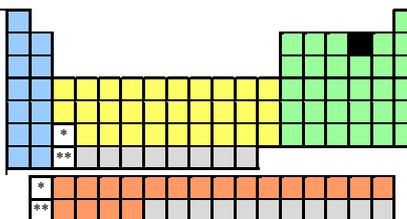


OSSIGENO (*oxygen*)

dal greco: ὀξύς + -γενής ≡ generatore di acidi



Considerato "sostanza semplice" nel 1777 da Antoine L. Lavoisier [47].

simbolo	numero atomico	peso atomico	raggio atomico/Å	configurazione elettronica	elettronegatività (Pauling)
O	8	15,999	1,52	[He]2s ² 2p ⁴	3,44

CONTENUTI	
crosta terrestre/ppm	4,6×10 ⁵
oceani/g m ⁻³	9×10 ⁵
corpo umano (70 kg)	43 kg

COMPOSIZIONE ISOTOPICA NATURALE			
A	16	17	18
%	99,76	0,04	0,20
t _{1/2} /anni	stabile	stabile	stabile

SPECIE ELEMENTARE

nome	formula	stato di aggregazione	temperatura di fusione/C°	temperatura di ebollizione/C°	legame
diossigeno	O ₂	gas	-219	-183	cov. mol.
Preparato da Carl W. Scheele nel 1771 (ma pubblicato nel 1777) riscaldando HgO e vari sali (e.g., KNO ₃ e Ag ₂ CO ₃) e da Josef Priesley nel 1774 (pubblicato nel 1775) riscaldando HgO					
Gas incolore ed inodore (O=O, paramagnetico con 2 elettroni spaiati). Notevolmente reattivo, forma (a volte solo ad alte temperature) gli ossidi con tutti gli elementi, tranne He, Ne e Ar; non reagisce però direttamente con W, Pt, Au, dei quali si conoscono però gli ossocomposti.					

Esistono due forme [allotropiche](#) molecolari gassose in condizioni standard: *diossigeno* e *triossigeno* (ozono) O₃: O=O→O. O₂ ha alcune forme [allotropiche](#) allo stato solido.

PROPRIETÀ CHIMICHE GENERALI

◆ Non-metallo che forma composti con tutti gli elementi tranne He, Ne, Ar. Lo stato di ossidazione principale è -2, che forma composti binari (ossidi) ionici (O²⁻) o covalenti (-O-, O=); gli ossidi sono i capostipiti di ampie famiglie di composti: idrossidi, ossiacidi e loro ioni; l'acqua, H₂O, dà autoionizzazione (2 H₂O → H₃O⁺ + OH⁻).

◆ O⁻¹ è presente in alcuni composti contenenti il gruppo O-O; quelli binari (perossidi) sono ionici (O-O⁻, e.g., in Na₂O₂) o covalenti (-O-O-, e.g. in H₂O₂); il gruppo -O-O- è anche presente nei "perossoacidi" e nei "perossoanioni" di alcuni elementi (e.g., [(HO-)(HO⁻→)B(-O-O-)₂B(-OH)(←-OH)]²⁻, (O=)P(-OH)₂(-O-OH), (O=)S(-OH)(-O-OH)). I metalli alcalini pesanti preferiscono formare i "superossidi", composti contenenti lo ione superossido (O-O)⁻ (e.g., Cs⁺O₂⁻).

◆ Nei composti binari con F, O assume stati di ossidazione positivi: F-O^{II}-F, F-O^I-O^I-F.

s.o.	specie fondamentali	proprietà acido-base	prop. redox pH = 0	prop. redox pH = 14
0	O ₂		oss medio	oss medio
-1	H ₂ O ₂ O ₂ ²⁻	acido debole	<i>oss forte</i>	<i>oss medio</i>
-2	H ₂ O H ₃ O ⁺ [H(H ₂ O) _n] ⁺ O ²⁻	anfotero	inattivo	inattivo

Per i minerali usuali, gli ossidi ed i loro derivati, si vedano i singoli elementi

produzione: O₂: 4×10¹⁰ kg/anno in U.E. (2008 [23]), dalla distillazione dell'aria (~21% v/v).

usi: O₂ è usato per aiutare la respirazione, nella preparazione dell'acciaio, per la fiamma ossiacetilenica; H₂O₂ (perossido di idrogeno, [acqua ossigenata](#)) in soluzione al 3%_{p/p} è usato come disinfettante; O₃ (ozono) per la sterilizzazione dell'acqua.

¹⁵O (t_{1/2} = 122 sec; dec: ε) è usato in diagnostica medica (PET); ¹⁸O nello studio di variazioni climatiche delle ere geologiche.

importanza biologica: l'ossigeno è componente fondamentale della materia organica; O₂ è indispensabile per la respirazione, ma tossico per organismi anaerobi.

pericolosità: O₃ è tossico e irritante; contribuisce allo smog estivo fotochimico; H₂O₂ (come soluzione al 30%_{p/p}) è corrosivo.

note e curiosità:

- Il nome dell'elemento è stato coniato da A.L. Lavoisier.

- L'ossigeno è l'elemento più abbondante nella crosta terrestre.
- Si ritiene che il contenuto di O₂ nell'atmosfera (20,9476%_{v/v}) sia rimasto costante per gli ultimi 500 milioni di anni.
- L'ozono, O₃, è prodotto nella bassa atmosfera per azione della luce su ossidi di N (smog fotochimico).
- La presenza di O₃ nella stratosfera (10 ppm, prodotto dalla dissociazione di O₂ indotta da luce UV) è fondamentale per impedire che le radiazioni UV raggiungano la superficie terrestre.
- OF₂ è il più forte ossidante inorganico ($E^\circ = +3,294$ V).
- O₃ è un ossidante più forte di O₂ (a pH = 0, $E^\circ(\text{O}_3/\text{H}_2\text{O}) = +2,07$ V; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23$ V).
- A 20 °C, l'acqua in equilibrio con l'aria contiene disciolti 2×10^{-4} mol/L di O₂.
- Tra il 1966 ed il 1973 fu molto studiata la "poliacqua", una forma di (H₂O)_n (ottenuta facendo passare l'acqua attraverso capillari di vetro o quarzo) che aveva proprietà diverse dall'acqua normale (e.g., $t_f = -40$ °C, $d = 1,4$ g/cm³); è stato poi scoperto che queste anomalie erano dovute alla presenza di silicati colloidali e ioni estratti dalle pareti dei capillari.
- Il perossido di idrogeno, H₂O₂, è più acido e meno basico dell'acqua.
- La soluzione al 3% di H₂O₂ è anche detta "a 10 volumi", perché il volume (a 25 °C e 1 bar) di O₂ gas sviluppato è 10 volte quello della soluzione.
- Il rapporto ¹⁶O/¹⁸O non è costante, a causa della diversa velocità di evaporazione di H₂¹⁶O e di H₂¹⁸O e del fatto che gli animali assorbono preferenzialmente ¹⁶O₂ piuttosto che ¹⁸O₂.