

TEMA 8

Metales Alcalinos

Li wird durch einen
Plastikstempel unter
Paraffin gehalten.

Li

Na

K

Rb

Cs

Fr

Cs



En este tema nos ocuparemos de un grupo de metales de propiedades poco corrientes para ser metales. Los metales alcalinos tienen una muy baja densidad y son extraordinariamente reactivos

El Fr es un elemento radioactivo



Li



Na



Potasio



Rb y Cs (se deben almacenar en contenedores sellados)

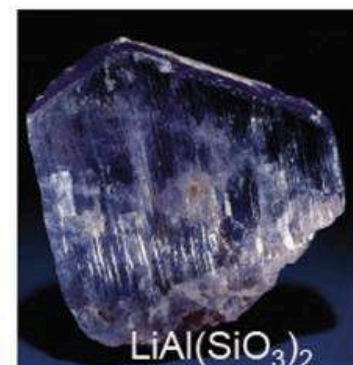
Abundancia y estado natural de los elementos

- Siempre aparecen en la naturaleza en forma combinada
 - en depósitos de sal
 - sales disueltas en el mar
- Compuestos más importantes
 - NaCl (*sal común*)
 - $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (*sal de Glauber*)
 - Na_2CO_3 (*sosa Solvay*)
 - K_2CO_3 (*potasa*)
 - NaNO_3 (*nitrato de Chile*)
 - Na_2AlF_6 (*criolita*)
- El Fr es un elemento radioactivo de vida media 21 minutos

TABLE 22.1 Group 1 Elements: Abundances

	ppm*	Rank
Li	18	35
Na	22,700	7
K	18,400	8
Rb	78	23
Cs	2.6	46
Fr	Trace	—

* Grams per 1000 kg of solid crust.



$\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$

Obtención de los elementos

- Los metales son demasiado reactivos para ser encontrados libres en la naturaleza. Se aislaron tardíamente debido a las dificultades siguientes:
 - Sus compuestos son muy estables por lo que la obtención por descomposición térmica no es posible
 - Los metales son muy reductores por lo que no pueden obtenerse por reducción de los óxidos
 - La electrolisis de disoluciones acuosas no es posible porque los metales obtenidos reaccionan vigorosamente con el agua
- Deben ser obtenidos por **electrolisis de sales fundidas** (haluros). Se suele añadir otras sales para disminuir el punto de fusión
- El aislamiento o identificación de los elementos es relativamente reciente:
 - Sodio y potasio se obtuvieron por electrólisis (1807)
 - Li se descubrió en 1817
 - Cs (1860) y Rb (1861) se identificaron a partir de los espectros de emisión
 - Francio (radioactivo) (1939) a partir del decaimiento del Ac radiactivo

Propiedades generales

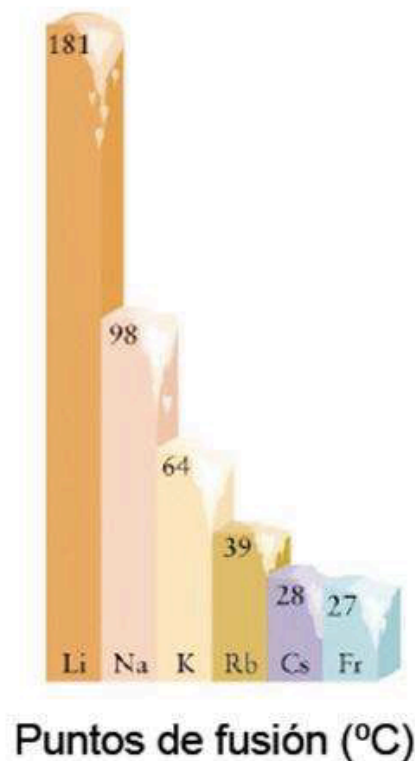


- Todos ellos son **metales**: excelentes conductores de la electricidad y el calor
 - Na se utiliza como material de transferencia de calor en ciertos tipos de reactores nucleares
- Son metales **blandos**
 - Li se deja cortar con un cuchillo y el K se puede aplastar como la mantequilla
- Son los metales más **reactivos** cuando están puros
 - Son fuertemente reductores
- Estructura electrónica **ns¹**. Los cationes alcalinos están presentes en una amplia variedad de compuestos químicos muy relevantes (entre los más sintetizados).

Propiedades generales

- Puntos de fusión muy bajos: disminuyen al descender en el grupo (Cs se funde en la mano)
- La blandura y los bajos puntos de fusión se correlacionan directamente con fuerzas de cohesión pequeñas o lo que es lo mismo entalpías de atomización bajas
 - $\sim 400\text{--}600 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ para un metal típico
- Li, Na y K tienen densidades inferiores a las del agua (poco frecuente en los metales)
 - El Li sería ideal para construir buques que no se hundieran....
 - El problema es que serían muy blandos y que su elevada reactividad con el agua los destruiría al instante.

Elemento	Densidad ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$)	Punto de fusión ($^{\circ}\text{C}$)	$\Delta H(\text{atomización})$ ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
Li	0,53	180	162
Na	0,97	98	108
K	0,86	64	90
Rb	1,53	39	82
Cs	1,87	29	78



Propiedades generales

- Al tener su EI tan baja los metales alcalinos se encuentran normalmente como especies monocatónicas M^+ formando normalmente **compuestos iónicos**
- Son elementos con un **marcado carácter reductor**
 - Se utiliza Na fundido para producir Zr y Ti de sus cloruros:
 - $TiCl_4(g) + 4 Na(l) \rightarrow 4 NaCl(s) + Ti(s)$ (Método van Arkel-de Boer)
 - Reaccionan con el agua reduciendo el H_2O a H_2 :
 - $2 Na(s) + 2 H_2O(l) \rightarrow 2 NaOH + H_2(g)$
 - Liberan sus electrones de valencia cuando se disuelven en amoníaco
- **Reaccionan con la mayor parte de los no metales**
 - Todos los alcalinos en estado fundido arden en $Cl_2(g)$ formando el cloruro del metal
 - Sólo el Li lo hace con el N_2 :
 - $6 Li(s) + N_2(g) \rightarrow 2 Li_3N(s)$
 - Reaccionan con el O_2 dando diversos productos

Reactividad frente al aire

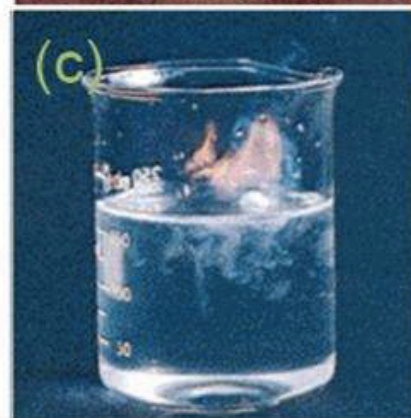
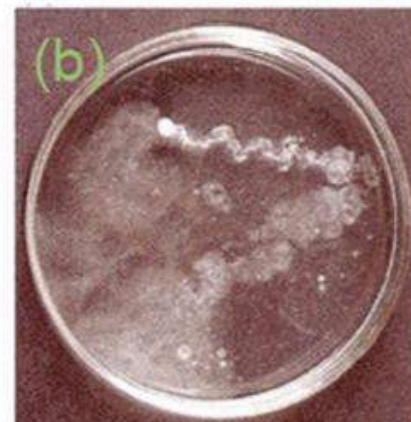


Li

- En cuanto entran en contacto con el aire se oxidan rápidamente perdiendo la lustrosa superficie metálica
- Pueden formar los óxidos (M_2O), peróxidos (M_2O_2) o superóxidos (MO_2)
 - Conforme aumenta la masa atómica, aumenta la tendencia a formar los superóxidos
 - El Li se oxida a Li_2O que a su vez reacciona con el CO_2 para dar el carbonato de litio (amarillo)
 - $Li(s) + O_2(g) \rightarrow 2 Li_2O(s)$
 - $Li_2O(s) + CO_2(g) \rightarrow Li_2CO_3(s)$
 - El Na forma mayoritariamente el peróxido
 - $2 Na(s) + 2 O_2(g) \rightarrow Na_2O_2(s)$
 - K, Rb y Cs forman los superóxidos MO_2

Reactividad frente al agua

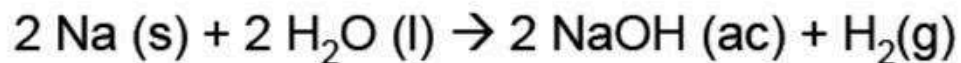
- Los metales alcalinos reaccionan incluso frente a ácidos de Brönsted débiles como el agua o el etanol.
 - **H₂O**: Reacción fuertemente exotérmica. La virulencia de la reacción aumenta conforme descendemos en el grupo:
 - $2M (s) + 2H_2O (l) \rightarrow 2MOH (ac) + H_2(g)$
 - reacción más rápida conforme bajamos en el grupo.
 - ✓ el Li(a) reacciona suavemente (a)
 - ✓ el Na(b) reacciona vigorosamente (b)
 - ✓ el K(c) reacciona liberando tanto calor que se inicia la combustión del H₂ (c). Explosiva
 - Pero también lo hacen **con otros ácidos de Brönsted**. La velocidad de reacción depende de la acidez del medio
 - $2Na(s) + 2EtOH (l) \rightarrow 2NaOEt + H_2(g)$
 - $2Na(s) + 2NH_3 (l) \rightarrow 2NaNH_2 + H_2 (g)$: **R. Lenta**



Reactividad de Li y K frente al agua

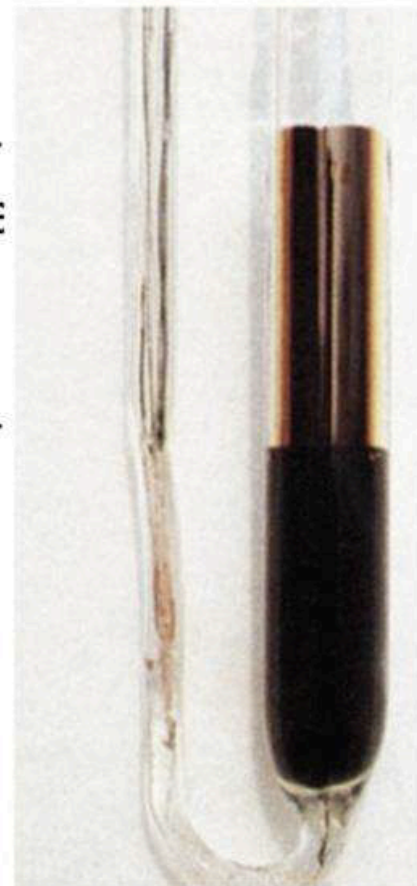
- El Na reacciona con el agua más rápidamente que K:

Sodium and Potassium
in Water



Metales alcalinos y NH_3 (líquido)

- El NH_3 es un buen disolvente polar
 - Los metales alcalinos reaccionan, lentamente, con amoníaco líquido
 - Se disuelven rápidamente en amoníaco para formar disoluciones de color azul profundo (parte inferior de tubo).
 - Color azul: electrones solvatados $e^- (\text{NH}_3)$
 - Estas disoluciones son conductoras de la electricidad. Los portadores de la carga son los **electrones solvatados**
- $$\text{Na(s)} \xrightarrow{\text{NH}_3} \text{Na}^+(\text{NH}_3) + e^- (\text{NH}_3)$$
- Reacción rápida
 - Cuando se concentran por evaporación adquieren un color bronce y se comportan como un metal líquido (parte superior del tubo)



Los elementos. Características y usos principales

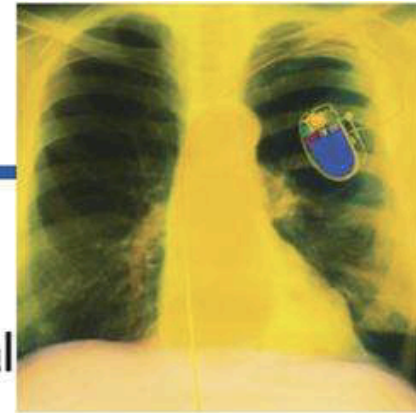
- Litio
- Sodio
- Potasio

Litio

- Es el elemento químico sólido más ligero (de menor densidad)
- Como todos los elementos cabeza de grupo presenta ciertas propiedades singulares que lo diferencian del resto del grupo
 - Como los demás alcalinos, reacciona con el dióxígeno del aire formando el Li_2O
 - A diferencia de los demás alcalinos reacciona con el dinitrógeno para formar nitruros:
 - $6 \text{Li(s)} + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Li}_3\text{N(s)}$
 - El pequeño tamaño del Li^+ hace que la $U_0(\text{Li}_3\text{N})$ sea lo suficientemente alta para hacer que la reacción sea espontánea
 - El nitruro formado reacciona rápidamente si se le enfrenta con el agua:
$$\text{Li}_3\text{N(s)} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{LiOH} + \text{NH}_3(\text{s})$$
- **El litio es el más reductor de los metales alcalinos**
 - $\text{Li}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li(s)}$ $E^0 = -3.05 \text{ V}$
 - El Li fundido es la sustancia **más corrosiva** que se conoce. Si se funde un poco de Li en un recipiente de vidrio, es capaz de reaccionar con el SiO_2 formando un agujero en el matraz.
 - Sin embargo, no es el más reactivo por ejemplo con el agua. Debido a causas de índole cinética

Litio. Usos tecnológicos

- Agente de aleación para producir **aleaciones resistentes y de baja densidad**; industria aeroespacial
 - Aleación LA-141 (Mg: 85%; Li: 14%; Al: 1%) tiene una densidad de $1,35 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ (la mitad que el Al)
- El uso industrial más relevante (60%): **fabricación de grasas de Li**
 - estearato de litio ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOLi}$):
 - no se endurece con las bajas temperaturas
 - estable a altas temperaturas
- Creciente interés para la industria nuclear: bombardeando Li con neutrones se obtiene **tritio**
- Debido a su ligereza y a su elevado potencial redox, se utiliza en la **fabricación de baterías**: se consigue una elevada densidad de energía
 - Pilas y baterías recargables de Li; marcapasos cardíacos



marcapasos cardíaco
Imagen de RX

Los fármacos de Li

- Na^+ y K^+ tienen funciones fisiológicas bien conocidas:
 - portadores de carga en las células
 - regulación de la frecuencia cardíaca
- Li^+ no presenta este tipo de funciones fisiológicas
- Tras su descubrimiento (1817) a las sales de Li se le atribuyeron poderes de curación casi mágicos
 - 1927 C.L. Grigg comercializaba una bebida que contenía sales de Li: Bib-Label Lithiated Lemon-Lime Sosa (después Seven-up®)
 - Se eliminó en los 50



◀ **Figura 7.24** La bebida refrescante Seven-Up® originalmente contenía citrato de litio, la sal de litio del ácido cítrico. Se aseguraba que el litio confería a la bebida propiedades saludables, incluida “una abundancia de energía, entusiasmo, un cutis limpio, cabello lustrado y ojos brillantes!” El litio se eliminó de la bebida a principios de la década de 1950, más o menos al mismo tiempo que se descubrió la acción antipsicótica del Li^+ .

Litio. Uso como antidepresivo

- En los 50 se descubrió, accidentalmente, que las sales de Li tienen un efecto terapéutico sobre la enfermedad mental: **desorden afectivo bipolar** (depresión)
 - Está demostrado que el Li^+ tiene un efecto terapéutico en los pacientes con depresión.
- En la actualidad ciertas sales de Li constituyen el medicamento más seguro contra la depresión:
 - Se administra como Li_2CO_3
 - Hay que administrar dosis muy precisas. Dosis diarias de 1-2 g mantienen un nivel de $[\text{Li}^+]$ de $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 - Este tratamiento influye en el equilibrio de membrana entre los iones $\text{Na}^+ - \text{K}^+$ y $\text{Mg}^{2+} - \text{Ca}^{2+}$.

Sodio. Obtención

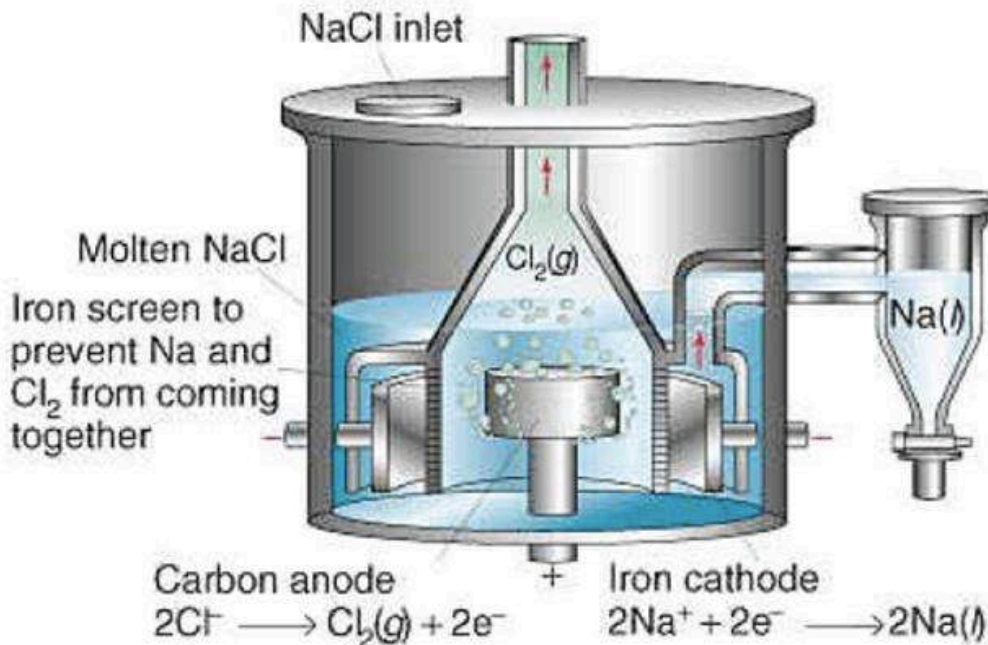
mezcla eutéctica es una mezcla de varios componentes que tiene un punto de fusión inferior al de cualquiera de los componentes



- Es el metal alcalino con mayor **demanda** industrial
- Obtención: electrolisis en las **celdas de Downs**
 - Reacciones en la celda:
 - Reacción anódica (oxidación): $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$
 - Reacción catódica (reducción): $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$
 - Reacción total: $2\text{Na}^+(\text{l}) + 2\text{Cl}^-(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Na}(\text{l})$; $E^\circ = -4,08\text{ V}$
 - Electrolisis de una mezcla fundida de **(60%) CaCl_2 / (40%) NaCl**
 - La utilización de esta **mezcla eutéctica** tiene varias ventajas:
 - consigue bajar la temperatura de trabajo haciendo el proceso viable comercialmente, $\text{PF}(\text{m. eutéctica}) = 580^\circ\text{C}$; $\text{PF}(\text{CaCl}_2) = 772^\circ\text{C}$, $\text{PF}(\text{NaCl}) = 803^\circ\text{C}$
 - la temperatura más baja disminuye la presión de vapor del sodio; importante puesto que el vapor de sodio es **pirofórico**
 - a la temperatura de trabajo, el Na no se disuelve en la mezcla eutéctica. Si lo hiciera cortocircuitaría los electrodos paralizando el proceso
 - Se debe impedir que el Na entre en contacto con el Cl_2 (con el que reacciona inmediatamente formando NaCl) y con el O_2 ya que se oxidaría inmediatamente a la temperatura de trabajo.

Sodio. Célula Downs

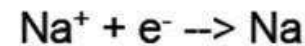
- Las células de Downs operan a 25–40 kA y potenciales de 7–8 V
- ¿Cómo resuelve la célula Downs el problema de la reacción entre el Cl_2 y el Na?



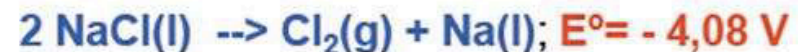
Reacción anódica (oxidación):



Reacción catódica (reducción):



Reacción total:



Sodio. Usos principales

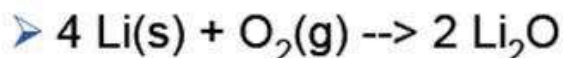
- Es el metal alcalino con mayor demanda industrial. Se obtiene en grandes cantidades. Solo en USA 200.000 tn/año
- El Na es un potente reductor
 - El 20 % se utiliza para obtener metales como Th, Zr, Ta y Ti reduciéndolos de los tetracloruros: método van Arkel-de Boer
 - $\text{TiCl}_4(\text{l}) + \text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{Ti}(\text{s}) + 4 \text{NaCl}(\text{s})$
 - Reductor en síntesis orgánica
- El 60% de la producción **se dedicaba** (aleación con Pb) a la obtención del tetraetilplomo $(\text{Et})_4\text{Pb}$. Aditivo de las gasolinas para aumentar el octanaje.
 - Prohibido su uso en USA y Europa debido a la polución por Pb (altamente tóxico)
 - $4 \text{Na/Pb}(\text{s}) + 4 \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{g}) \rightarrow (\text{C}_2\text{H}_5)_4\text{Pb}(\text{l}) + 3 \text{Pb}(\text{s}) + 4 \text{NaCl}(\text{s})$
- Otros usos:
 - intercambiador de calor en reactores nucleares: conveniente debido a que tiene un **punto de fusión bajo**, un **punto de ebullición alto** y una **presión de vapor baja**. Su conductividad térmica y su calor específico son mayores que otros metales líquidos. Su baja densidad y viscosidad facilitan su bombeo.
 - fabricación de lámparas de vapor de sodio: alumbrado público

Compuestos más relevantes

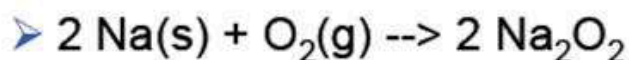
Óxidos de los metales alcalinos

- Todos los metales alcalinos reaccionan con el O_2 dando diferentes tipos de óxidos:

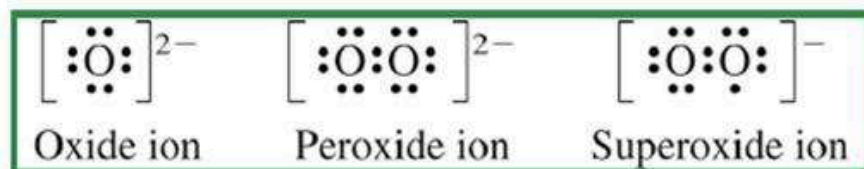
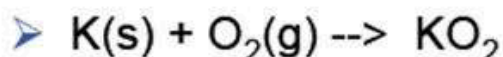
- Litio es el único que forma un **óxido** simple (O^{2-}):



- El sodio suele formar el **peróxido** (O_2^{2-})



- K, Rb y Cs suelen formar el **superóxido** (O_2^-)



Hidróxidos de los metales alcalinos

- Los hidróxidos son **bases fuertes**.
- Son **delicuescentes** (excepto el LiOH): absorben la humedad ambiente hasta que se disuelven
- Se **carbonatan** fácilmente (absorben CO_2)
 - Precaución con las disoluciones de NaOH estandarizadas.
- Todos ellos son peligrosos en contacto con la piel. **CAUSTICOS**.
- Constituyen la fuente más habitual de OH^- :
 - bajo coste económico
 - alta solubilidad

Elemento	Solubilidad (g/100 cc H_2O)
Li	13
Na	108,3
K	112,8
Rb	197,6
Cs	385,6

Óxidos de los metales alcalinos

- Los peróxidos son razonablemente estables.
 - el Na_2O_2 se utiliza como agente blanqueador y agente oxidante fuerte
 - los M_2O_2 ($\text{M}=\text{Li}$ y K) se utilizan en dispositivos de emergencia en submarinos y naves espaciales porque reaccionan con el dióxido de carbono para producir oxígeno:
 - $2\text{M}_2\text{O}_2(\text{s}) + 2\text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{M}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ ($\text{M}=\text{Li}, \text{Na}$)
 - El KO_2 (s) también se utiliza para tal fin:
 - ✓ $4\text{KO}_2(\text{l}) + 2\text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{K}_2\text{CO}_3(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$
- Todos los óxidos reaccionan vigorosamente con el H_2O formando disoluciones básicas dando lugar a diferentes productos:
 - $\text{Li}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{LiOH}(\text{ac})$
 - $\text{Na}_2\text{O}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$
 - $2\text{KO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{KOH}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + \text{O}_2(\text{g})$

Hidróxido de Li

- En los viajes espaciales o en los submarinos hace falta eliminar el CO_2 producido por la respiración
- Uno de los sistemas utilizados para tal fin es el LiOH :
 - $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{LiOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - Se prefiere el LiOH a los hidróxidos de los demás alcalinos por su ligereza, factor relevante en los cohetes espaciales
- Otra reacción utilizada para la captación del CO_2 es la ya citada:
 - $\text{KO}_2(\text{s}) + 2 \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{K}_2\text{CO}_3(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g})$



Hidróxido sódico

- Sólido incoloro, fuertemente corrosivo e higroscópico.
- Se disuelve fácilmente en agua. Reacción muy exotérmica
- Reacciona con muchos metales: disuelve el Al
 - no es recomendable limpiar recipientes de Al con sustancias básicas
 - $2 \text{Al(s)} + 2 \text{NaOH(ac)} + 6 \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{NaAl(OH)}_4\text{(ac)} + 3 \text{H}_2\text{(g)}$

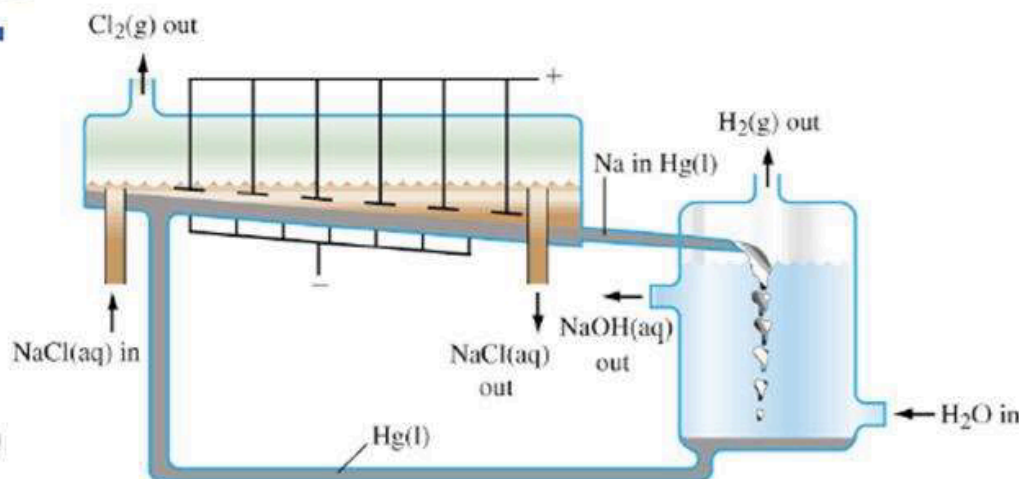


Hidróxido sódico. Obtención

- El NaOH es el 6º compuesto inorgánico más sintetizado
- Se obtiene por **electrolisis de salmuera** (disolución concentrada de NaCl). Industria cloro-alcali
 - Celda de diafragma
 - Celda de membrana
 - Celda de cátodo de mercurio
- Reacción neta:
$$2 \text{NaCl(ac)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2 \text{NaOH(ac)} + \text{Cl}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$$
- Coste eléctrico ingente (30.000 A, 150.000 A y 400.000 A, respectivamente), comparable con la cantidad de electricidad necesaria para obtener Al a partir de la bauxita, Al_2O_3

Método de amalgama

- Electrolisis de una dis. pura y saturada de NaCl
- Utiliza mercurio líquido como cátodo
- Celda electrolítica:
 - Reacción anódica (oxidación)
 - $2 \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$
 - Reacción catódica (reducción): el Na^+ se reduce a Na que se amalgama con el Hg
 - $\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{Hg})$
 - El cátodo de Hg líquido impide la formación del H_2 gaseoso (elimina el problema del sobrepotencial)
- El Na(Hg) se hace reaccionar posteriormente con agua para producir NaOH de elevada pureza y concentración 50%. El NaOH se concentra. Se libera hidrógeno, separándose el Hg que se reutiliza
 - $2 \text{Na}(\text{Hg}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2(\text{g}) + \text{Hg}(\text{l})$
- Problema fundamental: **impacto medioambiental del Hg**



Resumen métodos de obtención

Proceso	Ventajas	Desventajas
Método diafragma	■ Utiliza salmueras poco puras ■ Proceso muy eficiente, relativo bajo consumo eléctrico	■ Obtiene NaOH diluido (11%), contaminado con cloruros ■ El Cl_2 se obtiene contaminado con oxígeno ■ Problema con los asbestos
Método membrana	■ Productos no contaminados ■ Relativo bajo consumo eléctrico ■ No hay problemas con el mercurio	■ Máxima concentración: NaOH al 35% ■ El Cl_2 se obtiene contaminado con oxígeno ■ Requiere las salmueras muy puras ■ Alto coste y poca vida media de las membranas
Método amalgama	■ Produce NaOH de la máxima concentración (50%) ■ Produce Cl_2 gaseoso puro	■ Consumo eléctrico más elevado ■ Requiere salmueras más puras que el proceso diafragma ■ Problemas inherentes al uso del mercurio

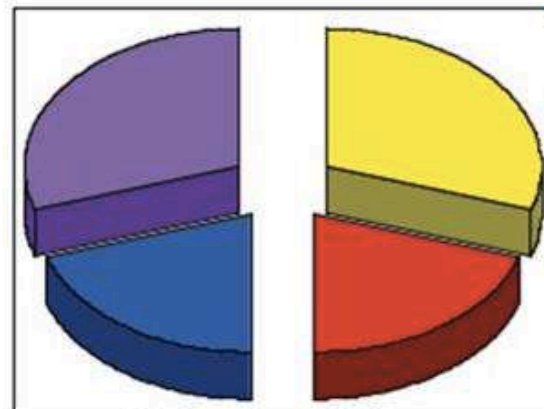
NaOH. Usos principales

- Es el agente basificante más utilizado en la industria química; implicado en la mayor parte de los procesos industriales
- Usos muy variados en el laboratorio químico.
 - En análisis químicos se utiliza como agente de disgregación
- Industria del papel: facilita la extracción de la celulosa de la madera
- Fabricación de jabones y detergentes
- Industria alimentaria (desnaturalizador de proteínas)
 - Patatas tratadas con NaOH para eliminar la piel antes de procesarlas
 - Aceitunas. Se reblandecen suficientemente para poder ser digeridas

Usos del NaOH

■ Otros
muchos
30%

■ Industri
a del
papel
20%



■ Síntesis
prod.
orgánic
os
30%

■ Síntesis
Prod.
Inorgáni
cos
20%

NaOH en la limpieza de cañerías y hornos

- Para eliminar atasques en las cañerías se utilizan sustancias sólidas a base de NaOH (s) + Al (s) (DRANO®)
- Acción combinada
 - El NaOH(s) desnaturaliza las grasas
 - El Al reacciona en medio fuertemente básico formando $H_2(g)$ que ayuda a remover el atasco:

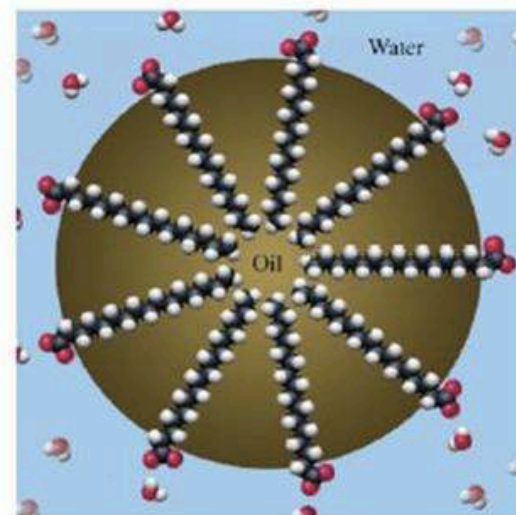


Detergentes y jabones

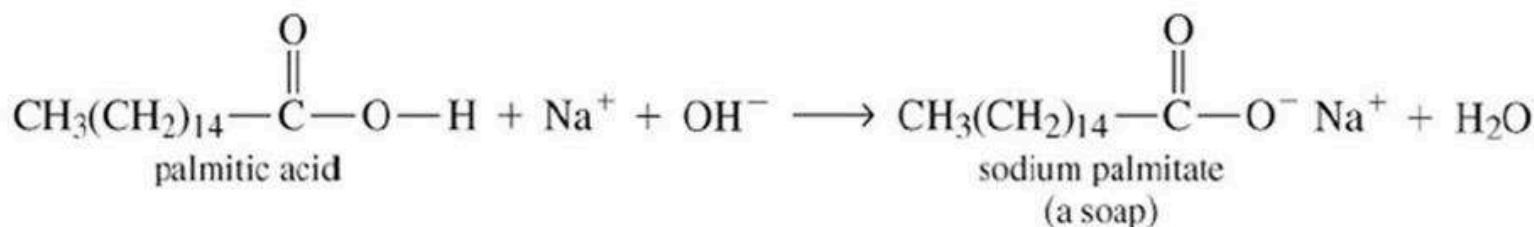
- Un detergente es un agente de limpieza utilizado principalmente por su capacidad para emulsionar (solubilizándolas) grasas
- Un jabón es un tipo específico de detergente constituido por una sal de un hidróxido metálico y un ácido graso.
 - Ejemplo: jabón de palmitato sódico (hexadecanoato sódico) o estearato sódico (octadecanoato sódico)
 - Jabones *caseros*



(a)



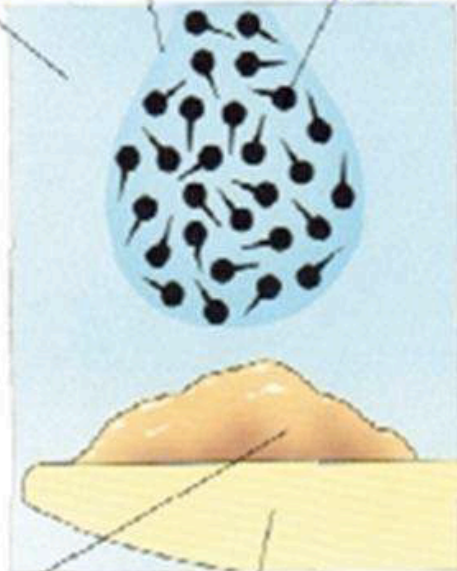
(b)



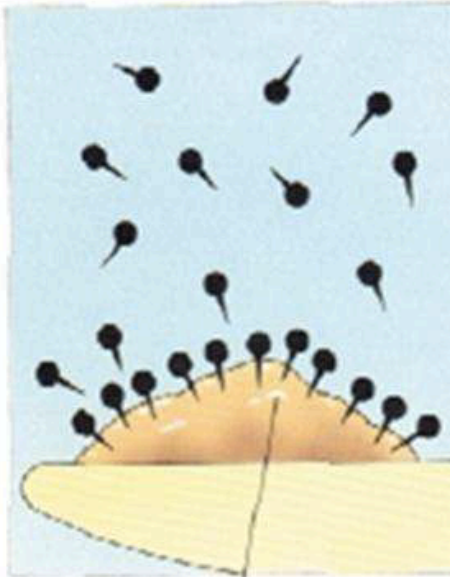
¿Cómo trabaja un jabón? Moléculas surfactantes

1 ▽ Detergente
adicionado al agua

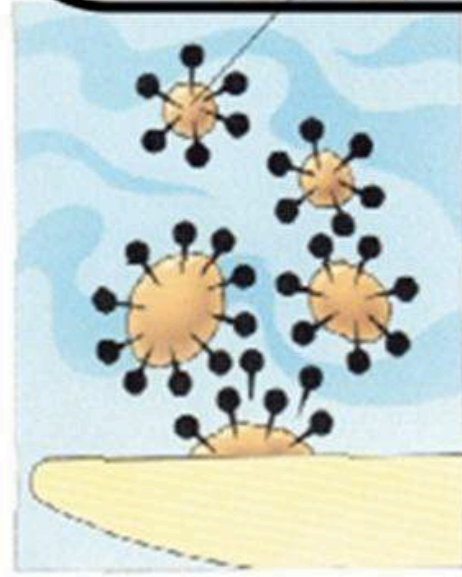
agua
gota
de jabón
molécula
de jabón



2 ▽ La parte hidrófoba
del detergente es
atraída a la superficie
de la grasa. La parte
hidrofílica queda en
el agua



3 ▽ Las partes polares de
las moléculas de detergente
se repelen, esto junto a la
agitación del agua disgrega
la grasa en partículas pequeñas
que forman una emulsión.



6-surfact

grasa

superficie con grasa:
piel, ropa, etc...

Moléculas de jabón
insertadas en la grasa

NaCl

- NaCl ha jugado un papel importante en la **historia de las civilizaciones**
 - Conservante de la carne y pescado
 - Los legionarios romanos recibían parte de su salario en sal
 - Los elevados impuestos sobre la sal fueron uno de los desencadenantes de la Revolución francesa
- Es el compuesto más relevante del Na. Consumo mundial: 150 millones de tn/año
 - Compuesto de partida para obtener: Na(m) , $\text{Cl}_2(\text{g})$, HCl y NaOH
 - Consumido como sal: Sueros fisiológicos, conservante, etc.



NaCl. Obtención en el laboratorio

Formation of
Sodium Chloride

CHEMICAL BEHAVIOR
OF MAIN-GROUP ELEMENTS

*Reaction of
Sodium and Chlorine*



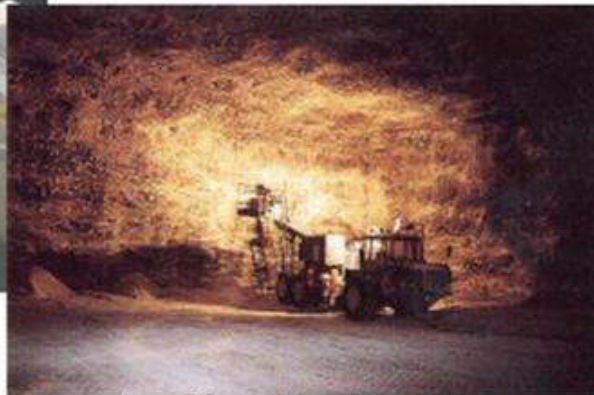
WARNING: DANGEROUS!
DO NOT PERFORM THIS EXPERIMENT.

Obtención industrial. Extracción de NaCl

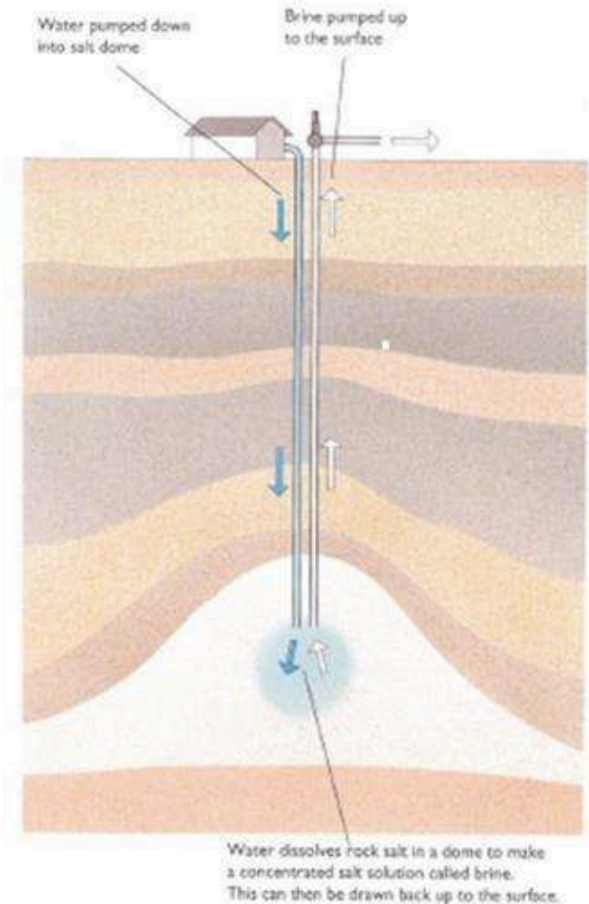
- El NaCl se encuentra formando depósitos sólidos subterráneos o disuelto en el agua del mar
 - Extracción por métodos mineros:
 - recuperación por disolución con agua caliente
 - extracción directa de las minas subterráneas
 - Evaporación de agua de mar: salinas. Es poco rentable



pilas de mar salina



extracción subterránea



NaCl en los organismos vivos

■ Sal en la sangre

- La sangre es, básicamente, una disolución salina encargada de controlar la forma en la que el agua es absorbida y eliminada de los órganos
- Cuando se produce una fuerte deshidratación o una pérdida grande de sangre la primera medida a adoptar es un aporte de sal: suero fisiológico
- La transferencia de fluidos y nutrientes en los seres vivos se realiza gracias al proceso de la ósmosis

■ Sustitutos de la sal

- Necesidades humanas 3g/día. Dieta occidental 9–10 g/día
- Exceso de Na se elimina gracias a la acción de los riñones. Un mal funcionamiento de estos provoca problemas de tensión arterial. **Atención a los descalcificadores.**
- Sustitutos contienen cantidades variables de KCl

descalcificación. La gran mayoría de descalcificadores utilizaban resinas de poliestireno sulfonadas y como regenerante cloruro sódico. E
resultados destacan que :no hay una modificación de los niveles de cloro residual total; **los niveles de sodio se elevaron, tras la**
descalcificación, cinco veces en relación al agua original ; y los niveles de potasio se redujeron en un 36% como media. Las recomend
sobre calidad de agua de bebida, de la NASD una agencia dependiente de los CDC ⁵incluyen entre las limitaciones de los descalcificadores
domésticos la siguiente: "las personas con una dieta de restricción de sodio deben de consultar a un médico antes de utilizar agua
descalcificada. Una posible reducción en la ingesta de sodio puede lograrse mediante una destilación del descalcificador del agua". Ref:...

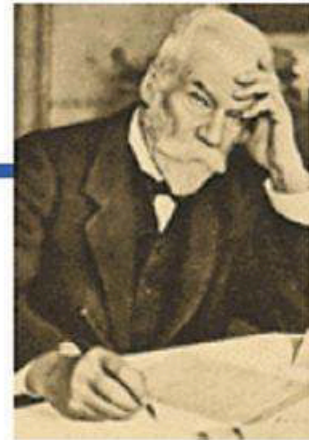


mineral trona
($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

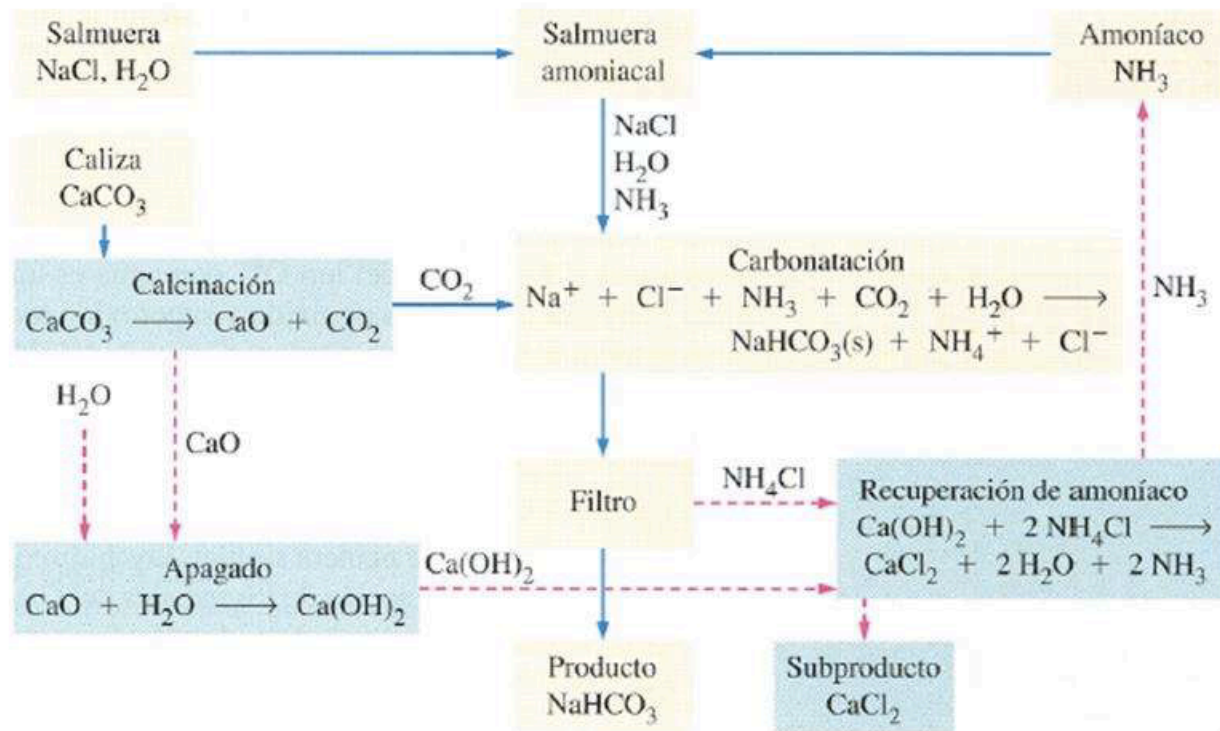


- Los metales alcalinos (junto con el NH_4^+) forman los únicos carbonatos solubles conocidos
 - El Na_2CO_3 puede existir en diferentes fases:
 - Na_2CO_3 (anhidro, no se puede formar a partir de disoluciones)
 - $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (monohidrato)
 - $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (decahidrato; el más habitual. Solvay)
 - El Na_2CO_3 es el 9º compuesto inorgánico más sintetizado industrialmente
 - Métodos de obtención:
 - En USA se prefiere extraerlo de los depósitos naturales (mineral trona: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$). La última planta de síntesis en USA se cerró en 1986 por un doble motivo
 - la normativa medioambiental que prohíbe verter CaCl_2 producido y sin demanda comercial importante
 - es más barato obtenerlo a partir de la trona en un horno rotatorio
- $$2 [\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})] \xrightarrow{\Delta} 3 \text{Na}_2\text{CO}_3 + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$$
- El 70 % del Na_2CO_3 mundial se sigue obteniendo por el **método Solvay** (introducido en el año 1863). Sin embargo, ya no se construyen nuevas plantas

Método Solvay



Ernest Solvay
(1838-1922)



▲ FIGURA 22.4 Proceso Solvay para la obtención de NaHCO_3

La secuencia de la reacción principal se señala por medio de flechas continuas y las reacciones de reciclado por medio de flechas discontinuas.

El proceso Solvay utiliza eficientemente las materias primas involucradas en el proceso mediante el reciclado

Reactivos consumidos: NaCl y CaCO_3

Productos obtenidos: CaCl_2 (demanda muy baja) + $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$

Usos del Na_2CO_3

- Su carácter básico, su solubilidad y su bajo coste hacen de él un compuesto muy utilizado en la industria química
- Industria de fabricación del vidrio (50%) como fundente:
 - $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{SiO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \cdot x\text{SiO}_2(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- Fuente de carbonatos para eliminar iones alcalino-térreos del agua, especialmente el Ca, como CaCO_3 (muy insolubles) (**ablandado de aguas**):
 - $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$
- Otros usos: industria del papel y de los detergentes



NaHCO₃

- Hidrogenocarbonato sódico
- Más insoluble que el Na₂CO₃
- Obtención:
 - $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaHCO}_3 (\text{s})$
- Se descompone por calentamiento suave:
 - $\text{NaHCO}_3 (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 - Esta reacción endotérmica justifica su uso en extintores: acción del polvo y del dióxido de carbono y del agua generados en su descomposición
- Industria alimentaria:
 - En combinación con el dihidrogenofosfato cálcico (levadura artificial)
 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{CaHPO}_4$
 - El responsable de que suba la masa es la liberación del CO₂. También actúa como levadura artificial cuando se le añade un ácido:
 $\text{NaHCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) \xrightarrow{\Delta} \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 - El medio ácido se suministra de formas variadas según la receta: ácido láctico (leche), cítrico (limón), etc.
- Disolución reguladora del pH: por su facilidad para reaccionar con ácidos y con bases. Uso en las piscinas para regular el pH que se modifica fuertemente por la adición de productos bactericidas.
- Aditivo efervescente en analgésicos como la aspirina: ayuda a neutralizar la excesiva acidez del estómago



