

I) Generalidades

Los metales alcalinos son extremadamente reactivos, por lo cual nunca se encuentran en estado elemental en la Naturaleza. Constituyen el grupo de elementos del sistema periódico que presenta una mayor uniformidad en cuanto a propiedades físicas y químicas. Además, dichas propiedades varían, por lo general, regularmente en función del número atómico. Sin embargo, el litio presenta algunas singularidades (relaciones diagonales) que lo asemejan más al magnesio que a sus congéneres, las cuales se especificarán más adelante.

TABLA 1: Abundancia y Estado Natural

Elemento	% en la Litósfera	Estado Natural (algunos minerales)
Li	3×10^{-3}	espodumeno: $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$; petalita: $\text{LiAlSi}_4\text{O}_{11}$
Na	2,83	halita: NaCl (sal gema); nitratita: NaNO_3 ; albita: $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$; $\text{Na}^+(\text{ac})$ en agua de mar (1,056%)
K	2,59	silvita: KCl ; ortoclasa: KAlSi_3O_8 ; $\text{K}^+(\text{ac})$ en agua de mar (0,038%)
Rb	$1,2 \times 10^{-2}$	acompaña a minerales de potasio
Cs	10^{-4}	polucita: $(\text{Cs}, \text{Na})\text{AlSi}_2\text{O}_6 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; avogadrita: $(\text{Cs}, \text{K})\text{BF}_4$
Fr	-	trazas (series naturales de decaimiento radiactivo)

Los dos elementos más abundantes del grupo IA, sodio y potasio, son esenciales para los sistemas biológicos. Por ser relativamente abundantes en el organismo humano se clasifican como *macrominerales*. Los iones Na^+ y K^+ participan en la conducción del impulso nervioso y en la activación de la ATP-asa, entre otras funciones.

TABLA 2: Parámetros Atómicos (Se incluye cobre para efectos de comparación)

Elemento	Número Atómico	Configuración Electrónica	Potenciales de Ionización (eV)		Electronegatividad de Pauling
			1º	2º	
Li	3	(He)2s ¹	5,39	75,6	1,0
Na	11	(Ne)3s ¹	5,20	47,3	0,9
K	19	(Ar)4s ¹	4,40	31,8	0,8
Rb	37	(Kr)5s ¹	4,18	27,4	0,8
Cs	55	(Xe)6s ¹	3,89	25,1	0,7
Fr	87	(Rn)7s ¹	---	---	0,7
Cu	29	(Ar)3d ¹⁰ 4s ¹	7,73	20,3	1,9

Tanto las configuraciones electrónicas como los altos valores de potencial para la segunda ionización muestran por qué la química de estos elementos implica comunmente los estados de oxidación 0 y 1±. Los bajos valores de primer potencial de ionización sugieren que sus compuestos deben ser esencialmente iónicos. Además dan cuenta del hecho de que los metales del grupo IA son los mejores agentes reductores de todos los elementos. Por lo general, la reactividad de los metales aumenta al descender en el grupo, es decir, varía en una secuencia inversa a los potenciales de ionización: $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$

TABLA 3: Propiedades de los metales (Se incluye cobre para efectos de comparación)

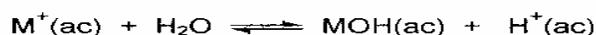
	³ Li	¹¹ Na	¹⁹ K	³⁷ Rb	⁵⁵ Cs	²⁹ Cu
Densidad (g/cc)	0,53	0,97	0,86	1,53	1,87	8,90
Radio metálico (Å)	1,52	1,86	2,27	2,48	2,65	1,28
Conductividad (0°C) $\times 10^{-4}$ (ohm cm) ⁻¹	11,8	23,0	15,9	8,6	5,6	62,7
Punto de Fusión (°C)	186	97,5	62,3	38,5	28,5	1083
Punto de Ebullición (°C)	1336	880	760	700	670	2325
2M(g) → M ₂ (g); ΔH (kcal)	-25,8	-17,5	-11,9	-11,3	-10,4	-
Bandas intensas del espectro de emisión en la región visible (nm)	670,8	589,6	769,9 766,5	780,0	697,3 455,5	521,8 515,3
Coloración a la flama	carmin	amarillo	lila	lila	azul	verde

Los metales alcalinos al estado sólido poseen estructura cristalina del tipo cúbica de cuerpo centrado. Debido a que cada átomo aporta sólo un electrón de valencia, el enlace metálico de estos sólidos es débil. Por lo anterior, estos metales son sólidos muy blandos (excepto el litio), presentan bajas densidades y bajos puntos de fusión. Cuando están recién cortados exhiben el típico brillo metálico, el cual se opaca rápidamente en contacto con la atmósfera. Poseen elevadas conductividades eléctricas, aunque mucho menores que la del cobre, lo cual puede atribuirse a que sus densidades son mucho más bajas que la de dicho elemento. Además, emiten fácilmente fotoselectrones, incluso al ser irradiados con luz visible. Al estado gaseoso se encuentran principalmente en forma de átomos y, en un 1%, como moléculas diatómicas, lo que indica que pueden también participar en enlace covalente. Esta tendencia disminuye notoriamente al descender en el grupo, es decir, con el aumento del radio atómico (Tabla 3).

TABLA 4: Parámetros Iónicos y Propiedades Redox

	³ Li ⁺	¹¹ Na ⁺	¹⁹ K ⁺	³⁷ Rb ⁺	⁵⁵ Cs ⁺	²⁹ Cu ⁺
Radio iónico (Å) n = 4	0,73	1,13	1,51	-	-	0,74
n = 6	0,90	1,16	1,52	1,66	1,81	0,91
Radio del ion hidratado (Å)	3,4	2,76	2,32	2,28	2,28	-
Número de hidratación promedio (Å)	25,3	16,6	10,5	10,0	9,9	-
Potencial de Electrodo E° [M ⁺ (ac) + e ⁻ → M(s)] (volt)	-3,04	-2,71	-2,92	-2,99	-3,02	0,521

Debido a que poseen un resto atómico de gas noble, los iones M⁺ son esféricos y de baja polarizabilidad. Además, su radio iónico es relativamente grande (comparar con Cu⁺). Sus bajos valores para la razón carga/radio les confieren un bajo poder polarizante, lo que incide en el hecho de que sus constantes de hidrólisis sean despreciables: Li^+ , $K_h = 10^{-14}$; Na^+ , $K_h = 10^{-15}$.

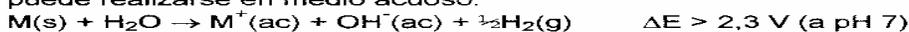


Los potenciales de electrodo indican que los iones M⁺(ac) son muy estables, es decir, resistentes a la reducción. Ejemplo: $\text{Li}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$ E° = -3,04 V

El valor de E° indica que la semi-reacción anterior tiene gran tendencia a ocurrir hacia la izquierda.

II) Obtenciones de los metales alcalinos

1) Los metales del grupo IA son fuertemente reductores (Tabla 4). Por esta razón, su obtención no puede realizarse en medio acuoso:



Ejemplo: **Electrólisis de cloruro de sodio en solución acuosa (con electrodos de Pt)**

Procesos catódicos posibles	E (V)	Procesos anódicos posibles	E (V)
1) $2Na^+ + 2e^- \rightarrow 2Na(s)$	-2,714	A) $2Cl^- \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$	-1,360
2) $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-$	-0,414	B) $H_2O \rightarrow \frac{1}{2}O_2(g) + 2H^+ + 2e^-$	-0,815
1A) $2Na^+ + 2Cl^- \rightarrow 2Na(s) + Cl_2(g)$		$\Delta E = -4,074 \text{ V}; \Delta G > 187,89 \text{ kcal}$	
1B) $2Na^+ + H_2O \rightarrow 2Na(s) + 2H^+ + \frac{1}{2}O_2(g)$		$\Delta E = -3,529 \text{ V}; \Delta G > 162,76 \text{ kcal}$	
2A) $2Cl^- + 2H_2O \rightarrow Cl_2(g) + 2OH^- + H_2(g)$		$\Delta E = -1,774 \text{ V}; \Delta G > 82,82 \text{ kcal}$	
2B) $H_2O \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$		$\Delta E = -1,229 \text{ V}; \Delta G > 56,68 \text{ kcal}$	

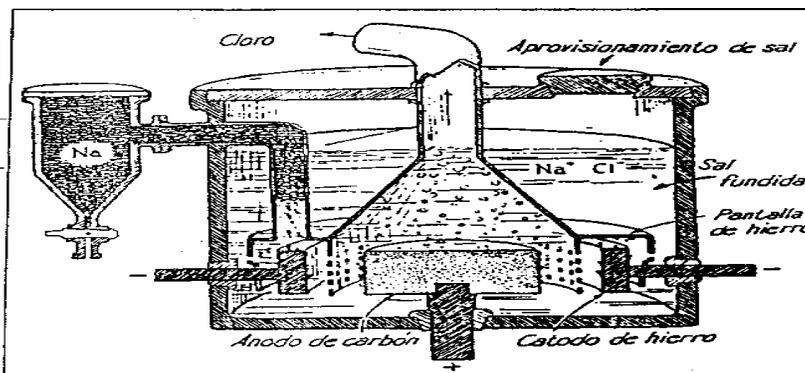
El proceso total más favorecido es el 2B, porque requiere menos energía. Sin embargo, si la electrólisis se realiza empleando un cátodo de mercurio y un ánodo de grafito, tiende a ocurrir el proceso 1A. En estas condiciones el sodio metálico producido en el cátodo se estabiliza por formación de amalgama de sodio (sodio elemental disuelto en mercurio líquido). Este tipo de electrólisis se utiliza en la preparación industrial del hidróxido de sodio, como se verá más adelante.

2) **Obtención de sodio metálico y cloro gaseoso por electrólisis del cloruro de sodio fundido. Mezclas eutécticas:**

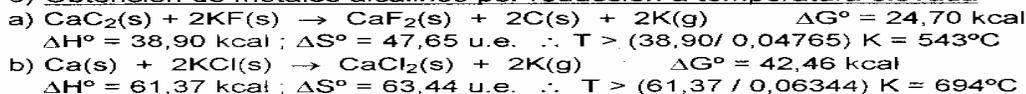
NaCl (36%) / Na₂CO₃ (64%) (P.F. 600°C)
(P.F. 803°C) / (P.F. 850°C)

NaCl (40%) / CaCl₂ (60%) (P.F. 500°C)
(P.F. 803°C) / (P.F. 782°C)

Cátodo (acero): $Na^+ + e^- \rightarrow Na(l)$
Anodo (grafito): $Cl^- \rightarrow \frac{1}{2}Cl_2(g) + e^-$



3) **Obtención de metales alcalinos por reducción a temperatura elevada**



III. Factores termodinámicos que determinan los valores de potenciales de electrodo.

1) El potencial de electrodo (E°) de la semireacción $M^{n+}(ac) + ne^- \rightarrow M(s)$ corresponde en realidad al proceso: $M^{n+}(ac) + (n/2)H_2(g) \rightarrow M(s) + nH^+(ac)$, para el cual:

$$\Delta H^\circ = -\Delta H^\circ_f [M^{n+}(ac)] \quad \text{y} \quad \Delta S^\circ = S^\circ[M(s)] - (n/2)S^\circ[H_2(g)] - S^\circ[M^{n+}(ac)]. \text{ Luego:}$$

$$E^\circ = -\Delta G^\circ / (nF) = -(\Delta H^\circ - T\Delta S^\circ) / (nF)$$

$$E^\circ = \{\Delta H^\circ_f [M^{n+}(ac)] + T\Delta S^\circ\} / (nF)$$

De la expresión anterior se infiere que a mayor valor de $T\Delta S^\circ$, mayor valor de E° y, por lo tanto, mayor poder oxidante de $M^{n+}(ac)$ y menor poder reductor del metal.

Analogamente, a mayor valor de $\Delta H^\circ_f [M^{n+}(ac)]$ mayor valor de E° y, por lo tanto, mayor poder oxidante de $M^{n+}(ac)$ y menor poder reductor del metal.

Ejemplo: Comparación entre los pares $Na^+(ac) / Na(s)$ y $Ag^+(ac) / Ag(s)$

	Na (metal muy reductor)		Ag (metal muy poco reductor)
	$Na^+(ac) + e^- \rightarrow Na(s)$		$Ag^+(ac) + e^- \rightarrow Ag(s)$
E° (V)	-2,714	<	0,799
$\Delta H^\circ_f [M^{n+}(ac)]$ (kcal)	-57,2	<	25,3
$T\Delta S^\circ$ (kcal)	-5,3	>	-6,87

Estos datos indican que el factor determinante de la diferencia de valores de E° observada es la entalpía de formación del ion hidratado: $\Delta H^\circ_f [M^{n+}(ac)]$. El término $T\Delta S^\circ$ es menor (más negativo) para el par $Ag^+(ac) / Ag(s)$ y, consecuentemente, no contribuye a establecer dicha diferencia.

2) **Factores que determinan los valores de $\Delta H^\circ_f [M^{n+}(ac)]$**

$M(s) \xrightarrow{\Delta H^\circ_f [M^{n+}(ac)]} M^+(ac) + e^-(Pt)$ $\downarrow \Delta H_{subl} \quad \quad \quad \uparrow \Delta H_{hidr} \quad \quad \quad \uparrow C$ $M(g) \xrightarrow{\Delta H_{ion}} M^+(g) + e^-(g)$ $\Delta H^\circ_f [M^{n+}(ac)] = \Delta H_{subl} + \Delta H_{ion} + \Delta H_{hidr} + C$ <p>(Datos numéricos en Tabla 5)</p>	$\frac{1}{2}H_2(g) \xrightarrow{\Delta H^\circ_f [H^+(ac)]} H^+(ac) + e^-(Pt)$ $\downarrow \frac{1}{2}\Delta H_{dis} \quad \quad \quad \uparrow \Delta H_{hidr} \quad \quad \quad \uparrow C$ $H(g) \xrightarrow{\Delta H_{ion}} H^+(g) + e^-(g)$ $\Delta H^\circ_f [H^+(ac)] = \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + \Delta H_{ion} + \Delta H_{hidr} + C$ $C = \Delta H^\circ_f [H^+(ac)] - \frac{1}{2}\Delta H_{dis} - \Delta H_{ion} - \Delta H_{hidr}$ $C = 0 - \frac{1}{2}(104) - 315 - (-260,5) = -106,5 \text{ kcal}$
--	---

Así, en el ejemplo dado anteriormente:

$$\Delta H^\circ_f [Na^+(ac)] = 26 + 120 - 96,7 - 106,5 = -57,2 \text{ kcal}$$

$$E^\circ = (-57,2 - 5,3) / 23,06 = -2,71 \text{ V}$$

$$\Delta H^\circ_f [Ag^+(ac)] = 69,1 + 176,2 - 113,5 - 106,5 = +25,3 \text{ kcal}$$

$$E^\circ = (+25,3 - 6,87) / 23,06 = +0,799 \text{ V}$$

TABLA 5: Propiedades Termodinámicas y Potenciales de Electrodo

	Li	Na	K	Rb	Cs	Cu	Ag
ΔH_{subl} (kcal/mol)	37,1	26,0	21,5	20,5	18,8	81,5	69,1
ΔH_{ion} (kcal/mol)	124,3	120,0	101,6	96,3	89,7	179,0	176,2
ΔH_{hidr} (kcal/mol)	-121,2	-96,7	-76,5	-70,7	-63,1	-141,0	-113,5
S° M(s) (u.e.)	6,7	12,2	15,2	16,6	19,8	7,96	10,21
S° M ⁺ (ac) (u.e.)	3,4	14,4	24,5	29,7	31,8	-6,3	17,67
E° M ⁺ (ac)/M(s) (volt)	-3,04	-2,71	-2,92	-2,99	-3,02	0,521	0,799

$\Delta H_{\text{subl}} = \Delta H$ de sublimación: $M(s) \rightarrow M(g)$; $\Delta H_{\text{ion}} = \Delta H$ de ionización: $M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-(g)$

$\Delta H_{\text{hidr}} = \Delta H$ de hidratación: $M^+(g) \rightarrow M^+(ac)$

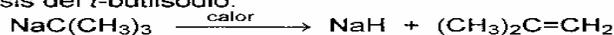
$H_2(g)$: $\Delta H_f^\circ = 0$; ΔH de disociación = $\Delta H_{\text{dis}} = 104$ kcal/mol; $S^\circ = 31,2$ u.e.

$H(g)$: $\Delta H_{\text{ion}} = 315$ kcal/mol; $H^+(g)$: $\Delta H_{\text{hidr}} = -260,5$ kcal/mol. $H^+(ac)$: $\Delta H_f^\circ = 0$; $S^\circ = 0$

IV) Propiedades químicas y formación de compuestos

1) Hidruros

Los metales del grupo IA reaccionan con hidrógeno molecular a temperatura elevada formando hidruros: $2M + H_2 \rightarrow 2MH$ (Li: 700-800°C. Restantes > 350°C). El hidruro de sodio se puede obtener también por pirólisis del *t*-butilsodio:



a) Los hidruros de los elementos del grupo IA son sólidos iónicos (hidruros salinos) de estructura cristalina tipo NaCl. Son térmicamente inestables, a excepción del hidruro de litio (Tabla 6):

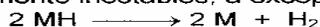


Tabla 6: Propiedades termodinámicas de los hidruros del grupo IA

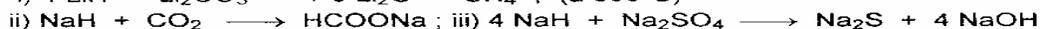
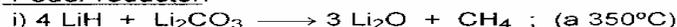
	LiH(s)	NaH(s)	KH(s)	RbH(s)	CsH(s)
ΔH_f° (kcal)	-21,6	-13,7	-13,6	-11,3	-11,9
ΔS_f° (u.e.)	-17,5	-17,7	-20,5	-15,2	-14,6
ΔG_f° (kcal)	-16,5	-8,4	-7,5	-6,8	-7,5
Punto de Fusión (°C)	680	700-800 (d)	(d)	(d)	(d)
Temperatura de descomposición (°C)	1000	330	200	-	-

b) Electrólisis del hidruro de litio fundido (comprobación de la presencia del ion H⁺)

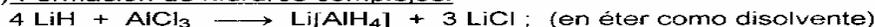
Proceso anódico: $2H^- \longrightarrow H_2(g) + 2e^-$ Proceso catódico: $2Li^+ + 2e^- \longrightarrow Li$

Es decir, se libera hidrógeno en el ánodo. Los hidruros de los otros metales del grupo IA se comportan en forma similar, pero deben electrolizarse disueltos en LiCl o KCl fundido para prevenir su descomposición térmica (Tabla 6).

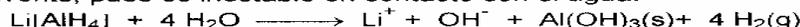
c) Poder reductor:



d) Formación de hidruros complejos:



El tetrahidruroaluminato de litio es un reductor poderoso y muy utilizado en síntesis orgánica. Puede reducir a los aldehídos, cetonas, ésteres y ácidos carboxílicos a alcoholes. Debe emplearse en éter como disolvente, pues es inestable en contacto con el agua:



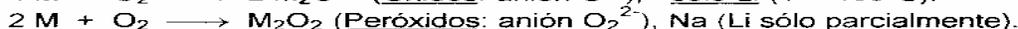
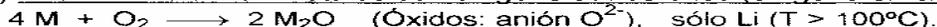
El tetrahidruroborato de sodio más selectivo y puede utilizarse en solución acuosa.

e) **Inestabilidad en medio acuoso:** $MH(s) + H_2O \rightarrow M^+ + OH^- + H_2$, $\Delta E = 1,836$ V.

[$\frac{1}{2}H_2 + e^- \rightarrow H^-$, $E^\circ = -2,25$ V ; $H_2O + e^- \rightarrow OH^- + \frac{1}{2}H_2$, $E = -0,414$ V (a pH 7)]

2) Óxidos

a) **Reacciones de los metales con oxígeno atmosférico (oxígeno en exceso)**



Son paramagnéticos ($\mu \approx 2,04 \beta$).

b) **Obtención de óxidos:** $MNO_3 + 5 M \longrightarrow 3 M_2O + \frac{1}{2} N_2$ (a temperatura alta)

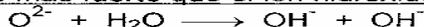
Los óxidos son sólidos iónicos, incoloros, con estructura cristalina tipo antifrúorita.

c) **Obtención de peróxidos:** $2 MO_2 \longrightarrow M_2O_2 + O_2$ (a temperatura alta y al vacío)

d) Reacciones con el agua:

i) $M_2O(s) + H_2O \rightarrow 2M^+(ac) + 2OH^-(ac)$: **Efecto nivelador del agua sobre la base O^{2-}**

El ion óxido es una base mucho más fuerte que el ion hidróxido:



ii) $M_2O_2(s) + 2 H_2O \longrightarrow 2 M^+ + 2 OH^- + H_2O_2$, a T = 0°C (Ácido-Base)

$M_2O_2(s) + H_2O \longrightarrow 2 M^+ + 2 OH^- + \frac{1}{2} O_2$, a T \approx 100°C (Redox)

iii) $2 MO_2(s) + 2 H_2O \longrightarrow 2 M^+ + 2 OH^- + H_2O_2 + O_2$ (Redox)

3) Haluros

a) $2 M + X_2 \rightarrow 2 MX$; (Son sólidos cristalinos incoloros. Estructuras tipo CsCl y NaCl)

$MOH + HX \rightarrow MX + H_2O$; (El haluro metálico se separa por cristalización).

b) Todos los haluros de los metales alcalinos son solubles en agua, excepto LiF que es poco soluble (analogía con magnesio y elementos alcalinotérreos: Ca, Sr y Ba)

c) Las sales de litio con Cl^- , Br^- y I^- cristalizan como trihidratos: $LiX \cdot 3H_2O$. Por lo general, no se observa un comportamiento análogo en los restantes elementos del grupo IA.

4) Oxosales

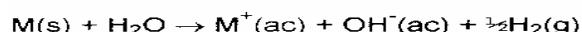
a) $n MOH + H_nXO_m \longrightarrow M_nXO_m + n H_2O$ (La oxosal se separa por cristalización).

Nota: La reacción directa del metal con el oxácido es explosiva ($n M + H_nXO_m \rightarrow M_nXO_m + n/2 H_2$).

b) Debido a la energía de hidratación relativamente alta del ion Li^+ un cierto número de sus sales cristalizan en forma de trihidratos. Ejemplos: $LiNO_3 \cdot 3H_2O$; $LiClO_4 \cdot 3H_2O$; $LiMnO_4 \cdot 3H_2O$; etc.

Por lo general, las sales de los restantes iones M^+ del grupo IA no manifiestan esta propiedad.

5) Reacción con agua



Tendencia termodinámica:

Reactividad (cinética):

M:	Li	Cs	Rb	K	Na
ΔE°	2,626	2,606	2,576	2,486	2,300
	Cs > Rb > K > Na > Li				

6) Hidróxidos

- a) Obtenciones: i) $M_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2 MOH + CaCO_3 \downarrow$
 ii) Electrólisis de NaCl en medio acuoso.

Anodo de grafito: $2Cl^- \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$
Cátodo de mercurio: $2Na^+ + 2e^-(Hg) \rightarrow 2Na(Hg)$ (amalgama de sodio)
Anodo (amalgama de sodio): $2Na(Hg) \rightarrow 2Na^+ + 2e^-$
Cátodo (rejilla de hierro): $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-$

b) Son sólidos iónicos cristalinos incoloros, solubles en agua y en alcoholes. Son delicuescentes (excepto $LiOH \cdot H_2O$). Son bases muy fuertes. Por calentamiento al rojo subliman en forma de dímeros $(MOH)_2$, excepto el hidróxido de litio que experimenta descomposición formando el óxido:



7) Nitruros: $6 Li + N_2 \rightarrow 2 Li_3N$, (25-200°C). Los restantes elementos del grupo IA no reaccionan con nitrógeno molecular, por lo cual sus nitruros deben obtenerse por métodos indirectos, por ejemplo: $8M + MN_3 \rightarrow 3 M_3N$. El magnesio (Grupo IIA) también reacciona fácilmente con N_2 originando el nitruro respectivo, Mg_3N_2 (analogía diagonal). Se hidrolizan en contacto con el agua:

V) Compuestos poco solubles

- 1) Sales de litio con aniones de ácidos débiles

Solubilidad (mol/L)	LiF	Li ₂ CO ₃	Li ₂ C ₂ O ₄	Li ₃ PO ₄
	0,08	0,17	0,1	0,001

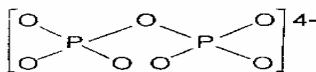
- 2) Sales de cationes grandes con aniones grandes y de baja carga:

a) $Na_2[SiF_6]$, $Na[Sb(OH)_6]$; b) $MClO_4$, MIO_4 , $M_2[PtCl_6]$, $M[B(C_6H_5)_4]$, $M = K, Rb, Cs$.

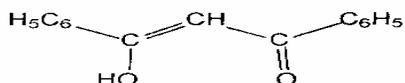
VI) Compuestos de coordinación

Constantes de formación de complejos 1:1 ($\log\beta_1$) a 25°C.

Ligando	Disolvente	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺
NO ₃ ⁻	H ₂ O	-1,5	-0,5	-0,1	-	-
SO ₄ ²⁻	H ₂ O	0,64	0,71	0,96	-	-
P ₂ O ₇ ⁴⁻	H ₂ O	2,4	2,3	1,5	-	2,3
EDTA	H ₂ O	2,8	1,7	1,0	-	-
dibenzoilmetano	H ₂ O/dioxano	5,95	4,18	3,7	3,5	3,4
diciclohexil-18-corona-6	H ₂ O	-	1,21	2,02	1,52	0,96
2,2,2-criptando	H ₂ O	2,0	3,9	5,4	4,35	2,0
valinomicina	Metanol	1,28	0,67	4,9	5,26	4,41

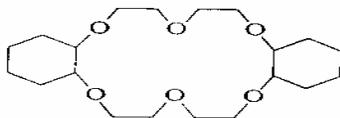


difosfato

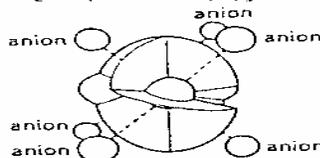
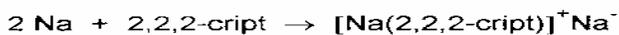
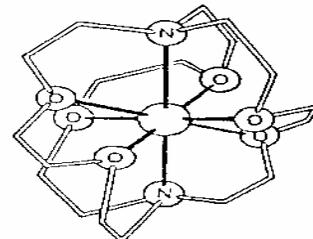
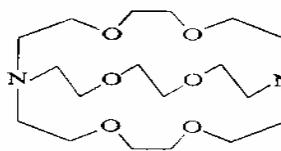


dibenzoilmetano (forma enólica)

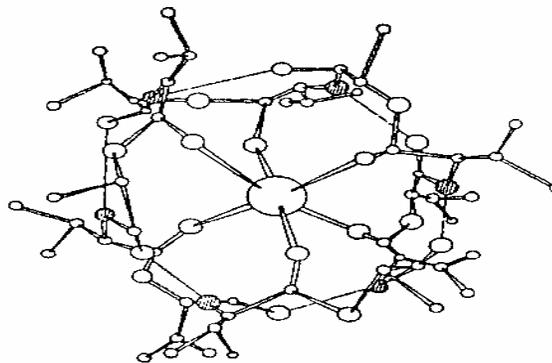
diciclohexil-18-corona-6



2,2,2-criptando



Complejo de potasio con valinomicina →

VII) Compuestos organometálicos

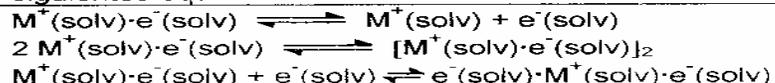
Compuestos organolitícos: RLi ($R =$ radical alquílico). Líquidos o sólidos de bajo punto de fusión, solubles en disolventes no polares. Son di, tetra o hexaméricos: $(LiR)_n$; $n = 2, 4, 6$. Son reactivos muy útiles en síntesis orgánica.

Ej.: $C_2H_5Cl + 2Li \rightarrow C_2H_5Li + LiCl$

Compuestos organosódicos y organopotásicos: RNA, RK ($R =$ radical alquílico o acetilénico). Ej.: $RC \equiv CH + Na \rightarrow RC \equiv C^- Na^+ + \frac{1}{2} H_2$. Son esencialmente iónicos; insolubles en disolventes no polares. Los compuestos acetilénicos son muy útiles en síntesis orgánica. En todos los casos se hidrolizan en contacto con el agua: $RM + H_2O \rightarrow MOH + RH$, ($M = Li, Na, K$)

VIII) Soluciones metal-amoniaco

Los metales alcalinos (también Ca, Sr y Ba, del grupo IIA) se disuelven en amoníaco líquido (p. eb. -33,4°C) o en aminas (RNH_2) sin desprendimiento de hidrógeno, originando soluciones de las que se puede recuperar el metal por evaporación del disolvente. (Algunos datos de solubilidad molar a 0°C: Li, 16,3; Na, 10; K, 12,5). Las soluciones diluidas son de color azul y su conductividad eléctrica es similar a la de un electrolito. Además son paramagnéticas. Si se aumenta la concentración de metal adquieren apariencia metálica, aumenta su conductividad ($\approx 1\%$ de la del metal) y disminuye su paramagnetismo. Este comportamiento se atribuye a la existencia de los siguientes equilibrios:



El color azul de las soluciones diluidas proviene de una intensa banda de absorción a ≈ 1500 nm, con su extremo a

mayor energía en la región visible, la cual se asigna al electrón solvatado, $e^-(solv)$.

Las soluciones metal-amoniaco son moderadamente estables pero con el tiempo experimentan descomposición formando la amida respectiva: $M + NH_3(l) \rightarrow MNH_2 + \frac{1}{2} H_2(g)$.

Las soluciones de los metales alcalinos en amoníaco líquido y en aminas se utilizan como reductores en síntesis orgánica e inorgánica.