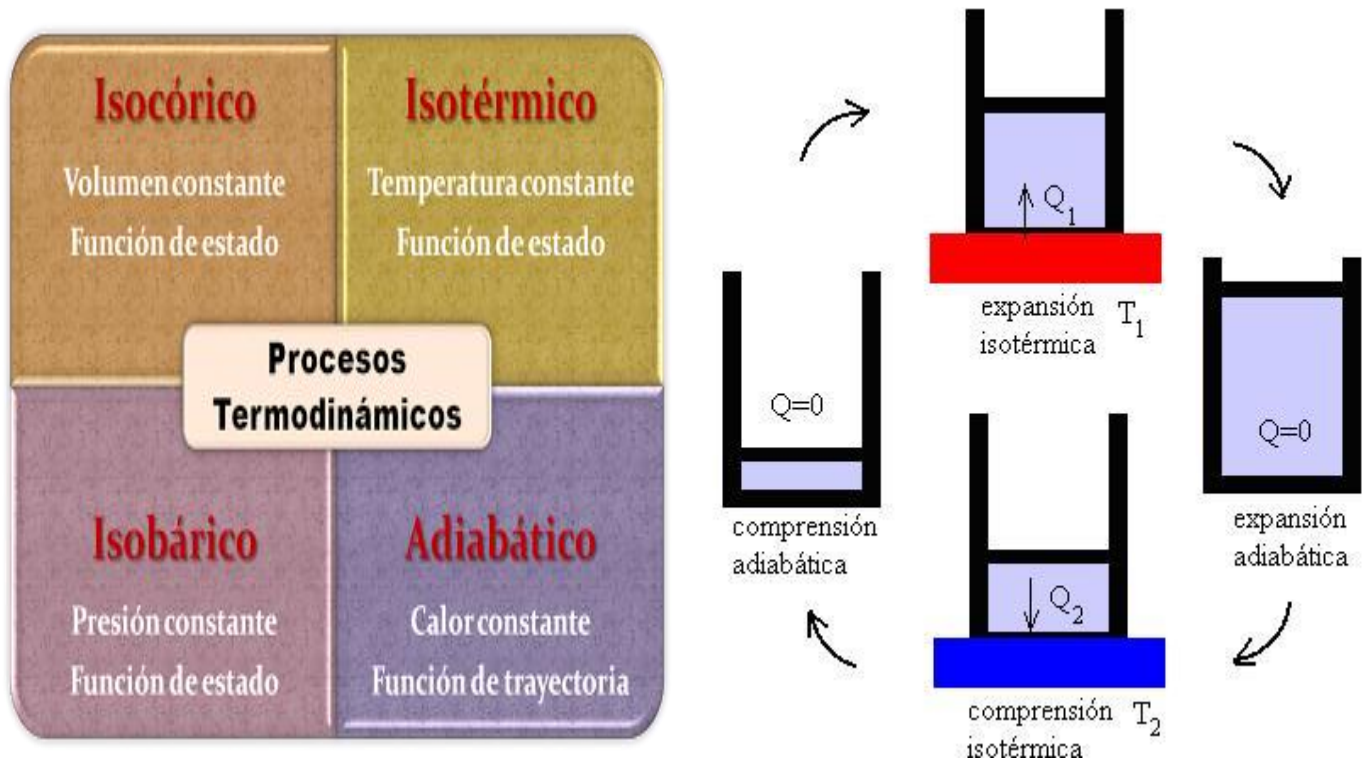


Fig. 2. Procesos Termodinámicos.

La cinética química es un área de la fisicoquímica que se encarga del estudio de la rapidez de reacción, cómo cambia la rapidez de reacción bajo condiciones variables y qué eventos moleculares se efectúan mediante la reacción general (Difusión, ciencia de superficies, catálisis). La cinética química es un estudio puramente empírico y experimental; el área química que permite indagar en las mecánicas de reacción se conoce como dinámica química.

El objeto de la cinética química es medir la rapidez de las reacciones químicas y encontrar ecuaciones que relacionen la rapidez de una reacción con variables experimentales. Experimentalmente la velocidad de una reacción puede ser descrita a partir de la(s) [concentración(es) de las especies involucradas en la reacción y una constante k, sin embargo esta puede depender de numerosos factores (el solvente utilizado, el uso de catalizadores, fenómenos de transporte, material del reactor, etc...), haciendo muy complejo el proceso de determinación de velocidades de reacción.

Se puede clasificar a las reacciones en simples o complejas dependiendo de el número de pasos o de estados de transición que deben producirse para describir la reacción química, si solo un paso es necesario (un estado de transición) se dice que la velocidad de reacción es simple y el orden de la reacción corresponde a la suma de coeficientes estequiométricos de la ecuación, si no es así se debe proponer una serie de pasos (cada uno con un estado de transición) denominado mecanismo de la reacción que corresponda a la velocidad de reacción encontrada.

Las reacciones también se pueden clasificar cinéticamente en homogéneas y heterogéneas. La primera ocurre en una fase y la segunda en más de una fase. La reacción heterogénea depende del área de una superficie ya sea la de las paredes

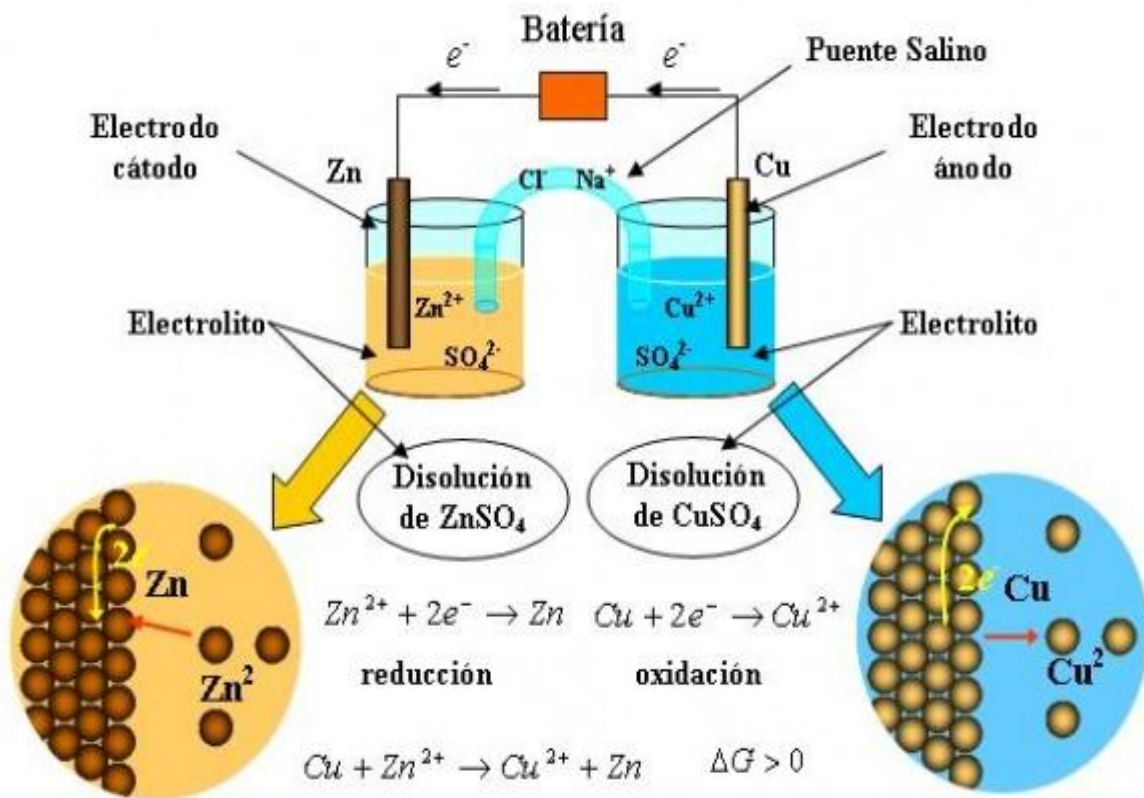


Fig. 3. Cinética de la reacción electrolítica.

## ☼ *Factores que afectan a la rapidez de las reacciones*

Existen varios factores que afectan la rapidez de una reacción química: la concentración de los reactivos, la temperatura, la existencia de catalizadores y la superficie de contactos tanto de los reactivos como del catalizador. Los catalizadores pueden aumentar o disminuir la rapidez de reacción. Por norma general, la rapidez de reacción aumenta con la temperatura porque al aumentarla incrementa la energía cinética de las moléculas. Con mayor energía cinética, las moléculas se mueven más rápido y chocan con más frecuencia y con más energía.

### *Estado físico de los reactivos*

Si en una reacción interactúan reactivos en distintas fases, su área de contacto es menor y su rapidez también es menor. En cambio, si el área de contacto es mayor, la rapidez es mayor. Al encontrarse los reactivos en distintas fases aparecen nuevos factores cinéticos a analizar. La parte de la reacción química, es decir, hay que estudiar la rapidez de transporte, pues en la mayoría de los casos estas son mucho más lentas que la rapidez intrínseca de la reacción y son las etapas de transporte las que determinan la cinética del proceso.

No cabe duda de que un mayor área de contacto reduce la resistencia al transporte, pero también son muy importantes la difusividad del reactivo en el medio, y su solubilidad, dado que este es el límite de la concentración del reactivo, y viene determinada por el equilibrio entre las fases.

### *Presencia de un catalizador*

Los catalizadores aumentan o disminuyen la rapidez de una reacción sin transformarse. Suelen empeorar la selectividad del proceso, aumentando la obtención de productos no deseados. La forma de acción de los mismos es modificando el mecanismo de reacción, empleando pasos elementales con mayor o menor energía de activación.

Existen catalizadores homogéneos, que se encuentran en la misma fase que los reactivos (por ejemplo, el hierro III en la descomposición del peróxido de hidrógeno) y catalizadores heterogéneos, que se encuentran en distinta fase (por ejemplo la malla de platino en las reacciones de hidrogenación). Los catalizadores también pueden retardar reacciones, no solo acelerarlas, en este caso se suelen conocer como retardantes o inhibidores, los cuales impiden la producción. Los catalizadores no modifican la entalpía, la entropía o la energía libre de Gibbs de los reactivos. Ya que esto únicamente depende de los reactivos.

### *Concentración de los reactivos*

La mayoría de las reacciones son más rápidas en presencia de un catalizador y cuanto más concentrados se encuentren los reactivos, mayor frecuencia de colisión. Si los reactivos están en disolución o son gases encerrados en un recipiente, cuanto mayor sea su concentración, más alta será la velocidad de la reacción en la que participen, ya que, al haber más partículas en el mismo espacio, aumentará el número de colisiones. El ataque que los ácidos realizan sobre algunos metales con desprendimiento de hidrógeno es un buen ejemplo, ya que este ataque es mucho más violento cuanto mayor es la concentración del ácido.

La obtención de una ecuación que pueda emplearse para predecir la dependencia de la rapidez de reacción con las concentraciones de reactivos es uno de los objetivos básicos de la cinética química. Esa ecuación, que es determinada de forma empírica, recibe el nombre de ecuación de rapidez. De este modo, si consideramos de nuevo la reacción hipotética, la rapidez de reacción "r" puede expresarse como



Los términos entre corchetes son las molaridades de los reactivos y los exponentes  $m$  y  $n$  son coeficientes que, salvo en el caso de una etapa elemental no tienen por que estar relacionados con el coeficiente estequiométrico de cada uno de los reactivos. Los valores de estos exponentes se conocen como orden de reacción.

Hay casos en que la rapidez de reacción no es función de la concentración, en estos casos la cinética de la reacción está condicionada por otros factores del sistema como por ejemplo la radiación solar, o la superficie específica disponible en una reacción gas-sólido catalítica, donde el exceso de reactivo gas hace que siempre estén ocupados todos los centros activos del catalizador.

Presión

En una reacción química, si existe una mayor presión en el sistema, ésta va a variar la energía cinética de las moléculas. Entonces, si existe una mayor presión, la energía cinética de las partículas va a aumentar y la reacción se va a volver más rápida; al igual que en los gases, que al aumentar su presión aumenta también el movimiento de sus partículas y, por tanto, la rapidez de reacción es mayor. Esto es válido solamente en aquellas reacciones químicas cuyos reactantes sean afectados de manera importante por la presión, como los gases. En reacciones cuyos reactantes sean sólidos o líquidos, los efectos de la presión son ínfimos.

Luz

La luz es una forma de energía. Algunas reacciones, al ser iluminadas, se producen más rápidamente, como ocurre en el caso de la reacción entre el cloro y el hidrógeno. En general, la luz arranca electrones de algunos átomos formando iones, con lo que aumenta considerablemente la rapidez de reacción.

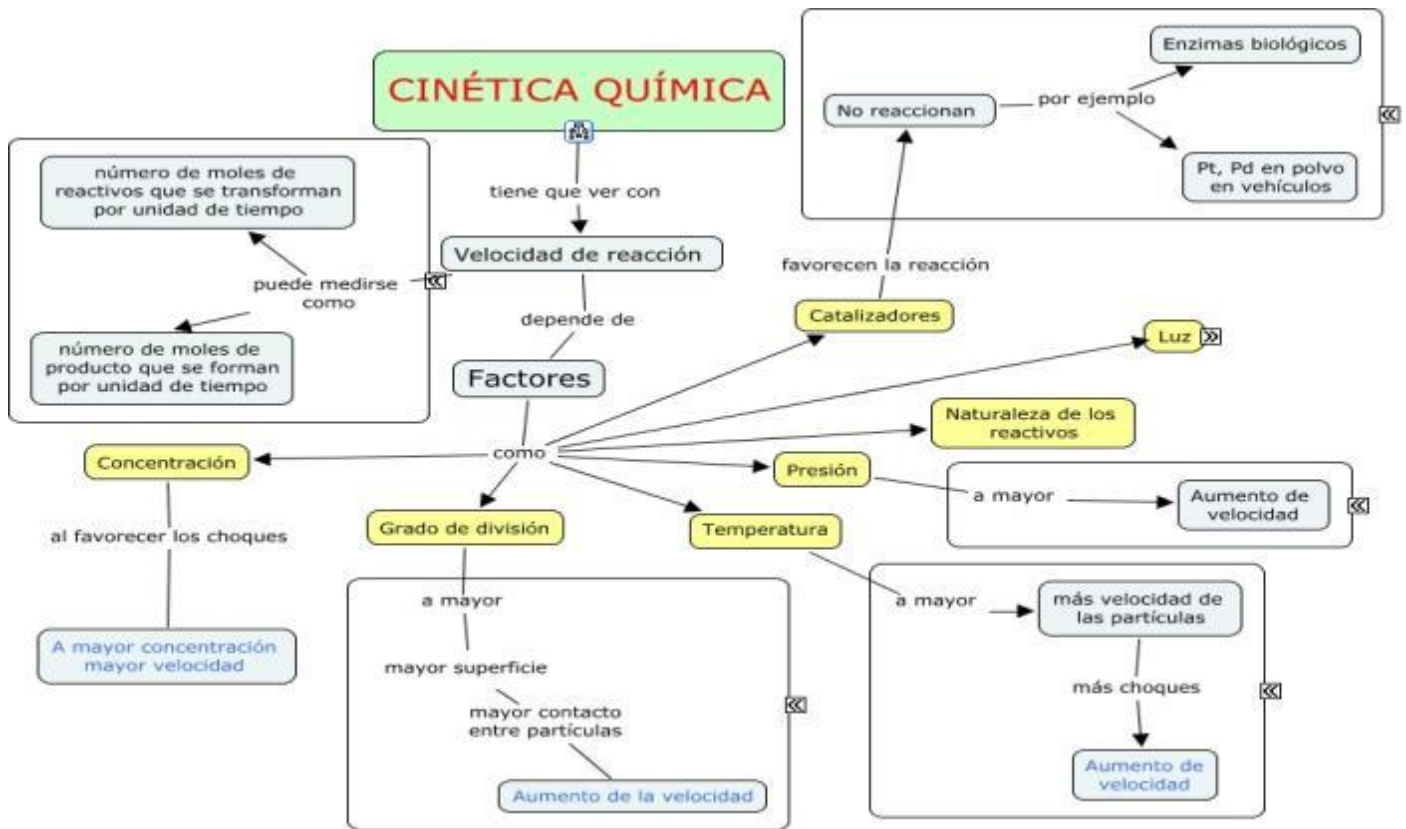


Fig. 4. Generalidades de la Cinética de la reacción

## ☞ **Termodinámica del proceso de secado**

El secado se describe como un proceso de eliminación de sustancias volátiles (humedad) para producir un producto sólido y seco. La humedad se presenta como una solución líquida dentro del sólido es decir; en la microestructura del mismo. Cuando un sólido húmedo es sometido a secado térmico, dos procesos ocurrirán simultáneamente:

1. Habrá transferencia de energía (comúnmente como calor) de los alrededores para evaporar la humedad de la superficie. (proceso 1)
2. Habrá transferencia de la humedad interna hacia la superficie del sólido. (proceso 2)

La velocidad a la cual el secado es realizado está determinada por la velocidad a la cual los dos procesos, mencionados anteriormente, se llevan a cabo. La transferencia de energía, en forma de calor, de los alrededores hacia el sólido húmedo puede ocurrir como resultado de convección, conducción y/o radiación y en algunos casos se puede presentar una combinación de estos efectos.

### ✓ **Condiciones externas**

Este caso se refiere al proceso 1, donde, la eliminación de agua en forma de vapor de la superficie del material, depende de las condiciones externas tales como: temperatura, humedad y flujo del aire, área de la superficie expuesta y presión. Estas condiciones son importantes durante las etapas iniciales de secado cuando la humedad de la superficie está siendo removida. En algunos materiales puede haber encogimiento, excesiva evaporación en la superficie, después de que la humedad inicial ha sido removida dando lugar a altos gradientes de humedad del interior a la superficie. Este fenómeno es causado por el sobresecado y encogimiento y consecuentemente las altas tensiones dentro del material, dando como resultado agrietamiento y deformación.

### ✓ **Condiciones internas**

El movimiento de humedad dentro del sólido es una función de la naturaleza física dentro del sólido, la temperatura y su contenido de humedad. En una operación de secado cualquiera de estos procesos puede ser el factor que determine la velocidad de secado. A partir de la transferencia de calor hacia un sólido húmedo, un gradiente de temperatura se desarrolla dentro del sólido mientras la evaporación de la humedad ocurre en la superficie. La evaporación produce una migración de humedad desde adentro del sólido hacia la superficie, la cual ocurre a través de uno o más mecanismos, normalmente, difusión, flujo capilar, presión interna causada por el encogimiento durante el secado.

### ✓ **Mecanismos de secado**

1. **Evaporación.** Esta ocurre cuando la presión del vapor de la humedad en la superficie del sólido es igual a la presión atmosférica. Esto se debe al aumento de temperatura de la humedad hasta el punto de ebullición. Si el material que está siendo secado es sensible al calor, entonces la temperatura a la cual la evaporación ocurre, la temperatura puede ser disminuida, bajando la presión (evaporación al vacío). Si la presión disminuye baja más allá del punto triple, entonces la fase líquida no puede existir y la humedad en el producto es congelada.
2. **Vaporización.** El secado es llevado a cabo por convección, pasando aire caliente sobre el producto. El aire es enfriado por el producto y la humedad es transferida hacia el aire. En este caso la presión del vapor de la humedad sobre el sólido es menor que la presión atmosférica.



### Esquema de operación de un secador de aire caliente

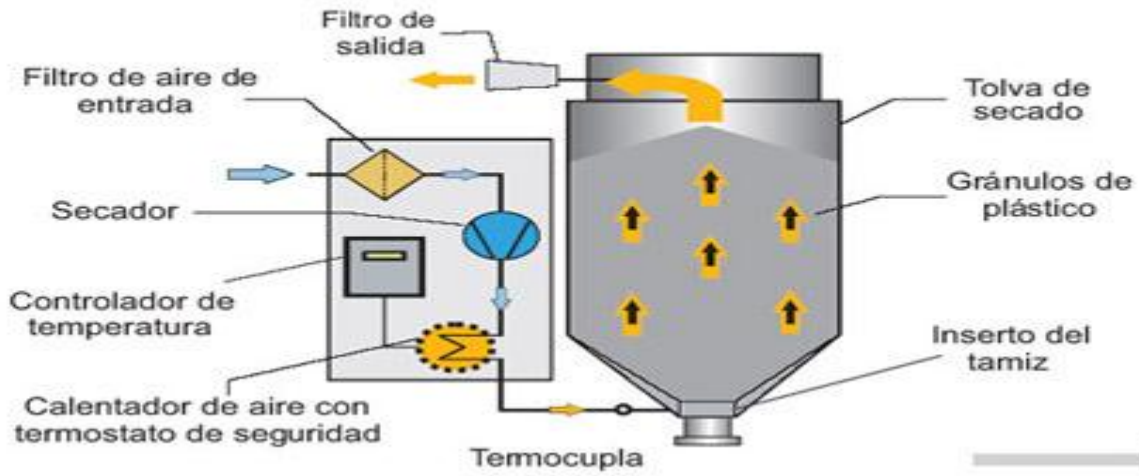


figura 1

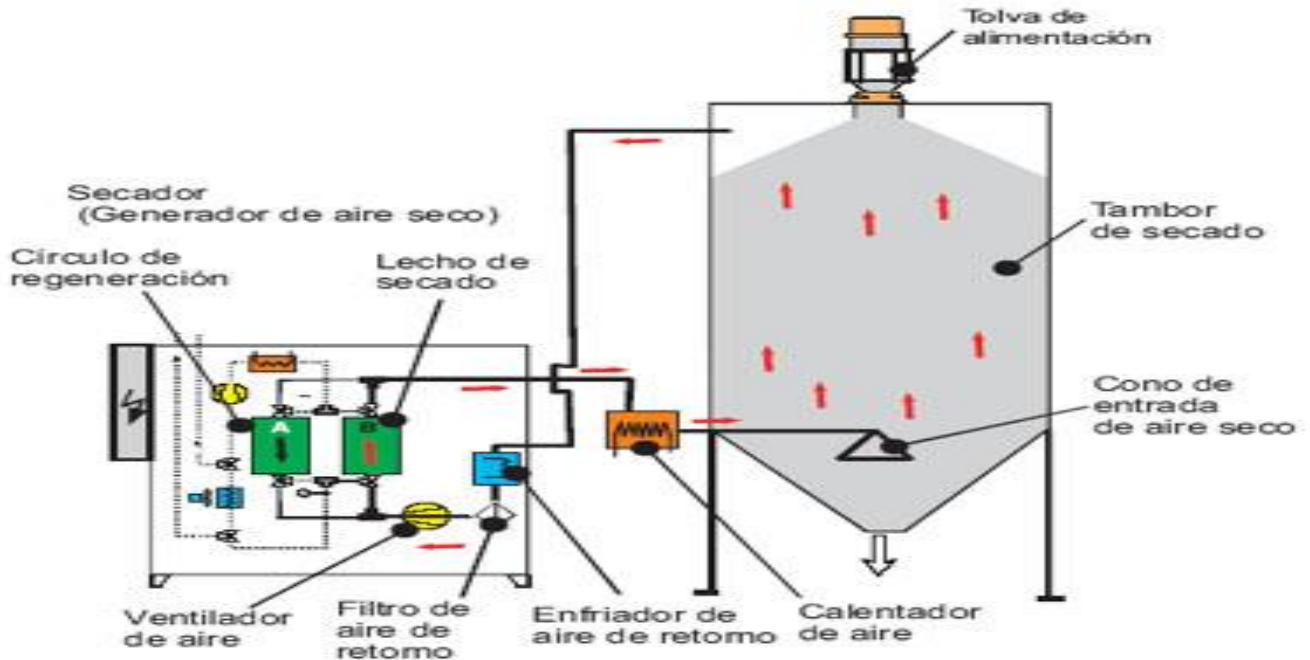


Fig. 5. Equipos industriales para el secado de sólidos y pulpas.

El secado es retiro termal de la humedad líquida (no químicamente limitada) de un material. El secado es logrado generalmente entrando en contacto con los sólidos húmedos con los gases de combustión caliente generados quemando los combustibles fósiles. En algunos casos, el calor para la sequedad se puede proporcionar por el aire caliente o el gas inerte que se ha calentado indirectamente.

La cantidad de calor requerida para una operación de sequía dada corresponde al calor requerido para vaporizar la humedad líquida, el calor requerido para levantar la temperatura de los productos (los sólidos y vapor de agua secos) a la temperatura de sequía final, y al calor requerido para compensar pérdidas de calor radiante.

La temperatura de sequía se fija generalmente en un valor nominal sobre el punto de ebullición del agua, a menudo sobre 120°C. En casos especiales, por ejemplo en la sequedad de ciertas sales solubles en agua, se requieren temperaturas de sequía más altas.

En la sequedad de la sal, la humedad de la alimentación se satura con las sales disueltas, que altera el punto de ebullición y requiere temperaturas de sequía más altas. El secado de sólidos húmedos se realiza en varios tipos de secadores industriales, incluyendo los secadores de estrato fluidificado de los secadores rotatorios y los secadores de destello.

Otro tipo de sequedad, llamado el secado por aspersión, se realiza cuando el material que se secará se disuelve totalmente en la solución acuosa. La solución se rocía (generalmente a través de un inyector especialmente diseñado) en un compartimiento heated y como se evapora el agua, los sólidos cristalizan.

El vapor de agua se agota del secador, y los sólidos secos se recogen, generalmente en una sección cónica del secador. El material sólido producido de un secador de aerosol tiene a menudo las características especiales del tamaño y de la forma de partícula, que se pueden controlar por la concentración de material disuelto en la solución, y el diseño del inyector de aerosol de atomización.



**Fig. 6. Equipos industriales para el secado de sólidos.**

## ☞ Cinética del proceso de secado

Si un lote de polvo o granos húmedo es secado en un lecho fluidizado y el contenido de humedad definido como peso de agua por unidad de peso de sólido seco, es determinado como una función de tiempo  $t$ , la curva resultante contra  $t$  será igual a la curva de la Figura 7.

Esta es convencionalmente dividida en dos partes, el primero llamado periodo de velocidad constante de secado y el segundo velocidad decreciente de secado. El contenido de humedad en el punto de transición entre los dos periodos es llamado contenido crítico de humedad.

Si el secado continúa más tiempo, se aproximará al contenido de humedad, correspondiente a la humedad de equilibrio. En cualquier punto de la curva, la cantidad de humedad removible permanente, se conoce como el contenido de humedad libre.

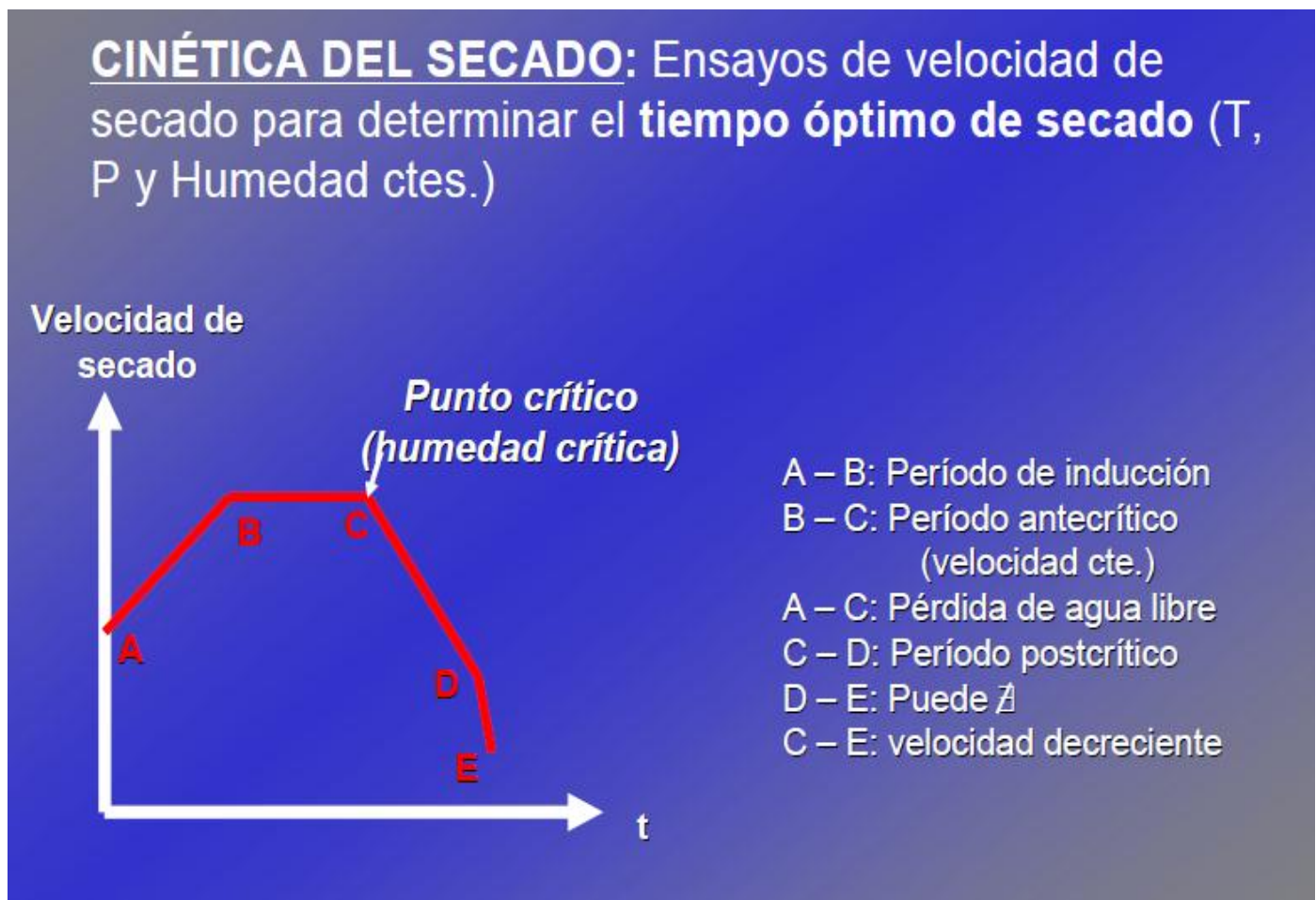


Fig. 7. Ejemplo de curvas de secado y velocidad de secado.

La velocidad de secado, puede ser determinada en cualquier punto derivando la curva de  $X$  contra  $t$ . Una gráfica de  $X$  contra el contenido de humedad libre, es una forma alterna de representar el secado característico de un material tal y como se muestra en la Figura 7. Como un método aproximado, el periodo de velocidad constante puede ser considerado como correspondiente a la humedad removida de la superficie de las partículas, mientras que el periodo de velocidad decreciente corresponde a la eliminación de la humedad interna.

✓ **Velocidad constante de secado.**

La superficie contiene humedad, la vaporización se lleva a cabo a partir de ahí. En esta etapa de secado se lleva a cabo la difusión del vapor del agua a través de la interfase aire/humedad y la velocidad a la cual la superficie por difusión es eliminada. Hacia el final del periodo constante, la humedad tuvo que ser transportada del interior del sólido hacia la superficie por fuerzas capilares. Cuando el promedio del contenido de humedad ha alcanzado el contenido de humedad crítico, la película de humedad en la superficie ha sido tan reducida por evaporación que más allá del secado causa distorsiones más allá de la superficie, entonces, el proceso se controla por las resistencias exteriores.

✓ **Velocidad decreciente de secado.**

La velocidad a la cual la humedad puede pasar a través del sólido como resultado de la concentración de gradientes entre las partes más profundas y la superficie es el paso controlador. Dado que, la profundidad media del nivel de humedad incrementa progresivamente y la conductividad de calor de las zonas externas secas es muy pequeña, la velocidad de secado es cada vez más influenciada por la conducción de calor. Sin embargo, si el producto seco tiene una densidad alta y cavidad pequeña con poros pequeños, el secado es determinado no tanto por la conducción de calor pero, si por una resistencia alta a la difusión dentro del producto. Como la concentración de humedad disminuye por el secado, la velocidad de movimiento de humedad interna también disminuye.

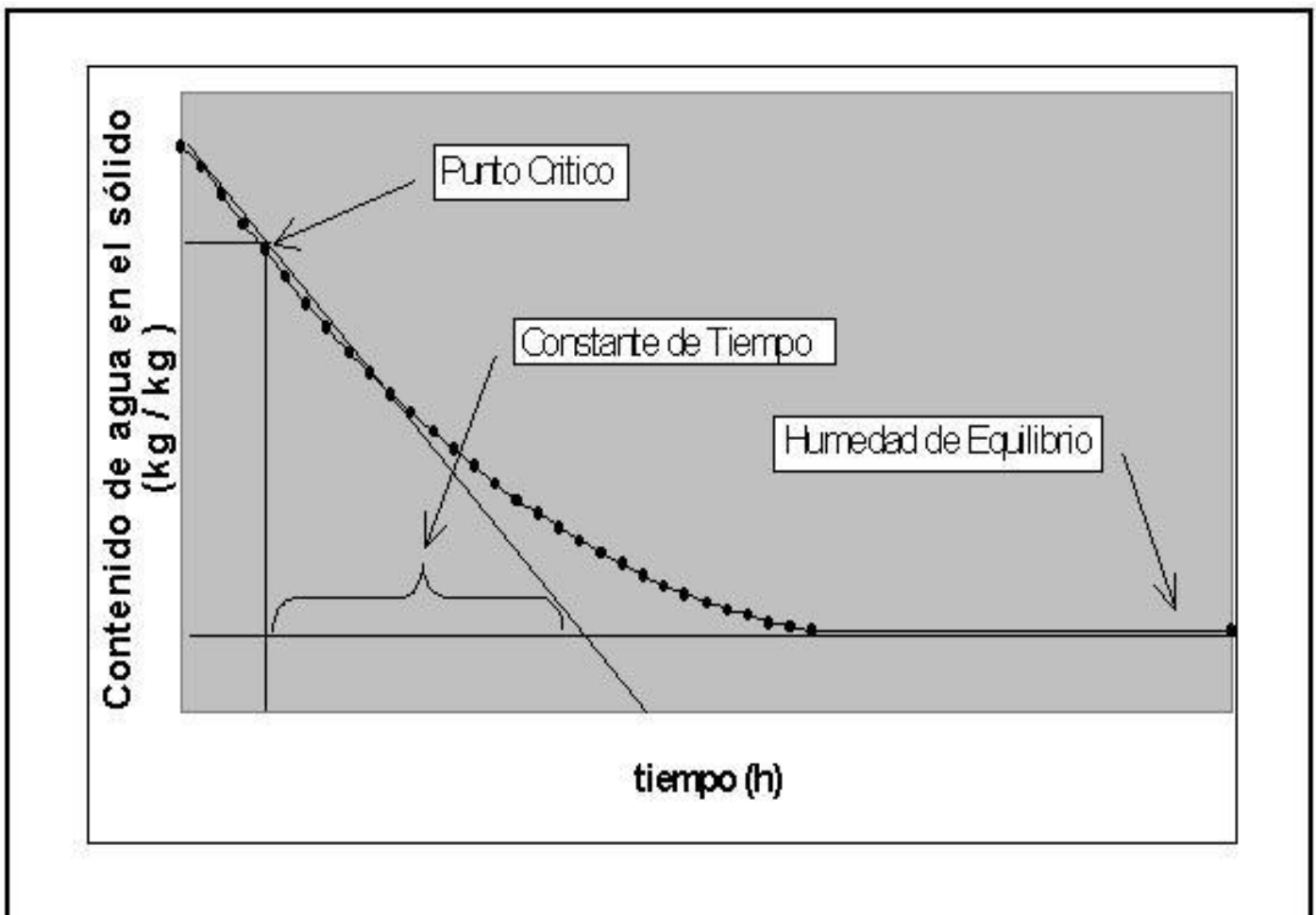
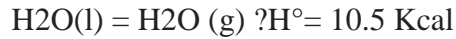


Fig. 8. Curvas de velocidad de secado.

### ☆ Reacciones de Secado

El secado es una operación que consiste en calentar los minerales y concentrados a una temperatura que permita eliminar el agua que acompaña a los materiales en forma de humedad o sea el agua atrapada entre las partículas por efecto de capilaridad o por absorción. Considerando el secado teóricamente se analiza la reacción.



$$K_p = P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Para esta reacción se puede calcular, a una temperatura determinada, el valor de su constante de equilibrio  $K_p$ , y de esta manera obtenemos la presión de vapor de equilibrio del agua,  $P_{\text{H}_2\text{O}}$  sobre el material. Se debe tomar en cuenta que la atmósfera del horno tiene su humedad expresada con  $P'\text{H}_2\text{O}$ . Para que el proceso de secado se lleve a cabo es necesario que exista la relación  $P_{\text{H}_2\text{O}} > P'\text{H}_2\text{O}$ .

### ☆ Clasificación de la operación de secado.

De modo general se pueden clasificar las operaciones de secado en continuas y discontinuas. En las operaciones continuas pasan continuamente a través del equipo tanto la sustancia a secar como el gas. La operación discontinua en la práctica se refiere generalmente a un proceso semicontinuo, en el que se expone una cierta cantidad de sustancia a secar a una corriente de gas que fluye continuamente en la que se evapora la humedad.

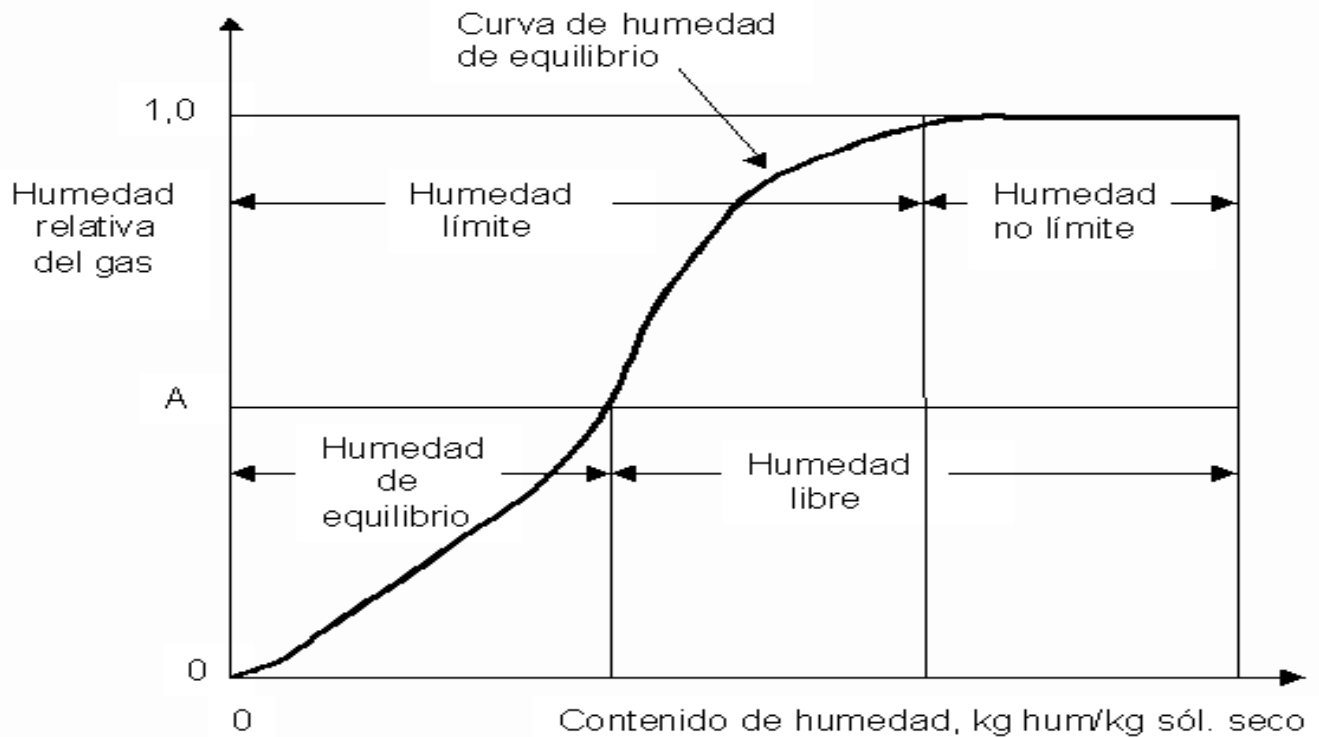


Fig. 9. Comportamiento del contenido de humedad vs humedad relativa del gas.



## ☆ **Determinación del contenido de humedad.**

### ⊙ **Métodos directos**

Estos consisten esencialmente en la determinación del contenido de humedad de una muestra de secado llevada a cabo en un horno de secado con o sin soplado a través de aire, o por secado en una cámara de vacío o en su defecto en un desecador de vacío. La muestra de material tiene que ser preparada en cada caso de la siguiente manera: el material es desintegrado en piezas de 1-2 mm<sup>3</sup>, y una muestra con masa de 4-5 g es colocada dentro de un previamente secado y pesado contenedor de vidrio, el cual es colocado dentro de la cámara de secado y secar a 102-105 °C. La medida de la masa es llevada a cabo a temperatura ambiente, no sin antes dejar que la muestra sea enfriada en el desecador. El proceso de secado puede considerarse completo cuando la diferencia entre el valor obtenido por el contenido de humedad del material en dos medidas consecutivas no exceda  $\pm 0.05\%$ . La literatura indica que este proceso es más rápido cuando se lleva a cabo a 130- 150 °C. Sin embargo, investigaciones probaron los resultados obtenidos de esta manera pueden variar 0.5-1.0%. Así, el método rápido parece ser conveniente solo para determinación aproximada del contenido de humedad del material.

### ⊙ **Métodos indirectos**

En el caso particular de las industrias, el contenido de humedad presente en el material tiene que ser determinado por métodos más rápidos que los métodos directos. Ejemplos de métodos indirectos son los siguientes: métodos eléctricos de los cuales tres han llegado a ser muy difundidos: determinación de humedad basado en el cambio de la resistencia DC, medida de capacitancia electrostática (constante dieléctrica del material), y la medición de la pérdidas en un campo de AC. Otros métodos rápidos son los métodos químicos desarrollados principalmente para la mayoría de los casos, cuando la humedad es agua, tal es el caso del análisis de Kart-Fischer basado en reacción química del yodo en la presencia de agua, y el método de extracción el cual es llevado a cabo con etanol.

## ☆ **Clasificación y selección de secadores.**

La selección del contenido final de humedad es principalmente dictada por los requerimientos de almacenamiento y estabilidad. El contenido final de humedad determina el tiempo de secado y las condiciones requeridas para el proceso. Los gradientes de humedad interna dentro de las partículas y la variación del contenido de humedad entre las partículas son importantes. Las restricciones de temperatura pueden aumentar a causa de la degradación térmica, cambios de fase, decoloración y manchas, inflamabilidad de polvos, entre otros factores. La sensibilidad térmica fija la temperatura máxima a la cual la sustancia puede ser expuesta durante el tiempo de secado.

La primera subdivisión está basada en métodos de transferencia de calor:

1. Conducción de calor.
2. Convección de calor.
3. Radiación de calor.
4. Calefacción dieléctrica.

La siguiente subdivisión está basada en el tipo de recipiente secador:

1. Bandeja.
2. Tambor rotatorio.
3. Lecho fluidizado.
4. Neumático
5. Spray.



## ☆ Tipos de secaderos

De acuerdo a la clasificación de la operación de secado encontramos los siguientes tipos de equipos.

📌 Secaderos de calentamiento directo.

a) Equipos discontinuos.

Secaderos de bandejas con corriente de aire.

Secaderos de cama fluidizada.

Secaderos con circulación a través del lecho sólido.



Fig. 10. Ejemplos de secadores industriales de calentamiento directo discontinuo.

b) Equipos continuos.

Secaderos de túnel.

Secaderos neumáticos.

Secaderos ciclónicos.

Secaderos de cama chorreada.

Secaderos de cama vibratoria.

Secadero de cama fluidizada.

Secaderos sprays.

Secaderos de tipo turbina.

Secaderos rotatorios.

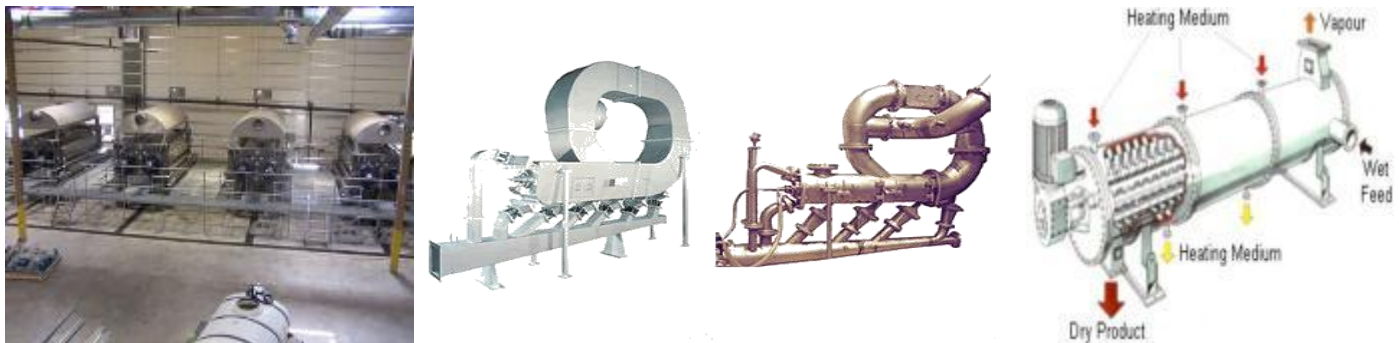


Fig. 11. Ejemplos de secadores industriales de calentamiento directo continuos.

Secaderos de calentamiento indirecto:

a) Equipos discontinuos.

Secaderos de bandejas a vacío.  
 Secaderos de bandejas a presión atmosférica.  
 Secaderos por congelación.

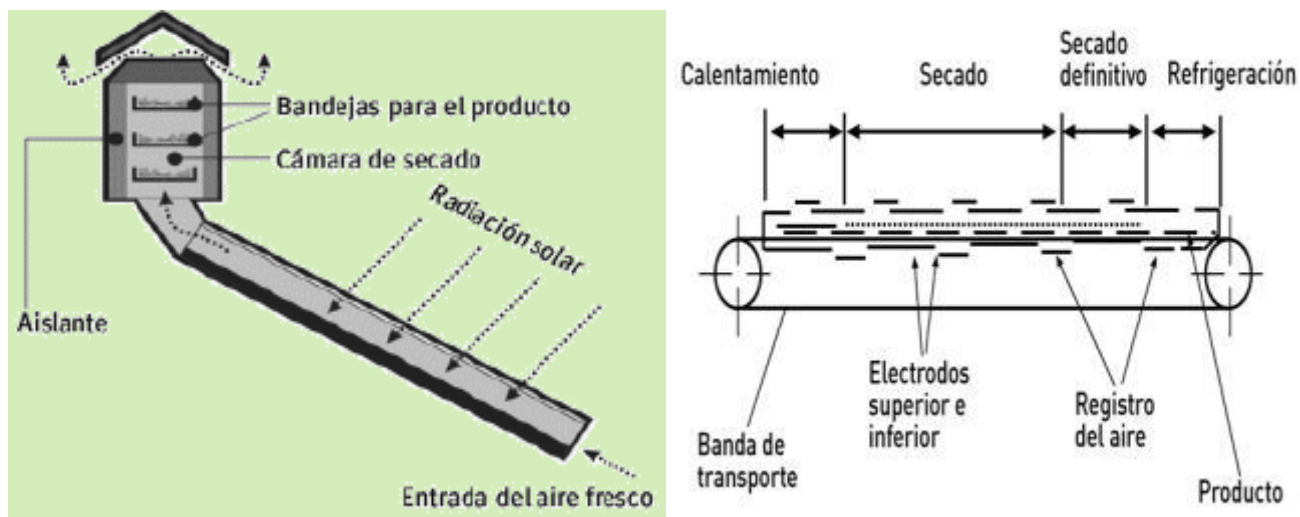


Fig. 12. Ejemplos de secaderos industriales de calentamiento indirecto discontinuo.

b) Equipos continuos.

Secaderos de tambor.  
 Secaderos con circulación a través del lecho.

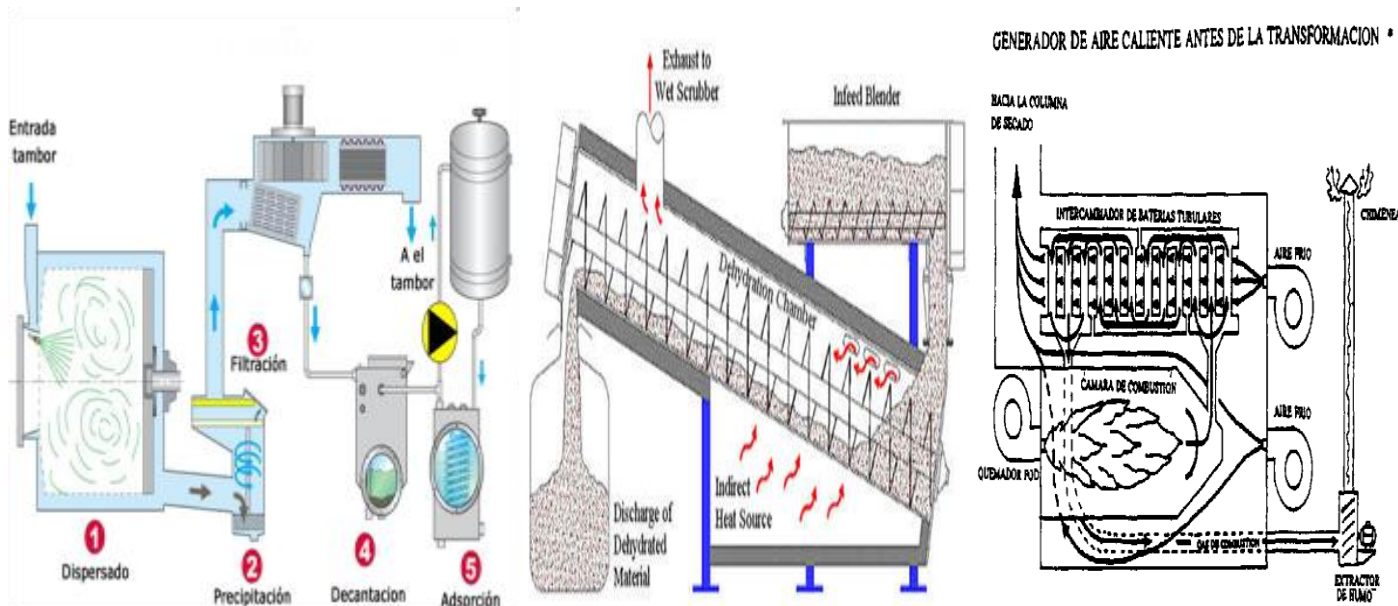


Fig. 13. Ejemplos de secaderos industriales de calentamiento indirecto continuo.

## ☞ Termodinámica del proceso de calcinación

La calcinación es el proceso de calentar una sustancia a temperatura elevada, pero por debajo de su entalpía o punto de fusión, para provocar la descomposición térmica o un cambio de estado en su constitución física o química. El proceso, que suele llevarse a cabo en largos hornos cilíndricos, tiene a menudo el efecto de volver frágiles las sustancias.

Los objetivos de la calcinación suelen ser:

- ▲ Eliminar el agua, presente como humedad absorbida, «agua de cristalización» o «agua de constitución» (como en la conversión del hidróxido férrico en óxido férrico).
- ▲ Eliminar el dióxido de carbono (como en la calcinación de la piedra caliza en cal en un horno de cal), el dióxido de azufre u otro compuesto orgánico volátil;
- ▲ Para oxidar (calcinación oxidante) una parte o toda la sustancia (usado comúnmente para convertir menas sulfurosas a óxidos en el primer paso de recuperación de metales como el zinc, el plomo y el cobre);
- ▲ Para reducir (calcinación reductora) metales a partir de sus menas (fundición).

Un estudio termodinámico de la calcinación nos va a mostrar el sentido hacia donde se desplaza la reacción en las condiciones estándar (25° C y 1 atm de presión) ya sea hacia los productos o reactivos y el tipo de la reacción a desarrollar, si es exotérmica o endotérmica.

Analizando la calcinación de un carbonato:  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ , como queremos la descomposición del carbonato el sentido de la reacción ya se ha definido y es de izquierda a derecha, pero es necesario saber si la reacción genera o absorbe calor para desplazarse en el sentido deseado; y es necesario calcular el cambio de entalpía, obteniendo los valores de entalpía a 298 °K para productos y reactivos, de las tablas termodinámicas.



Cambio de entalpía.

$$\Delta H(\text{Rxn}) = \sum \Delta H(\text{productos}) - \sum \Delta H(\text{reactivos}) = [\Delta H(\text{CaO}) + \Delta H(\text{CO}_2)] - [\Delta H(\text{CaCO}_3)]$$

Sustituyendo los valores obtenidos queda:

$$\Delta H(\text{Rxn}) = \left\{ \left( -634 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) (1 \text{ mol}) + \left( -393.5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) (1 \text{ mol}) \right\} - \left\{ \left( -1207 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \right) (1 \text{ mol}) \right\} = 179.5 \text{KJ}$$

El resultado positivo nos indica que la reacción es endotérmica y que requiere calor para desplazarse de izquierda a derecha.

## ☆ Las reacciones de calcinación

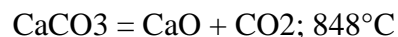
Las reacciones de calcinación pueden incluir disociación térmica, incluyendo la destilación destructiva de los compuestos orgánicos (es decir, calentar un material rico en carbono en ausencia de aire u oxígeno, para producir sólidos, líquidos y gases).

Ejemplos de otras reacciones de calcinación son la concentración de alúmina calentando bauxita, cambios de estado polimórficos como la conversión en rutilo, y las recristalizaciones térmicas como la desvitrificación del cristal. Se suelen someter a procesos de calcinación materiales como los fosfatos, la alúmina, el carbonato de manganeso, el coque de petróleo y la magnesita marina.

Las reacciones de la calcinación ocurren generalmente en o sobre la temperatura termal de la descomposición (para las reacciones de la descomposición y de la volatilización) o la temperatura de la transición (para las transiciones de la fase).

Esta temperatura se define generalmente como la temperatura en la cual el estándar Gibb libera energía de la reacción para la calcinación del detalle una reacción es igual a cero. Por ejemplo, en la calcinación de la piedra caliza, un proceso de la descomposición, la reacción química es  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2(\text{G})$ .

La energía libre del Gibb estándar de la reacción se aproxima como  $\Delta G^\circ_r = 177.100 - 158 T$  (J/mol).[1] La energía libre estándar de la reacción es cero en este caso cuando la temperatura, T, es igual a 848°C. Los ejemplos de las reacciones químicas de la descomposición comunes en procesos de la calcinación, y sus temperaturas termales respectivas de la descomposición incluyen:



Las mejoras del sistema de calcinación tienen normalmente el objetivo de aumentar la producción del horno y reducir las emisiones. Con la introducción de quemadores de precalcinación la cantidad de energía aportada al proceso se divide entre dos puntos: el cabezal del horno y la zona de calcinación. Con quemadores de precalcinación, una buena parte de la descarbonatación se produce en la zona de calcinación y la zona del cabezal del horno trabaja en condiciones menos exigentes.

El proceso de la calcinación deriva su nombre de su uso más común, la descomposición del carbonato de calcio (piedra caliza) al óxido de calcio (cal). El producto de la calcinación se refiere generalmente en general como “calcine,” sin importar los minerales reales que experimentan el tratamiento termal. La calcinación se realiza adentro hornos o reactores (referidos a veces como hornos) de varios diseños incluyendo los hornos del eje, hornos rotatorios, hornos de hogar múltiples, y reactores de estrato fluidificado.

Los ejemplos de los procesos de la calcinación incluyen lo siguiente:

- ✓ Descomposición de minerales hidratados, como en la calcinación de bauxita, para quitar cristalino agua como vapor de agua;
- ✓ Descomposición de los minerales del carbonato, como en la calcinación de piedra caliza para eliminar bióxido de carbono;
- ✓ Descomposición de la materia volátil contenida en crudo coque del petróleo;
- ✓ Tratamiento térmico para efectuar transformaciones de la fase, como en la conversión de anatase a rutilo o desvitrificación de los materiales de cristal



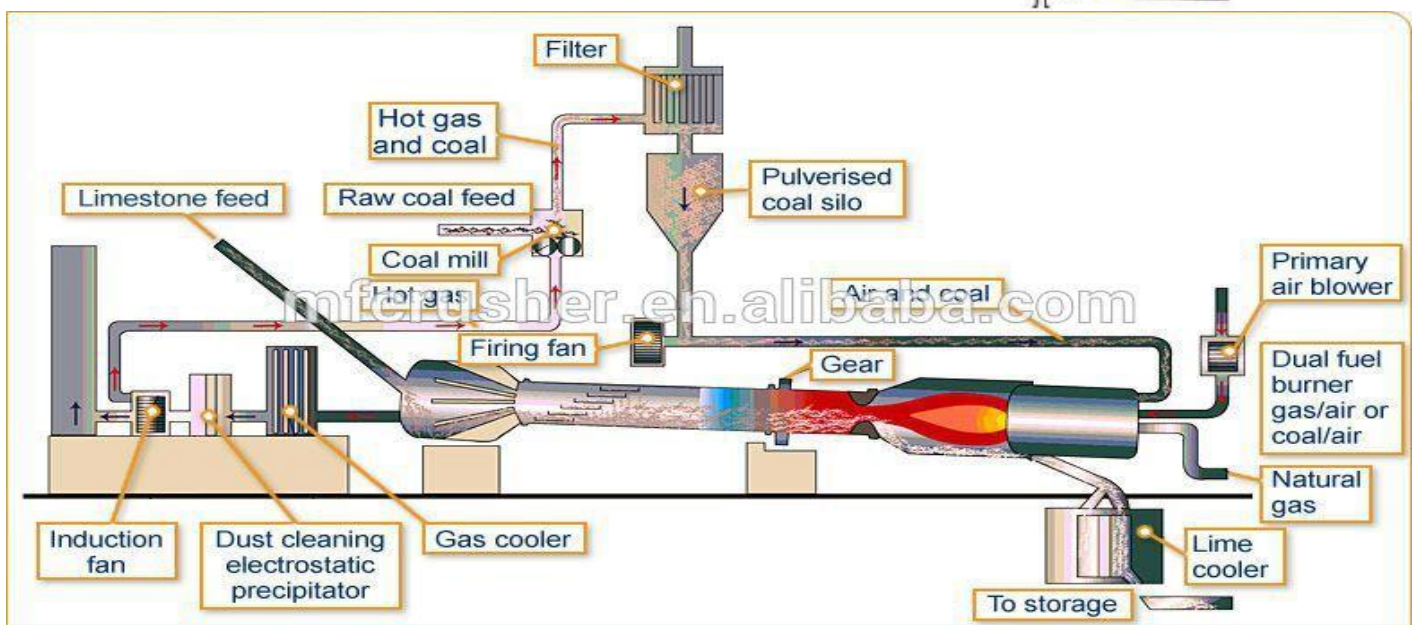
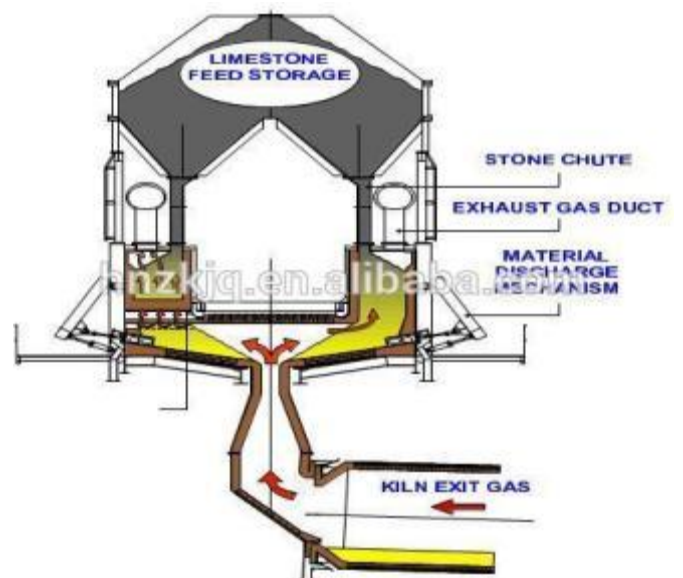
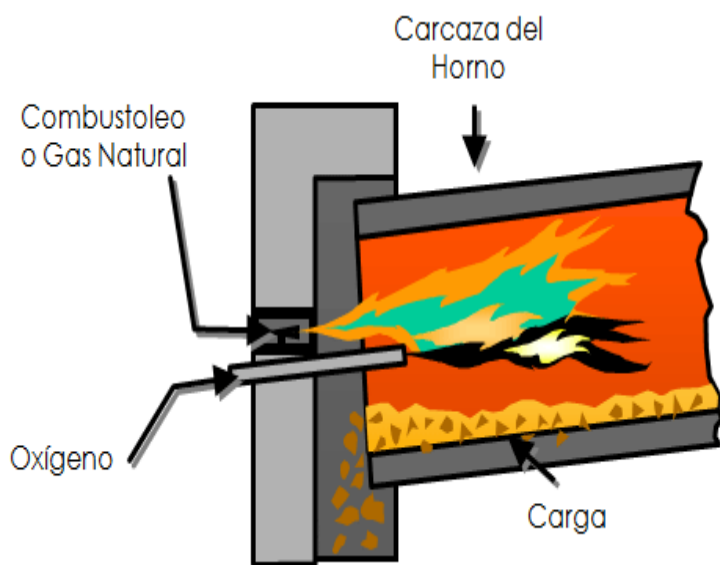
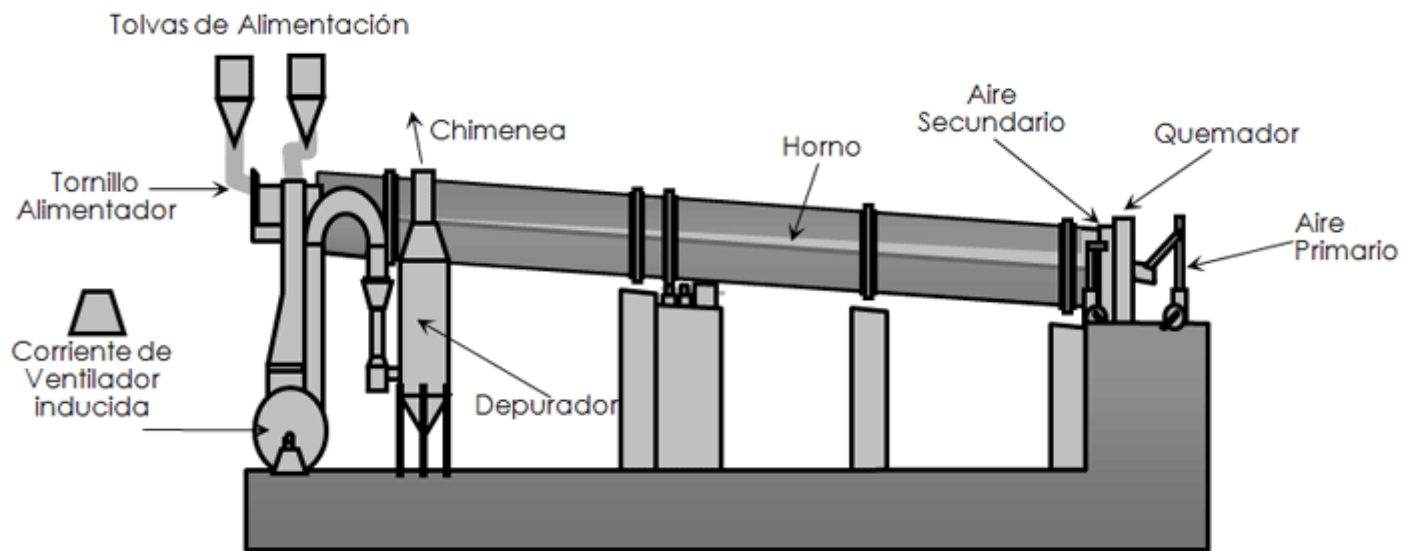


Fig. 14. Esquemas y diagramas del proceso de calcinación.

## ☞ Cinética del proceso de la calcinación.

El sueco, Jacobus Herlcus Van't Hoff, (1852 – 1911) sentó las bases para el estudio de la cinética química, al mostrar la influencia de la concentración y la temperatura en el equilibrio fisicoquímico de las reacciones. La cinética pretende determinar la rapidez con que se desarrolla una reacción, y a su vez, poder acelerarla o retardarla, mediante la modificación de los parámetros originales como son:

- ✓ La temperatura, radiación de luz que absorben los átomos, y los catalizadores en la reacción.
- ✓ La cinética se basa en el modelo del núcleo sin reaccionar que se encoge, en el cual considera a una partícula esférica con un diámetro ( $d_0$ ), que reacciona bajo la acción del calor.

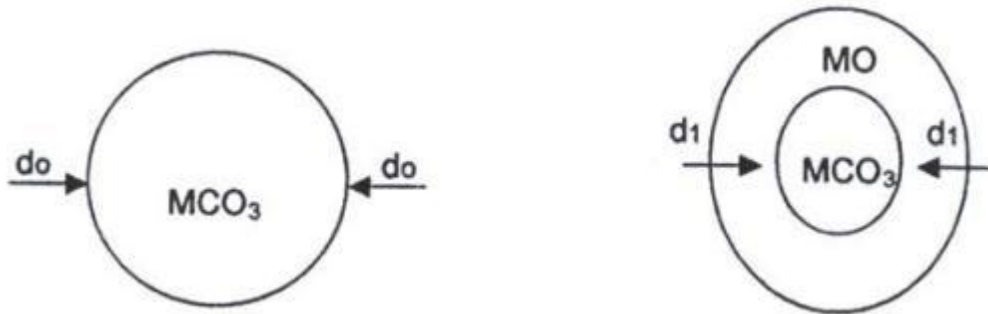


Fig. 15. Representación de una partícula en el proceso de calcinación.

Pasado un tiempo "t" en que se dio la reacción de calcinación, se corta la partícula esférica por la mitad, para observar el avance de dicha reacción, apreciándose lo siguiente:

- a. La reacción de la calcinación  $MCO_3 = MO + CO_2$  se presentó en la superficie donde la temperatura es igual a la de calcinación.
- b. La reacción continua hacia el centro de la partícula, pero la temperatura en esta zona no fue suficiente para la calcinación.
- c. Un núcleo de reactivo de diámetro " $d_1$ " menor al diámetro original " $d_0$ " ( $d_1 < d_0$ ), queda sin reaccionar, disminuyendo de esta manera, la eficiencia de la reacción.

El mecanismo sugerido por la cinética (para que reaccione dicho núcleo de diámetro " $d_1$ "), es el siguiente:

1. Como la reacción de calcinación es endotérmica, es necesario difundir la temperatura de calcinación al frente de reacción "interface" (límite de contacto entre  $d_1$  y  $d_0$ ).
2. Con el valor de  $T_d$  (temperatura adecuada para la calcinación), la reacción  $MCO_3 = MO + CO_2$  es rápida en sí misma.
3. La reacción de calcinación genera dióxido de carbono como producto, es necesario difundirlo hacia el exterior de la partícula a través de la capa producto, porque al aumentar la concentración frenaría la reacción hasta alcanzar el equilibrio.

La cinética identifica que el paso más lento que controla una reacción, es la difusión del calor, hacia la interface o núcleo sin reaccionar, y para activar la reacción y aumentar la eficiencia de la misma, es necesario conocer los parámetros que afectan la difusión térmica o transferencia de calor; dichos factores son: tamaño de partícula, conductividad térmica de la capa producto (naturaleza del material) y el gradiente de temperatura existente.





Fig. 16. Equipos industriales para calcinación.

## ☞ Termodinámica del proceso de Tostación

La tostación, por cualquiera de los diferentes métodos técnico es indispensable en casos de ciertos minerales o concentrados para prepararlos previamente a la lixiviación. La tostación puede hacerse variar, según sea necesario para producir un sulfato, un óxido, reducir el contenido de óxido, producir un cloruro, o bien una combinación de estos resultados. Se ha diseñado equipo especial para controlar con precisión las reacciones de la tostación, las cuales son complejas en ocasiones.

La tostación de minerales o concentrados como paso previo para el proceso de lixiviación de los mismo, toma cualquiera de las siguientes formas: Oxidación , reducción , sulfatación , o cloruración. Cada una tiene un objeto específico, el cual se puede obtener usando medidas adecuadas y teniendo control en la operación.

La tostación oxidante de minerales de cobre no se usa en ninguna planta moderna para lixiviación de cobre. La razón no es falta de eficiencia del proceso de tostación sino el hecho de que, por lo general, resulta más barato operar un molino de flotación y una fundición para los minerales de sulfuro de cobre, que tostarlos, lixiviarlos y por último, refinarlos. Sin embargo, habría que estudiar y pensar el uso de la tostación y lixiviación para un concentrado de sulfuro de cobre, cuyo contenido de metales preciosos fuera muy bajo , o bien , hubiera que transportarlo a una distancia muy grande hasta la fundición.

El tostado es un paso en la transformación de ciertas menas. Más específicamente, el tostado es un proceso metalúrgico que implica reacciones sólido-gas a temperaturas elevadas con el fin de purificar el componente metálico. A menudo antes del tostado, el mineral ya ha sido parcialmente purificado, por ejemplo, por flotación en espuma. El concentrado se mezcla con otros materiales para facilitar el proceso. La tecnología es útil, pero también es una grave fuente de contaminación atmosférica.

El tostado consta de reacciones térmicas de sólido-gas, que pueden incluir oxidación, reducción, cloración, sulfatación, y pirohidrólisis. En la tostación, el concentrado de mineral o se trata con aire muy caliente. Este proceso se aplica generalmente a los minerales de sulfuro. Durante la tostación, el sulfuro se convierte en un óxido, y el azufre se libera como dióxido de azufre, un gas. Para el mineral de  $\text{Cu}_2\text{S}$  (calcosina) y  $\text{ZnS}$  (esfalerita), las ecuaciones de equilibrio para el tostado son:



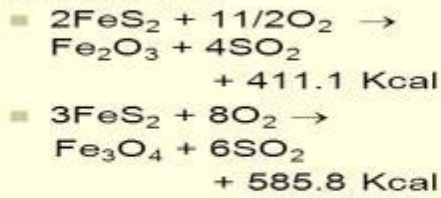
El producto gaseoso de sulfuro de tostado, el dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ) se utiliza a menudo para producir ácido sulfúrico. Muchos minerales de sulfuro contienen otros componentes tales como el arsénico que se liberan al medio ambiente.

Hasta principios del siglo XX, el tostado se iniciaba por la quema de madera en la parte superior del mineral. Esto aumenta la temperatura del mineral hasta el punto el azufre contenido pase a ser su fuente de combustible, y el proceso de tostado podría continuar sin fuentes de energía externas. Las primitivas tostaciones se realizaban en "hogares" abiertos, los tostadores, donde se agitaban manualmente (una práctica conocida como "rabbling" en inglés), utilizando como herramientas en forma de rastillo para exponer el mineral sin tostar al oxígeno para continuar la reacción.

La tostación, es por lo general, la primera etapa del tratamiento metalúrgico de muchos metales, pudiendo ser seguido de otros procesos piro o hidrometalúrgicos. En el caso de la metalurgia del zinc, la oxidación de la blenda ( $\text{ZnS}$ ) es el objetivo principal de la Tostación, obteniéndose un producto denominado calcina, que es un producto que es soluble por lixiviación.

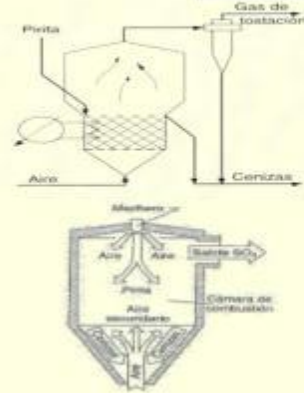
# Hornos de tostación

## ■ Reacciones



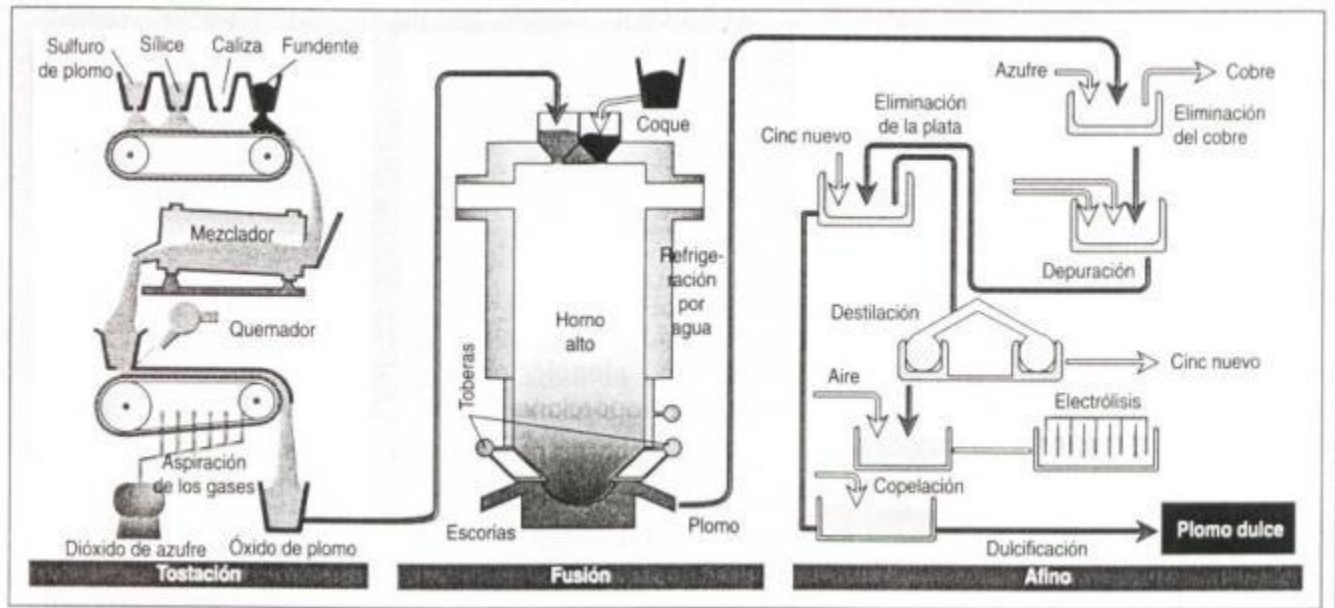
## ■ Dos objetivos

- Obtener gas y cenizas
- Recuperar el calor generado



Ácido sulfúrico

17



## Tostación en lecho fluidizado

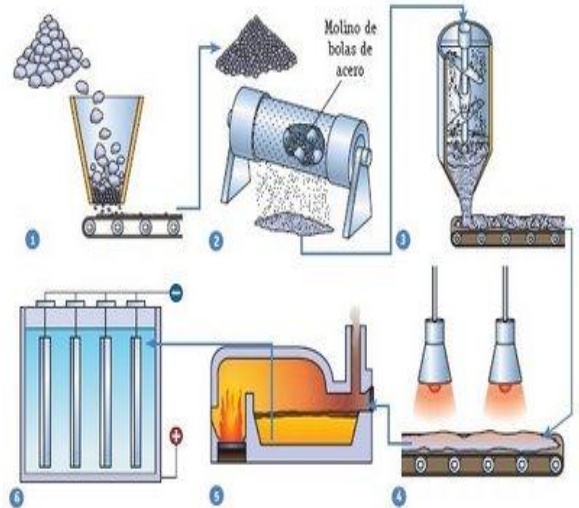
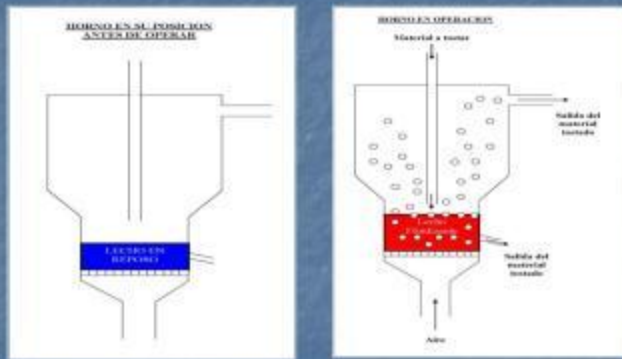
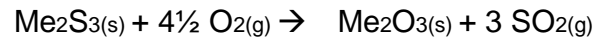


Fig. 17. Generalidades del proceso de tostación.



## ☞ Cinética del proceso de Tostación

Para la recuperación del metal presente en un mineral como sulfuro es necesario pasarlo por varias etapas de proceso, la primera que se denomina Tostación, se realiza en un Horno, a alta temperatura se hace reaccionar el mineral con el Oxígeno a fin de separar el Azufre y se puede obtener dependiendo de la temperatura y las condiciones como gas, Dióxido de Azufre, en general se busca aprovechar el Azufre (p. ej. fabricar H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> o regular las condiciones para formar un Sulfato del metal) resulta un proceso muy ingenioso, no se utilizan equipos muy complicados pero sí ha sido necesario un profundo conocimiento de la materia prima y del efecto del calor (la reacción de oxidación del Azufre es exotérmica) sobre ésta para diseñar un proceso industrial que soluciona los problemas que las impurezas en el material de partida provocan:



La tostación de sulfuros es un proceso de reacción Gas-Sólido en un horno (especial) en el que se pone en contacto aire en grandes cantidades, a veces enriquecido con Oxígeno, con los concentrados de mineral de sulfuro.

El horno en que se realiza la tostación su diseño es muy variado, principalmente por el tipo de mineral a tratar y las impurezas presentes y segundo debido a los avances tecnológicos el diseño se va modificando, al producto final de la tostación generalmente se le denomina “calcinado”. La elección del tipo de horno también está influenciada por el tipo de proceso al que ha de someterse el producto de tostación después de la tostación. Se emplean los hornos de hogar múltiple y de lecho fluidizado, cuando el tamaño de partícula del mineral está debajo de la malla 150 y la generación de polvo no es un problema de salud pública. Debido a su versatilidad se emplean mucho más los hornos de lecho fluidizado, son más compactos y la capacidad de producción es mayor, el horno de hogar múltiple se emplea en procesos intermitentes.

La banda sinter se emplea para minerales en los que además de desulfurar la generación de polvo si es un problema de salud pública, como es el caso de los concentrados de Plomo. En este caso en el horno no únicamente se desulfura sino que se agrega aglutinantes. Los hornos rotatorios se emplean más para la industria del cemento, un diseño particular de este tipo de hornos son los hornos tubulares rotatorios que se emplean mucho en la producción de Antimonio y Mercurio.

Para la realización de la tostación, el mejor tipo de horno es el primero, el horno cilíndrico rotatorio, el cual utiliza como combustible carbono o coque, y con objeto de evitar un calentamiento a través de la combustión de carbono-coque si insufla aire precalentado, el cual se calienta en el exterior de éste, se obtiene un rendimiento del 95 al 98 %. Las dificultades derivadas de una prefusión de la carga y de la formación de Sb<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, son alimentadas a través del horno ciclón.

Aquí de manera consiente se calienta a 1450 °C en donde todos los componentes de la escoria se licuan y el Sb<sub>2</sub>O<sub>4</sub> eventualmente formado se descompone en Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub> y O<sub>2</sub>. En la cámara de ciclón se insufla aire de manera tangencial y precalentado a 570 °C, en el cual se fluidiza la carga a través de un tubo el concentrado, los fundentes y carbón de madera (de 1 a 1.5% de la cantidad de concentrado). La mezcla de escoria y mata fluyen en la pared del ciclón hasta un precipitador, los gases formados por SO, Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub> y Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub> pasan a una cámara de pos combustión para oxidarse a CO<sub>2</sub> y Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, y finalmente se separan en una casa de sacos.

Entre los principales equipos que se utilizan o se utilizaron para la Tostación de concentrados:

- ✓ Hornos de solera múltiple
- ✓ Hornos de Tostación tipo "flash"
- ✓ Hornos de solera estática y parrilla móvil
- ✓ Hornos de cama fluidizada
- ✓ Hornos de cama turbulenta
- ✓ Hornos de tostación de cama fluidizada



### Tostación.

La tostación del concentrado se realiza en hornos, cuyas capacidades de tostación son 300, 400, y 850 toneladas diarias de concentrados.

En esta fase, el concentrado se tuesta con aire, formándose óxido de zinc (ZnO), denominado calcine, y dióxido de azufre gaseoso (SO<sub>2</sub>), que posteriormente se transforma en ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).

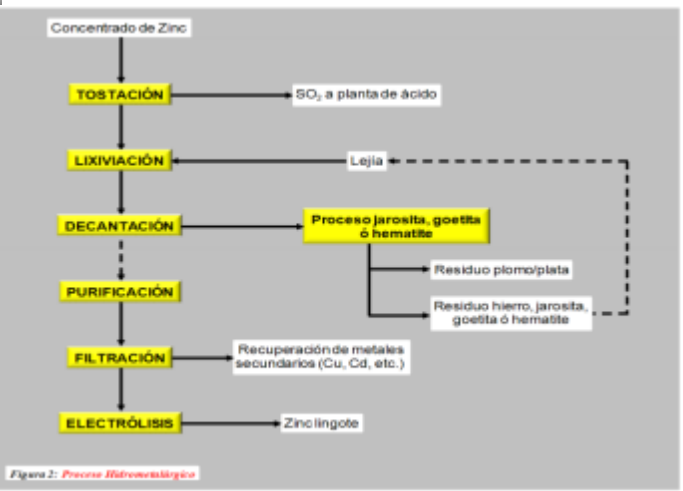
## Eliminación por tostación

Razones por tostación

Tostación en horno solera multiple

Tostación en horno lecho fluidizante

- Flujograma de una planta con horno fluidizante
- Resultados metalúrgicos
- Resultados medioambientales



### Tostación de sulfuros.

- La tostación es la oxidación de sulfuros metálicos para producir óxidos metálicos y dióxido de azufre, las menas de cobre, zinc y plomo típicamente se tuestan con el principal propósito de convertir a estas menas en óxidos para su posterior tratamiento de reducción.
- En general la tostación es un proceso fuertemente exotérmico y se realiza de varias formas, entre ellas:
  - a) Por combustión de un montón o pila de mena.
  - b) En horno de reberbero de solera plana, rastrillando la mena a mano o mecánicamente.

## PROCESO DE TOSTACIÓN

Proceso que consiste en calentar el mineral finamente dividido en una corriente de aire o en gases de horno enriquecidos con aire.

Por ejemplo:

$$2\text{CuS}(s) + 3\text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{CuO}(s) + 2\text{SO}_2(g)$$

pirita

$$2\text{NiS}(s) + 3\text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{NiO}(s) + 2\text{SO}_2(g)$$

millerita

$$\text{ZnCO}_3(s) \longrightarrow \text{ZnO}(s) + \text{CO}_2(g)$$

smithsonita

$$\text{FeCO}_3(s) \longrightarrow \text{FeO}(s) + \text{CO}_2(g)$$

siderita



Fig. 18. Reacciones, esquemas y diagramas del proceso de tostación.

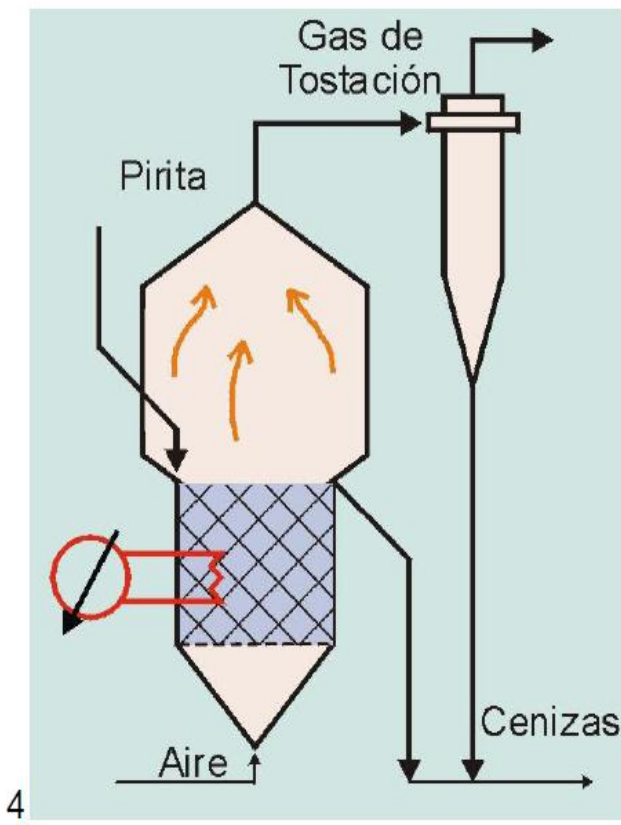
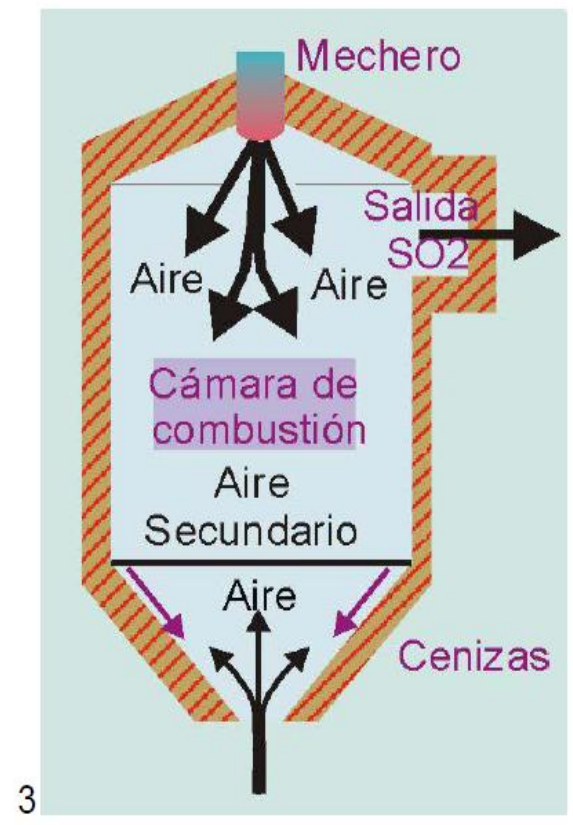
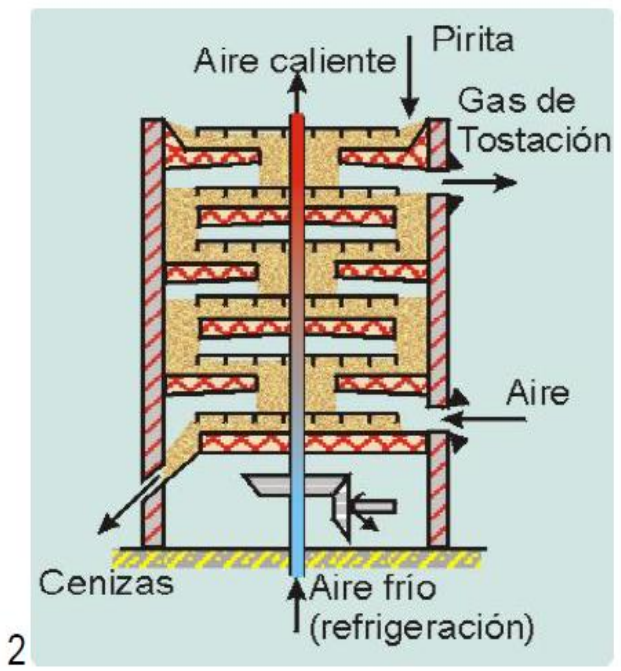
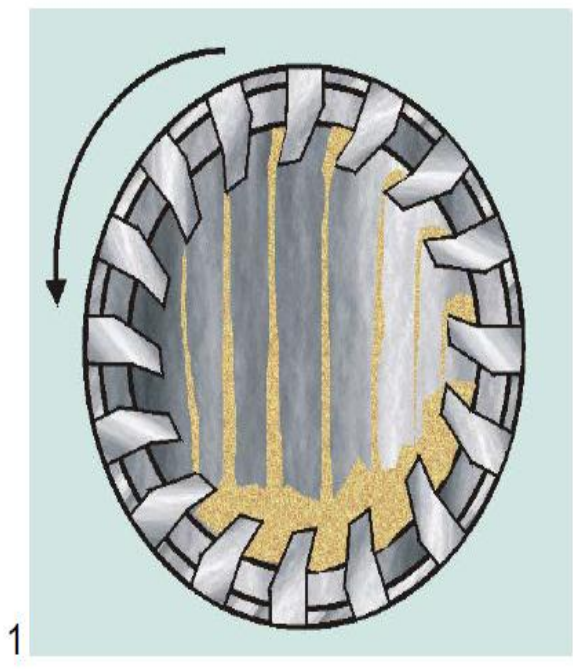


Fig. 19. Horno rotatorio (1), Horno de hogar múltiple (2), Horno flash (3), Horno de fluidificación (4).



## ☞ **Descomposición Térmica**

La descomposición química es, con frecuencia, una reacción química no deseada, pues la estabilidad de un compuesto es siempre limitada cuando se le expone a condiciones ambientales extremas como el calor, la electricidad, las radiaciones, la humedad o ciertos compuestos químicos (ácidos, oxidantes, etc).

Los casos más frecuentes de descomposición son la descomposición térmica o termólisis, la electrólisis y la hidrólisis. La descomposición química total de un compuesto origina los elementos que lo constituyen. Una definición más amplia del término descomposición también incluye la separación de una fase en dos o más fases.

### ☆ **Procesos de descomposición**

Salvo en los casos de moléculas muy pequeñas, el proceso de descomposición es, en general, muy complejo y no está bien definido. Es muy frecuente que una molécula pueda dividirse en un conjunto de fragmentos más pequeños, con diferentes modos de separación.

Esta característica es utilizada en ciertas técnicas analíticas, sobre todo la espectrometría de masas, el análisis gravimétrico tradicional y el análisis termogravimétrico. Se somete a un compuesto a un proceso de descomposición y se analizan los fragmentos resultantes; tras su reconocimiento se puede inferir la estructura de la molécula inicial.

Dentro de este tipo de complicados procesos de descomposición se encuentran los procesos de formación del suelo en los que se va disgregando y transformando la roca madre; la descomposición de restos biológicos (residuos de animales y plantas...) que convierten las complejas moléculas orgánicas en unidades más sencillas que pueden ser de nuevo asimiladas por los organismos vivos (véase ciclo del carbono); o los procesos que intervienen en la digestión en la cual los nutrientes se descomponen en sustancias más simples capaces de ser asimiladas por las células.

### ☆ **Compuestos inestables y descomposición**

Los compuestos inestables, si son preparados, sufren una descomposición más o menos inmediata en la que se forman sustancias más simples. Un ejemplo de compuesto inestable es el ácido carbónico, que se descompone en dióxido de carbono y agua.

Los compuestos inestables acumulan gran cantidad de energía química y, en ocasiones, son de interés por esta cuestión. Para que puedan tener cierta utilidad práctica, se debe encontrar una forma adecuada de conferirles la suficiente estabilidad química necesaria para su manejo.

Es el caso de la nitroglicerina, un explosivo líquido altamente inestable que detona con un simple movimiento brusco. Si se impregna dicho líquido en un material poroso como la tierra de diatomeas, el material resultante, la dinamita, es un sólido de mayor estabilidad que requiere un iniciador para desarrollar una explosión.

La velocidad de descomposición de los compuestos inestables es muy variable y depende de la naturaleza del compuesto y de las condiciones del medio. Muchos de ellos pueden existir durante períodos largos, pero la presencia de ciertas sustancias que actúan como catalizadores, o de ciertos cambios ambientales (subida de temperatura, etc) desencadenan su descomposición.

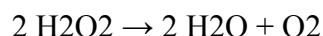
Como ejemplo, el ozono (O<sub>3</sub>) es una variedad alotrópica inestable del oxígeno (O<sub>2</sub>) que se forma en la estratosfera y se descompone en presencia de átomos de cloro. Esos átomos de cloro proceden de la descomposición de compuestos organoclorados como los clorofluorocarbonos (estables en condiciones normales pero que se descomponen en la alta atmósfera por la luz ultravioleta), siendo la causa de un grave problema ambiental, la destrucción de la capa de ozono.

### ☆ Tipos de descomposición y ejemplos

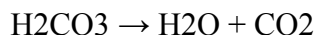
Hay tres tipos de reacciones de descomposición, dependiendo del agente causante de la misma:

- ✓ Térmica, producida por una temperatura elevada.
- ✓ Electrolítica, producida por la corriente eléctrica
- ✓ Catalítica, producida por la acción de un catalizador, que acelera una reacción que de otro modo sería muy lenta.

Un ejemplo de descomposición espontánea es la del peróxido de hidrógeno, que poco a poco se descompone en agua y oxígeno:



Los carbonatos se descomponen cuando se calientan, siendo una excepción notable el ácido carbónico, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. El ácido carbónico, que produce la efervescencia de los refrescos, latas de bebida y otras bebidas carbonatadas, se descompone con el tiempo (espontáneamente) en dióxido de carbono y agua.



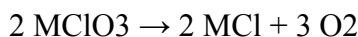
Otros carbonatos se descomponen cuando se calientan produciendo el correspondiente óxido de metal y dióxido de carbono. En la siguiente ecuación M representa un metal:



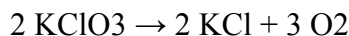
Un ejemplo concreto de esta descomposición es la del carbonato de calcio:



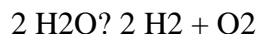
Los cloratos de metal también se descomponen cuando se calientan originando como productos un cloruro de metal y oxígeno.



Un ejemplo de esta descomposición es la del clorato de potasio que transcurre como sigue:



Cuando el agua se calienta a más de 2000 C, un pequeño porcentaje de la misma se descompone en sus elementos constitutivos:



El compuesto con la más alta temperatura de descomposición conocido es el monóxido de carbono a 3,870 C .

# Minerales



- Absorción Atómica: horno de grafito
- Evaporación del solvente (secado)
- Descomposición térmica de la matriz (carbonización)
- Disociación térmica de los átomos (atomización)
- Pueden utilizarse no sólo muestras líquidas sino también sólidas colocadas directamente en el tubo de grafito.

Llamamos descomposición térmica a la reacción química que puede ocurrir cuando aumentamos la temperatura de una sustancia. La sustancia que sufre una descomposición térmica **desaparece** y en su lugar **aparecen** dos o más sustancias nuevas.

La ecuación química es:

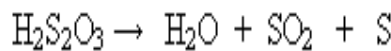
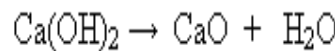
reactivos:  $\text{CuCO}_3$  (malquita)

productos:  $\text{CuO}$  (monóxido de cobre) +  $\text{CO}_2$  (dióxido de carbono)

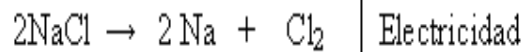
## Generalidades sobre los Procesos Pirometalúrgicos

**Pirometalurgia:** se describe como el estudio conjunto de procesos químicos y operaciones físicas a alta temperatura que, convenientemente elegidas entre diferentes variantes y en consecuencia, permiten que el metal en estado nativo o como componente de uno o varios compuestos en un mineral, pueda obtenerse en estado metálico o formando un compuesto con pureza y/o forma adecuada para su utilización posterior.

Los procesos pirometalúrgicos son los métodos más antiguos y de aplicación más frecuente de extracción y purificación de metales. Los metales más comunes que se tratan por estos métodos incluyen cobre, níquel, plomo, cobalto, etc. Son los procesos que utilizan una combinación de tostación, fusión, conversión, refinación (electrolítica, química, etc.).



Calor\*



## 1 OBTENCIÓN DE GRANO O POLVO.

- 1.1 LA MOLIENDA
- 1.2 ALEACIÓN MECÁNICA
- 1.3 TÉCNICAS ELECTROLÍTICAS
- 1.4 REDUCCIÓN QUÍMICA
- 1.5 DESCOMPOSICIÓN TÉRMICA
- 1.6 ATOMIZACIÓN



• [Video planta de trituration de polvos](#)

## REFINO DE METALES

• Descomposición térmica Ej haluros y carbonilos

**Método Mond:** Obtención de níquel



• A nivel de laboratorio. **Método Van Arkel-de Boer** o método de los yoduros



**Método de fusión por zonas**

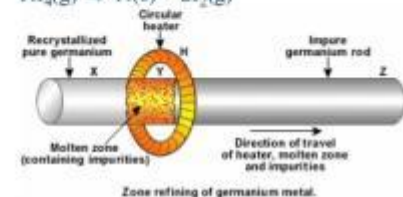


Fig. 20. Generalidades del proceso de descomposición térmica.

## 3.2. Tratamiento, control y reciclado de residuos (sólidos, gases)

### ☞ Introducción

La gestión de residuos, es la recolección, transporte, procesamiento o tratamiento, reciclaje o disposición de material de desecho, generalmente producida por la actividad humana, en un esfuerzo por reducir los efectos perjudiciales en la salud humana y la estética del entorno, aunque actualmente se trabaja no solo para reducir los efectos perjudiciales ocasionados al medio ambiente sino para recuperar los recursos del mismo. La gestión de residuos puede abarcar sustancias sólidas, líquidas o gaseosas con diferentes métodos para cada uno.

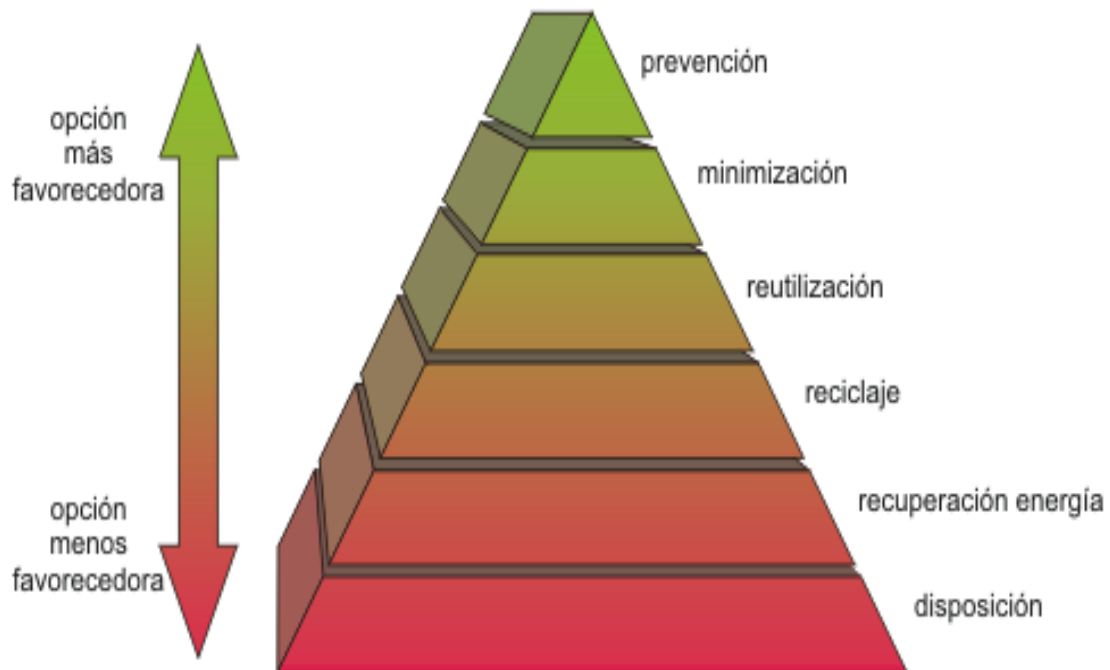


Fig. 21. Diagrama de la Jerarquía del residuo.

Los residuos se pueden clasificar en: domiciliarios, industriales, agropecuarios y hospitalarios, cada uno de estos residuos se gestiona de modo distinto. La gestión de residuos abarca también la gestión de residuos peligrosos. La gestión de residuos difiere para países desarrollados y en desarrollo, para zonas urbanas y rurales, residenciales, industriales y productores comerciales. La gestión de desechos no peligrosos para zonas residenciales y/o en áreas metropolitanas generalmente es responsabilidad del gobierno local, mientras que para desechos no-peligrosos provenientes de la industria es responsabilidad del propio generador de residuos.

Los residuos peligrosos son dañinos para la salud humana y el medio ambiente. Su gestión es bastante diferente a la de un residuo domiciliario en que la acción digestoria microbiana es el centro del tratamiento; para el caso del Residuo Peligroso, la acción química conducente a inertizar los residuos constituyen la base de los tratamientos. El manejo de los residuos peligrosos incluye, en general, la prevención, tratamiento y deposición final. La prevención consiste en la reducción de residuos y su volumen; el tratamiento tiene como finalidad reducir su peligrosidad y toxicidad; y la deposición final se refiere a los mecanismos adecuados para prevenir riesgos al ambiente y a la salud humana.

Antes de efectuar la deposición de cualquier residuo peligroso se debe:

- ✓ Separar y concentrar los constituyentes peligrosos en un volumen reducido.
- ✓ Estabilizar y solidificar el residuo para evitar su liberación al ambiente.
- ✓ Disminuir la toxicidad del residuo, en lo posible.

El adecuado manejo de los residuos peligrosos debe realizarse por empresas que cuenten con personal debidamente capacitado y con equipos y la tecnología necesaria para hacer un adecuado manejo y gestión de estos residuos, evitando el riesgo para la población y el ambiente. El manejo inadecuado de los residuos peligrosos representa importantes riesgos al ambiente y a la salud de la población.

Su procedencia es casi exclusivamente de la industria química pesada, la agroindustria (pesticidas), la industria forestal (preservantes), la gran minería (elementos tóxicos extrínsecos) y los hornos de fundición asociados a la minería cuya tasa de emisión de contaminantes a los biotopos son altísimas. Las leyes sanitarias y medioambientales de muchos países desarrollados o en vías de desarrollo que tienen políticas sustentables, obligan a este tipo de industrias a entregar sus residuos en empresas autorizadas para su deposición final.

Para el caso de los residuos peligrosos, el tratamiento consiste en someter a cierta clase de residuos peligrosos a una serie de reacciones químicas y físicas para convertirlos en sustancias inertes, realizando co-tratamientos previos a la deposición en un depósito de seguridad construido de modo semejante al de los residuos domiciliarios pero reforzado en algunos aspectos técnicos. La gestión final o cierre del depósito es algo diferenciado a aquel que está destinado a los domiciliarios.

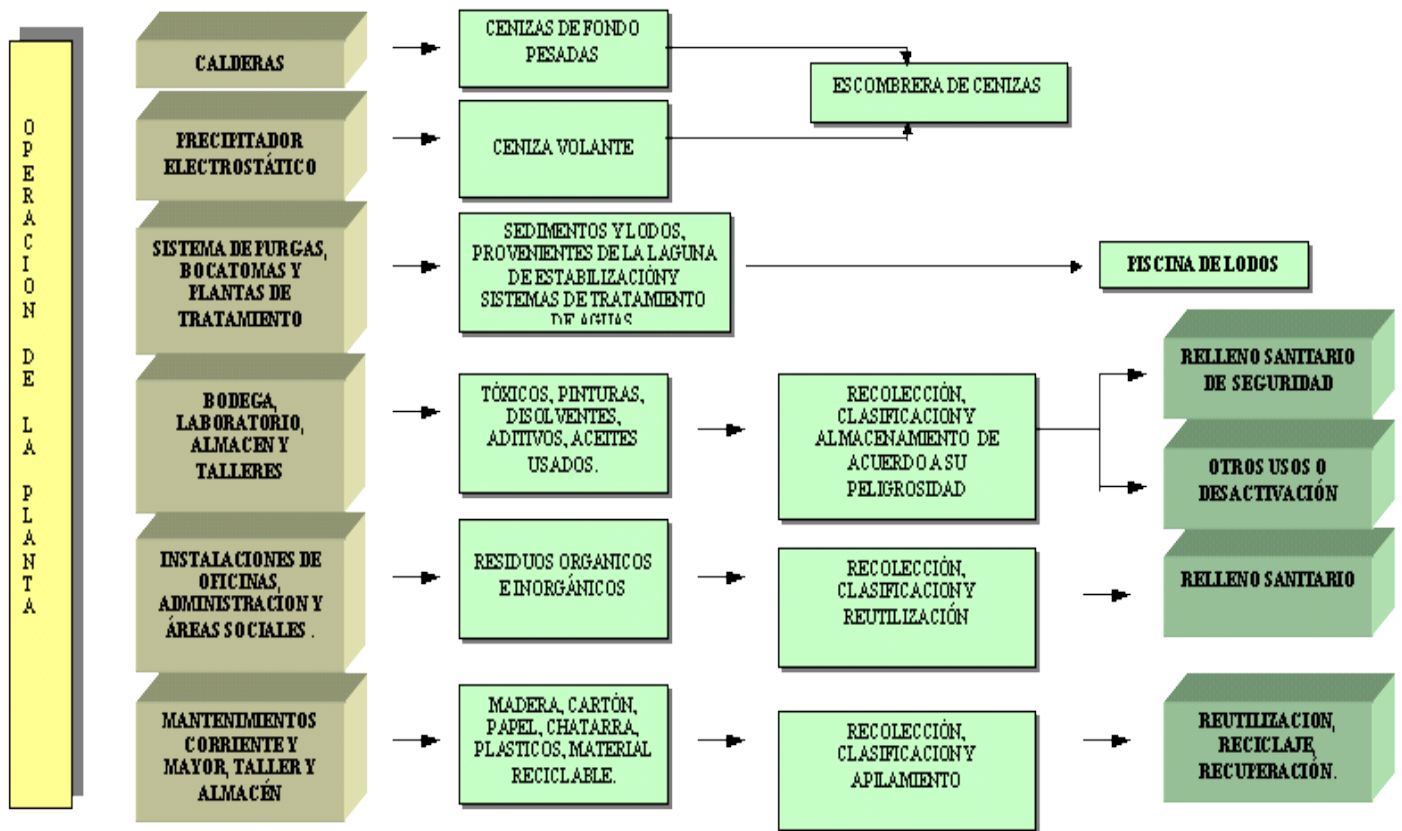


Fig. 22. Diagrama de manejo de los residuos industriales.







## ☞ Procesos Hidrometalúrgicos de Tecnología limpia: LIX-SX-EW

Hidrometalurgia es la aplicación del proceso bastante conocido de extracción y separación de una sustancia soluble de otra insoluble, usando un solvente inorgánico u orgánico, generalmente acuoso, a temperatura y presiones variables. En la Hidrometalurgia podemos considerar los siguientes aspectos:

1. Pre-tratamiento o Preparación
2. Lixiviación
3. Separación Sólido - Líquido
4. Purificación y Extracción
5. Recuperación final del Valioso

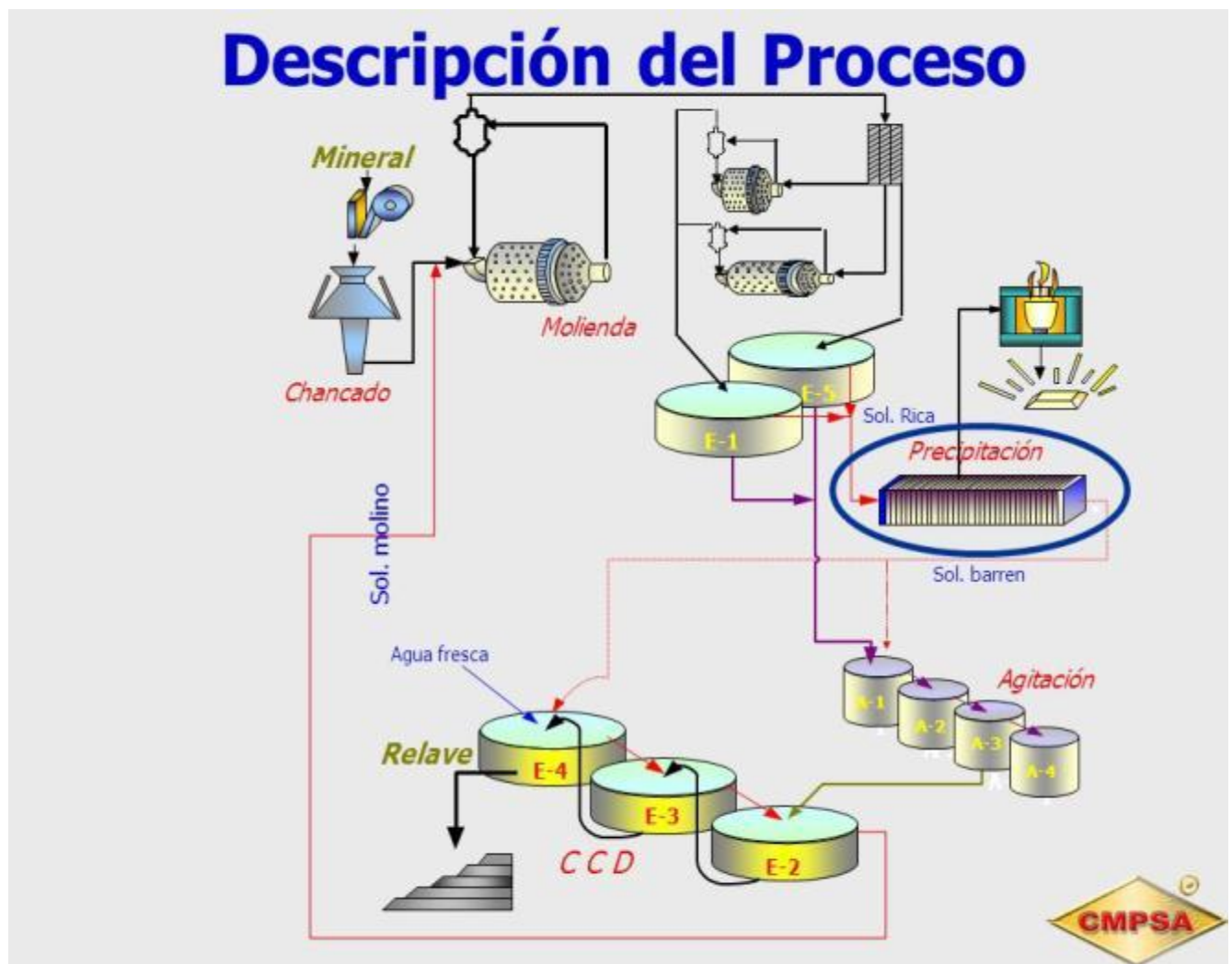


Fig. 24. Procesos Hidrometalúrgicos de Tecnología limpia: LIX-SX-EW

### 1. Preparación

Para lixiviar un mineral es necesario conocer el tamaño adecuado de partículas y densidad de pulpa para lograr una mejor eficiencia de extracción al menor costo posible. Algunas veces es necesario cambiar la estructura química para hacer una lixiviación preferencial.

## 2. Lixiviación

Es un proceso en que los valores metálicos contenidos en un mineral son transferidos selectiva y completamente, tanto como sea posible, del estado sólido al líquido, dejando la ganga en la forma sólida para la separación subsecuente. El líquido que lixivia es normalmente una solución acuosa de un reactivo que reacciona con facilidad con el mineral pero no con la ganga.

La selección del reactivo para la lixiviación está controlada mayormente por los factores de selectividad y costo. Aunque las condiciones para lixiviar un mineral son determinadas por experimentación, ciertos factores son comunes en la lixiviación bajo condiciones normales de presión, como son el tamaño de partícula, composición y concentración del solvente, tiempo de contacto, temperatura, agitación, etc. Se tiene algunas técnicas de lixiviación como:

- Lixiviación in situ.
- Lixiviación en pilas.
- Lixiviación por percolación.
- Lixiviación por agitación.
- Lixiviación a presión.

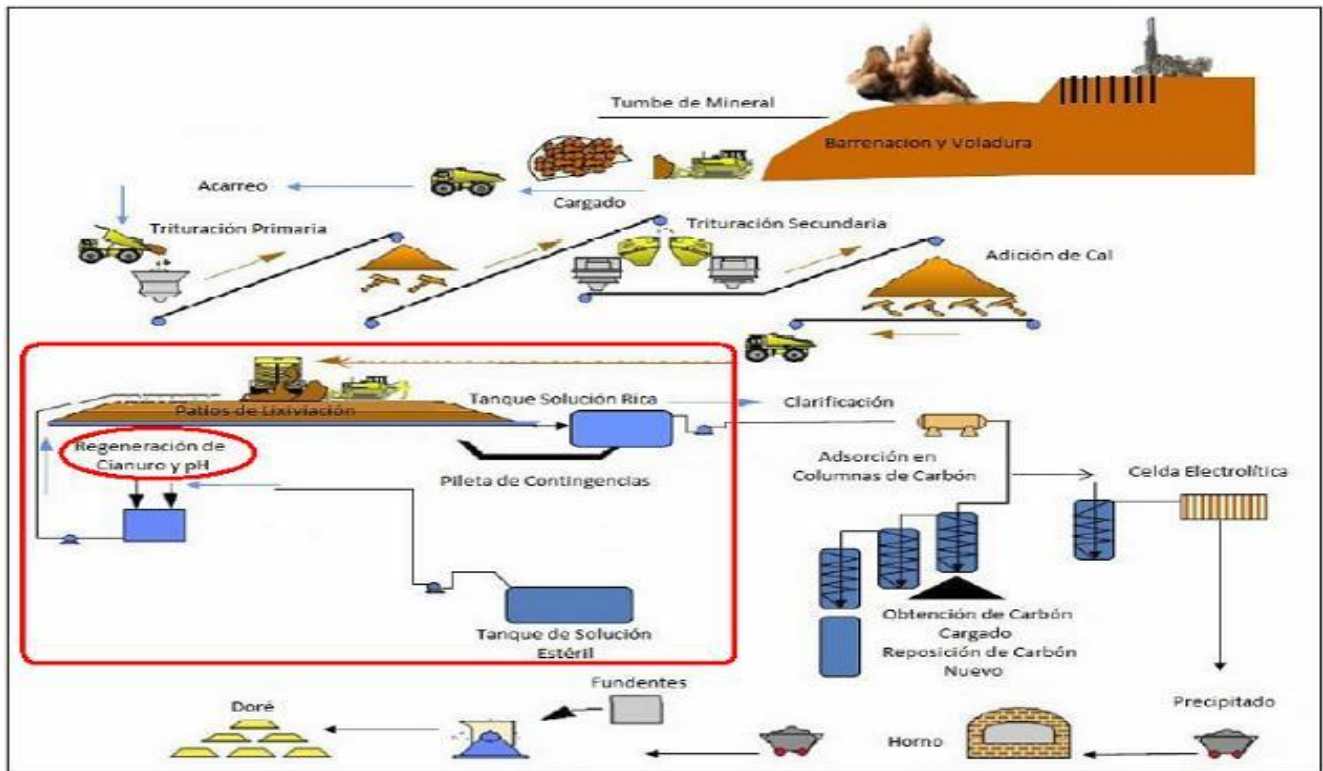


Figura R-3. Proceso general de extracción y beneficio del Proyecto.

Fig. 25. Proceso General de la lixiviación en sus diversas etapas.

## 3. Separación Sólido - Líquido

Para separar el líquido de los sólidos muchas veces es necesario pasar por las etapas de sedimentación, espesamiento y filtración, y los requerimientos y costos de planta y equipo para estas etapas son muchas veces mayores que para la etapa de lixiviación.

#### 4. Purificación o Extracción

En muchos casos la solución madre, ya separada de los sólidos, que son en mayor parte relaves o ganga, no están todavía en condiciones de ir a la etapa final de recuperación de valores, por la sencilla razón que la solución madre contiene muchas impurezas que pueden precipitarse juntos con el producto final deseado, impurificándolo y afectando su calidad. Por eso la solución tiene que pasar por una etapa de purificación, que en la mayoría de los casos consiste en:

- Cambio de pH
- Agregado de reactivos
- Uso del Intercambio Iónico
- Extracción por Solventes
- Membradas permeables

#### 5. Recuperación Final de Valores

La recuperación de valores de la solución purificada se puede hacer en general de dos maneras: a) Por precipitación o reducción química con diversos agentes reductores a condiciones normales o bajo presión, b) Por Reducción Electrolítica.

a) **Por precipitación y reducción química.**- La precipitación o cementación es una reacción bien conocida desde hace siglos, un clásico ejemplo es la cementación de cobre con hierro. Siguiendo con el ejemplo del cobre, entre las diversas posibilidades debemos mencionar las siguientes:

- ❖ Precipitación como cloruro cuproso.
- ❖ Precipitaciones como soluciones amiacales por descomposición y volatización del solvente.
- ❖ Precipitación con anhídrido sulfuroso de soluciones en forma de sulfatos.
- ❖ Precipitación con Hidrógeno sulfurado

b) **Por Reducción Electrolítica.**- El empleo de la corriente eléctrica permite obtener el metal con una pureza del 99.999%. La electro-refinación de ánodos solubles de un metal a partir de una solución acuosa que lo contiene al estado de Tones disueltos. Para que un proceso de electro-refinación sea económico, se debe obtener de un depósito catódico de buena calidad mediante una operación con eficiencia de corriente lo más alta posible.

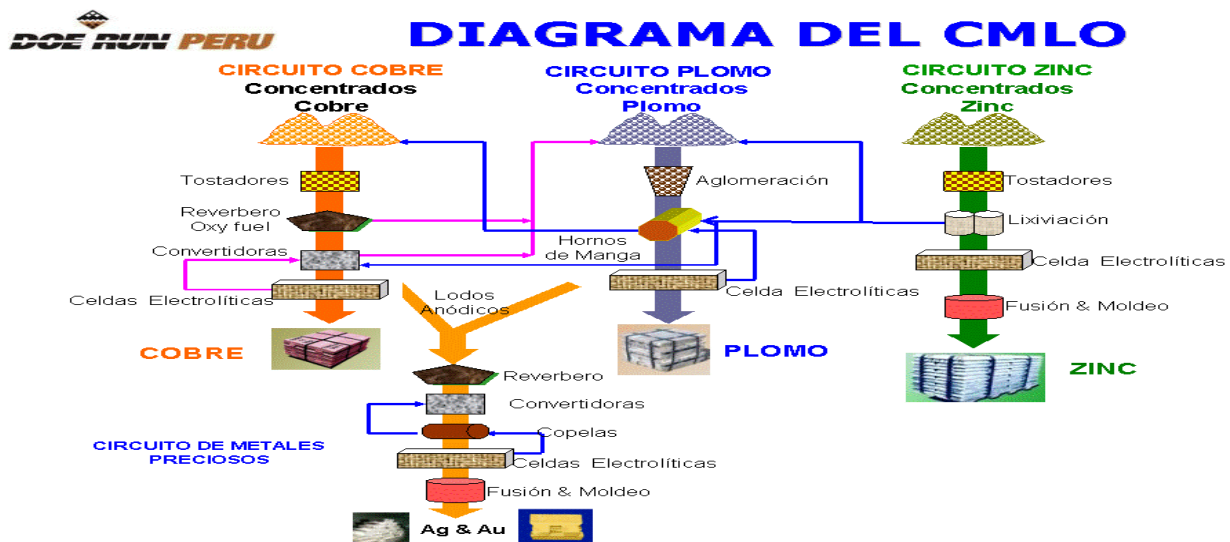


Fig. 26. Etapas descritas por circuitos de la obtención de metales en los procesos hidrometalúrgicos.

## ☞ Investigaciones en Tecnologías Limpias

### a) Abatimiento del Dióxido de Azufre

En el presente, muchos minerales sulfurados son tratados por métodos pirometalúrgicos para producir metal base. Los métodos pirometalúrgicos, sin embargo generan SO<sub>2</sub>, el cual contribuye en gran manera a la contaminación ambiental. Las técnicas hidrometalúrgicas han sido consideradas por muchos años, como una alternativa para procesar concentrados sulfurados y de esa forma superar los problemas de polución del SO<sub>2</sub>.

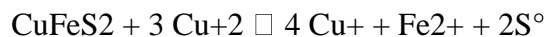
En esa ruta ha habido mucho interés en el uso del medio clorurante para lixiviar minerales sulfurados. De los lixiviantes clorurantes existentes son el cloruro cúprico y férrico los que muestran ventajas específicas considerando la contaminación de la solución y la separación del lixivante del lixiviado en el desarrollo del proceso. Las posibilidades técnicas de mitigar la alta producción de SO<sub>2</sub> son:

1. Formación del Azufre Elemental
2. Formación de Sales sulfato
3. Producción del Ácido Sulfúrico

#### 1. Formación de Azufre elemental

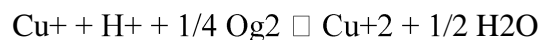
En la actualidad se vienen haciendo numerosas investigaciones en el contexto mundial, para lixiviar los minerales sulfurados (Chalcopirita, Chalcocita, Esfalerita, etc), en sistemas altamente oxidantes (cloruro cúprico, cloruro férrico, etc), con bastante éxito como lo reportan MacDonald, Wilson, Hirato, Hubli, etc.

Numerosos métodos de lixiviación han sido propuestos para la lixiviación de la calcopirita en el medio cloruro cúprico. Sin embargo, a pesar de las ventajas potenciales de los métodos de lixiviación clorurante para concentrados de cobre calcopítico, la tecnología permanece en estado de desarrollo. La disolución de la calcopirita en soluciones de cloruro cúprico ha sido representado por la siguiente reacción:

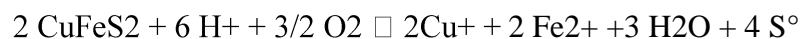


En soluciones acuosas, la reacción inicial es llevada a cabo en presencia de exceso de iones cloruro para mantener los iones cuprosos en la solución como complejos de cloruro cúprico, principalmente CuCl<sub>2</sub><sup>+</sup> y CuCl<sub>3</sub><sup>2+</sup>. Este acomplejamiento normalmente es por adición de cloruro de sodio o otras sales de cloruros en concentraciones altas.

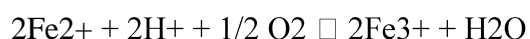
En presencia de oxígeno, los iones cuprosos reoxidan al estado cúprico, tal como se muestra:



De ese modo, manteniendo una alta razón de iones cúprico/cuproso en la solución la cual favorecerá la concentración del azufre. La siguiente reacción tiene también lugar en el sistema:



y la subsiguiente oxidación de los iones cuprosos por el oxígeno, según la reacción anterior. La oxidación de los iones ferrosos a férrico por el oxígeno también es posible de acuerdo a:



Los iones férrico formados por la reacción pueden también oxidar los iones cuprosos tal como se muestra:



La ecuación lentamente favorece  $\text{Cu}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{2+}$ . Si bien están ahí presentes en equilibrio con las otras especies.

Las reacciones desde el (2) hasta el (4) consumen ácido con lo cual producen un aumento en el pH de la solución, a medida que procede la lixiviación. Si el pH permanece suficientemente elevado, el hierro en solución puede precipitar como  $\square$  -  $\text{FeOOH}$  (Akaganeite) [16,17] de acuerdo a:

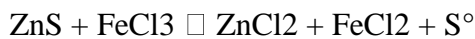


Como podemos apreciar en las reacciones (1) y (3) se obtienen como producto el azufre elemental ( $\text{S}^0$ ), con lo cual este proceso de lixiviación sería una interesante ruta para no producir el dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ). Este proceso no solamente es válido para la calcopirita, sino también puede ser aplicado ventajosamente para otros sulfurados tales como:  $\text{ZnS}$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{AgS}$ , etc. Como mostramos a continuación:

- ⊙ Lixiviación del Concentrado de Plomo - Plata:



- ⊙ Lixiviación del Concentrado de Zinc:



- ⊙ Lixiviación del Concentrado de Cobre:

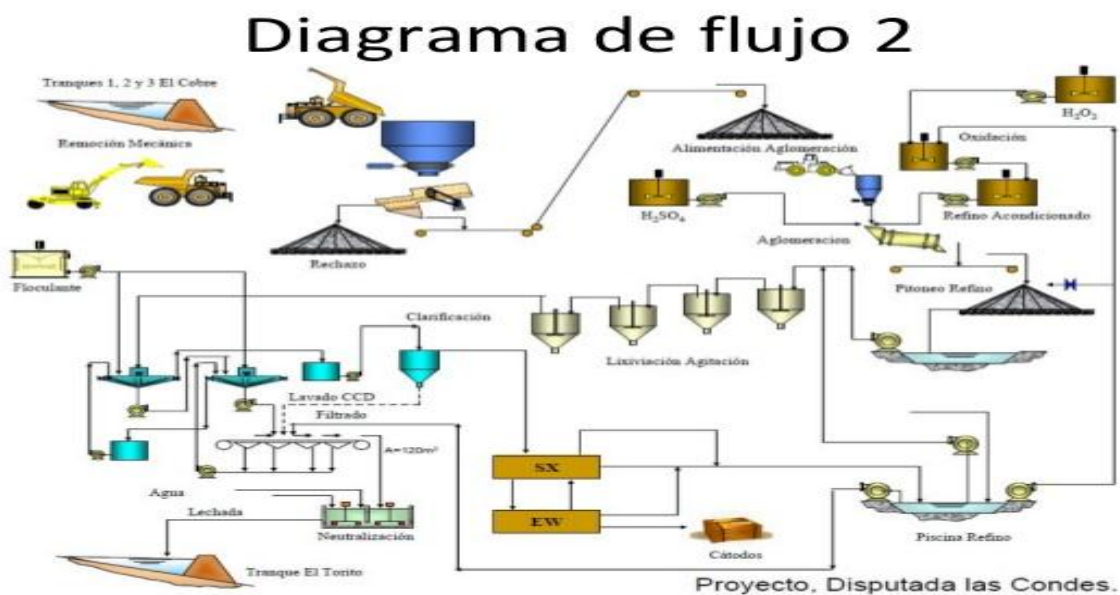


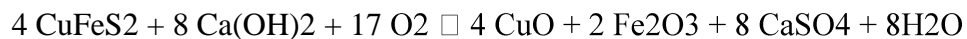
Fig. 27. Lixiviación de los minerales para la obtención de determinados metales.

## 2. Formación de Sales Sulfato

Minerales sulfurados de Cobre, tal como la chalcocita, bomita reaccionan en presencia de acción bacteriana con ácido sulfúrico a velocidades de disolución razonables, para que posteriormente ser tratados por la ruta lixiviación, extracción por solventes y electrodeposición. La calcopirita mineral más abundante de cobre, es bien refractario a la lixiviación por este proceso.

Pero el camino para solucionar este problema es el pre-tratamiento de calcopirita convirtiéndola a una forma lixiviable. Este criterio fue adoptado en un trabajo reciente llamado proceso de Tostación Cal - Concentrado, lo cual fue corrido por la Imperial College - U de Concepción (Chile).

En este proceso concentrado sulfuro de Cobre es mezclado con una cantidad apropiada de cal y se fabrican pellets con diámetros en el rango de 0.5 - 1.0 cm Estos pellets son tostados con aire para oxidar el cobre y el azufre. El último reacciona inmediatamente con la cal en el pellet formando sulfato de calcio in situ, además previene el escape de dióxido de azufre en los gases de tostación. En el caso de la calcopirita, la reacción de tostación:



El producto es una mezcla al estado sólido es soluble en ácido sulfúrico diluido y en este medio se recupera el cobre, y se tiene fierro y azufre en un residuo no disuelto en formas termodinámicas estables El licor de sulfato de cobre puede ser procesado por la vía SX-EW.

Este concepto fue primero desarrollado en los estados Unidos en los años 1970 (Haver and Wong 1972; Bartlett and Huang, 1973). El profesor Jim Jeffes de la Imperial College hizo un desarrollo para minerales sulfurados de Cobre.



Fig. 28. Ejemplo de la formación de las sales sulfato en los procesos hidrometalúrgicos.



### 3. Producción de ácido sulfúrico

El dióxido de azufre de la fundición de metales no ferrosos o de combustiones se recupera en forma muy económica como ácido sulfúrico, y con mayor frecuencia como dióxido de azufre líquido o sales sulfato. El ácido sulfúrico se ha obtenido durante mucho tiempo a partir de los gases más ricos, en fundiciones con acceso a los mercados. Las emisiones de las plantas nuevas de ácido sulfúrico están limitadas a 2 kg de dióxido de azufre y 75 g de niebla ácida por tonelada métrica de ácido fabricado. Se están instalando fundiciones continuas de cobre, como las de los procesos Outokumpu Oy, Mitsubishi y Noranda, con fin de recuperar gases de dióxido de azufre de gran fuerza adecuados para una conversión eficiente en ácido sulfúrico, lo que reduce la contaminación atmosférica.

Las emisiones de las instalaciones nuevas de calderas grandes para vapor, calentadas con carbón, están limitadas en la actualidad a 516 g de SO<sub>2</sub> por 100 Mj de combustible quemado. Por lo general, el exceso de SO<sub>2</sub> es eliminado en lavadores de colas, y los sulfatos y/o sulfitos resultantes son desechados sin recuperar su contenido de azufre. El proceso de contacto se ha ido modificando en forma gradual para emplear doble absorción (también llamada doble catálisis), lo que aumenta los rendimientos y reduce las emisiones de SO<sub>2</sub> sin conversión en la chimenea. Las normas de los Estados Unidos especifican valores para las emisiones máximas permitidas de SO<sub>2</sub> provenientes de plantas de ácido y requieren que todas las plantas nuevas empleen el proceso de doble absorción, o se les adapten sistemas de lavado de los gases de la chimenea para lograr niveles de emisión comparables.

Para las plantas en las se quema azufre, las emisiones permitidas son equivalentes al 99.7 % de conversión de SO<sub>2</sub>, y para las plantas en las que se utilizan gases de fundiciones, a más o menos entre 99.0 y 99.5 % de conversión. Las conversiones en las que se empleó el proceso de contacto con una Bola absorción fueron, por lo general, de entre 99.7 y 98%. Aunque en algunas unidades se usan lavadores alcalinos en los gases de cola para mantenerse dentro del límite, en la mayor parte de las nuevas plantas se utiliza la doble absorción.

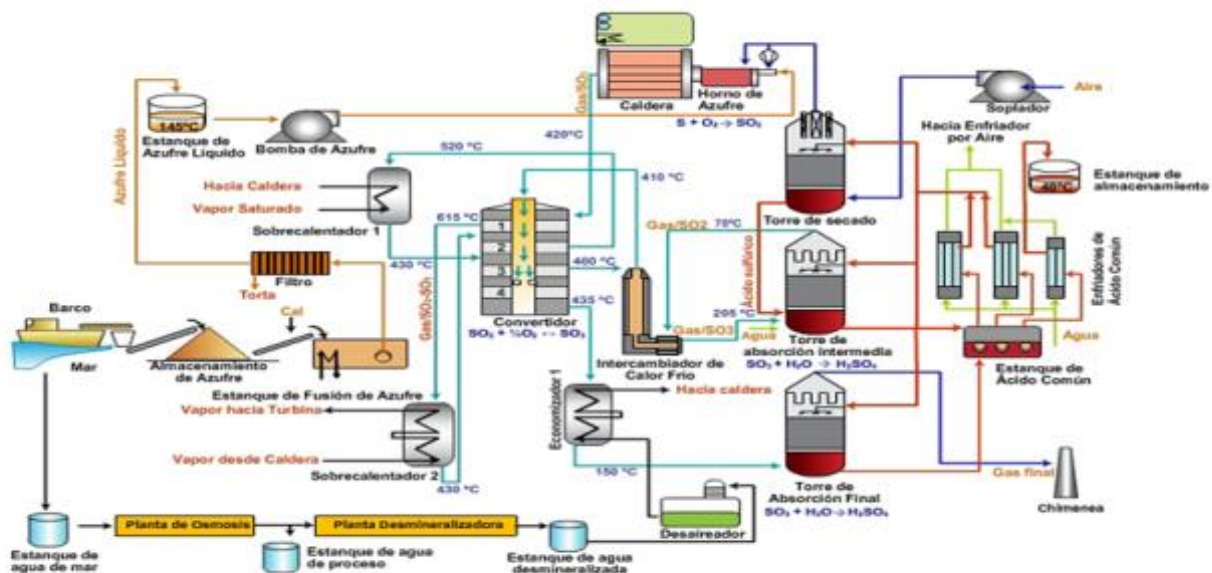


Fig. 29. Producción de Ácido Sulfúrico en los procesos hidrometalúrgicos.

#### 4. Abatimiento del Arsénico

- ✓ Un problema serio es el almacenamiento del arsénico más que mantener las condiciones ambientales en la planta.
- ✓ El arsénico es empleado para la fabricación de insecticidas y en el tratamiento de la madera.
- ✓ En la práctica industrial, una de las rutas para atrapar arsénico es precipitar desde la solución en presencia del exceso de hierro por adición de cal a pH controlado, formando un producto gelatinoso hidróxido férrico. (Ferrihydrite)
- ✓ Este Material absorbe arsénico y es muy efectivo para remover el As de la solución.
- ✓ En términos de estabilidad la ferrihidrita no es estable respecto a la goethita y esta transformación puede eventualmente ocurrir, lo que puede disolver el As.
- ✓ Se han efectuado una serie de investigaciones de métodos de disposición de Arsénico. Una de las mejores investigaciones al respecto fueron desarrolladas en el Imperial College con la MIRO (Organización de Investigaciones Industria Minera)
- ✓ El trabajo consistió en estudiar las relaciones entre estructura - estabilidad para un sistema hierro - arsenato - sulfato → agua mostrando para una temperatura cercana de 100 °C, una serie de fases cristalinas de ferro- arsenatos.
- ✓ Esto incluye al bien conocido mineral scorodita  $\text{FeAsO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  más otras fases no conocidas.
- ✓ La relación de estas fases como una función de la temperatura de precipitación y la relación molar Fe: As. (Swash y Monhemius, 1994)
- ✓ La solubilidad de estas fases, fue determinado con el Test US EPA TCLP, un límite permitido de 5 mg As/l
- ✓ Todas estas consideraciones de abundancia en la naturaleza del mineral Scorodita, que es sometido a todas las inclemencias del clima y la oxidación, sugiere que la precipitación del Arsénico como scorodita es la posible ruta final para la captura del As, de una manera muy apropiada ambientalmente.
- ✓ La captura del Arsénico en el proceso de tostación de la Cal-Concentrado lo estudiaron Terry , Sanchez y Ulloa (1993)
- ✓ Un Concentrado, con altos contenidos de Enargita  $\text{Cu}_3 \text{AsS}_4$  y en una investigación de la conducta de la cal - producto tostado, muestran para condiciones de reacción óptimas, cerca de 85 % de As, fue retenido en los pellets calcinados en la forma de Arsenato de calcio.
- ✓ Trabajos de Wash y Monhemius (1995) ha mostrado que en el mínimo de los casos produce arsenatos de calcio, en donde la solubilidad del arsénico es también alta en estos compuestos.

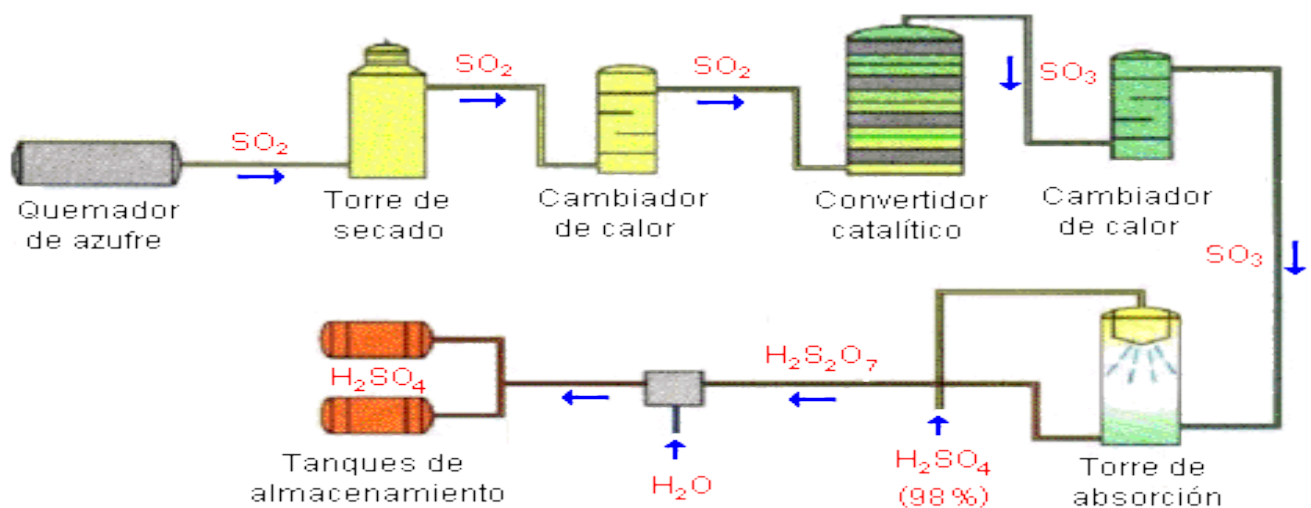


Fig. 30. Manejo del Arsénico en los procesos hidrometalúrgicos.

Podemos puntualizar que es de importancia el desarrollo de investigaciones en cuanto a tecnologías limpias de acuerdo a nuestra realidad de país polimetálico y que esté de acuerdo a las normas de preservación del medio ambiente.

En cuanto a la mitigación del SO<sub>2</sub> es preciso acotar que se tiene que tomar en cuenta las rutas disponibles: de producción de ácido sulfúrico, de obtención de azufre elemental o de producir sulfatos que atrapen al azufre impidiendo que se produzca SO<sub>2</sub>.

El problema del arsénico tanto en los concentrados, como también en las operaciones pirometalúrgicas en los humos o en las escorias es preciso desarrollar toda una serie de investigación para su recuperación y su posterior encapsulamiento como productos estables a las condiciones ambientales, de tal forma que se pueden almacenar con seguridad.

Es fundamental dar prioridad a la evaluación del impacto ambiental durante la misma síntesis misma del proceso, para así analizarlo y cuantificar los efectos ambientales múltiples en un marco más amplio, de tal forma que se incorporen en el análisis de costos y beneficios del proceso productivo.

Quedan muchas mejoras potenciales dentro de los marcos de las tecnologías nacionales existentes, y de las nuevas que irán emergiendo en los próximos años. Se están haciendo esfuerzos para reducir las emisiones de SO<sub>2</sub>, de material particulado y arsénico de acuerdo a las normas ambientales, pero es preciso que la Universidad pueda conjuntamente con la industria desarrollar las investigaciones fundamentales que permitirán ser aplicadas en sus centros laborales de tal forma que se mitiguen la contaminación ambiental.