

COBALTO (*cobalt*)
dal tedesco *kobald* = folletto



Scoperto nel 1735 da Georg Brandt nel minerale *cobalt*. Scoperta confermata da Torben O. Bergman nel 1780.

simbolo	numero atomico	peso atomico	raggio atomico/Å	configurazione elettronica	elettronegatività (Pauling)
Co	27	58,933	2,00	[Ar]3d ⁷ 4s ²	1,88

CONTENUTI	
crosta terrestre/ppm	25
oceani/g m ⁻³	2×10 ⁻⁵
corpo umano (70 kg)	1,5 mg

COMPOSIZIONE ISOTOPICA NATURALE	
A	59
%	100
t _{1/2} /anni	stabile

SPECIE ELEMENTARE

nome	formula	stato di aggregazione	struttura cristallina	temperatura di fusione/C°	temperatura di ebollizione/C°	legame
cobalto	Co	solido	ε-Co: <i>hP</i>	1495	2927	metallico
Preparato da Georg Brandt nel 1735 (ossido + carbonio)						
Metallo grigio-acciaio, ferromagnetico, più duro e meno malleabile di Fe. A freddo non è ossidato dall'aria umida, ma è attaccato da acidi e (lentamente) da basi.						

Esistono due forme **allotropiche** metalliche con differenti strutture cristalline.

PROPRIETÀ CHIMICHE GENERALI

♦ Gli stati di ossidazione usuali di Co sono +2 e +3, tranne che in K₂Co^{IV}F₆ in alcuni complessi di Co^I con **leganti π-accettori** (e.g., [Co(2,2'-dipiridile)₃]⁺). Solo Co^{II} forma sali con Cl, Br, I; lo ione [Co(H₂O)₆]²⁺ (rosa) è **stabile** in soluzione, ma in presenza di un eccesso di Cl⁻ si converte in [CoCl₄]²⁻ (blu). Esistono anche l'ossido misto Co₃O₄ (Co^{II}Co^{III}₂O₄) ed il disolfuro Co^{II}S₂ (S-S⁻).

♦ Sia Co³⁺ che Co²⁺ formano molti complessi, in genere esacoordinati; le proprietà redox della coppia Co^{III}/Co^{II} dipendono dai **leganti**: ad esempio: [Co(H₂O)₆]³⁺ ossida H₂O, mentre [Co(NH₃)₆]³⁺ e [CoF₆]³⁻ sono **stabili** in soluzione. Co²⁺ forma anche complessi tetraordinati tetraedrici come [CoCl₄]²⁻ e [CoBr₂(P(CH₃)₃)₂].

♦ Con CO forma complessi carbonilici come [Co⁰₂(CO)₈], [Co⁰₄(CO)₁₂] (con legami Co-Co) e complessi anionici (e.g., [Co⁻¹(CO)₄]⁻); con **ciclopentadienile** forma molti composti (e.g., Co^{II}(C₅H₅)₂, Co^{III}(C₅H₅)₂⁺ e Co^I(C₅H₅)(CO)₂).

s.o.	specie fondamentali	proprietà acido-base	prop. redox pH = 0	prop. redox pH = 14	alogenuri
+3	Co ₂ O ₃ CoO(OH) Co ³⁺	base debole	oss forte	oss debole	CoF ₃
+2	CoO Co(OH) ₂ Co ²⁺ [Co(OH) ₄] ²⁻	anfotero	inattivo	inattivo	CoX₂
0	Co		rid debole	rid medio	---

produzione: Co (anche in composti): 6×10⁷ kg/anno, da *cobaltite* (CoAsS) o come sottoprodotto della lavorazione del nichel. In USA circa il 25% degli scarti vengono riciclati.

usi: Co in **leghe** (specialmente **leghe** magnetiche, come SmCo₅ e Alnico); composti sono usati come pigmenti in vetri, ceramiche e colori per pittura; CoCl₂ usato come rilevatore di umidità.

⁶⁰Co (t_{1/2} = 5,3 anni; dec: β) è usato come sorgente di raggi γ in metallurgia, in radioterapia e per sterilizzare alimenti; ⁵⁷Co (t_{1/2} = 272 giorni; dec: ε) in diagnostica medica.

importanza biologica: essenziale per molte specie, incluso l'uomo (è costituente della vitamina B₁₂). In ambiente marino, è necessario per cianobatteri e altri organismi che fissano N₂.

pericolosità: elemento tossico ad alte dosi, possibile cancerogeno.

note e curiosità:

- Il nome dell'elemento è stato proposto da G. Brandt.
- Il Co metallico in commercio è a volte una miscela delle due forme **allotropiche**.
- Composti di Co venivano usati già nel 2° millennio a.C. come pigmenti blu per vetri e smalti.

- Una miscela di CoCl_2 , acqua e glicerina è praticamente incolore e veniva usata come inchiostro invisibile.
- Oggetti contenenti CoCl_2 sono stati usati come indicatori dell'umidità. Il sale assume colore blu-violetto in ambienti secchi (sale anidro) e rosa in ambienti umidi (sale idratato).
- La [lega](#) SmCo_5 , che ha la più alta resistenza alla smagnetizzazione, è un magnete diecimila volte più potente del ferro.