

Giuseppe Zanotti

Dipartimento di Scienze Biomediche

- Proprietà periodiche
- Il legame chimico
- Composti, stechiometria, mole
- Equilibri acido-base, pH
- Equilibri di ossido-riduzione

- Chimica organica: ibridazione del C, gruppi funzionali, isomeria
- Biochimica: amminoacidi e proteine, lipidi, carboidrati

Teoria atomica di Dalton (1766-1844)

- La materia è composta da particelle chiamate atomi
- Tutti gli atomi di un dato elemento hanno le stesse proprietà chimiche
- Nelle reazioni chimiche gli atomi mantengono la loro identità
- I composti sono formati dalla combinazione chimica di due o più tipi di atomi
- Una molecola è la combinazione di due o più atomi intimamente legati che agiscono come una unità.

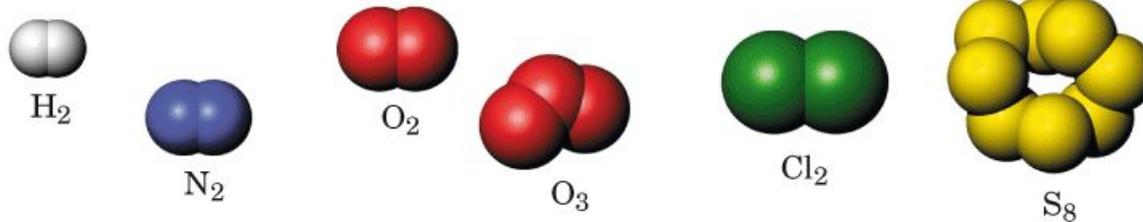


FIGURA 2.5 Alcuni elementi biatomici, triatomici e poliatomici. Idrogeno, azoto, ossigeno e cloro sono elementi biatomici. L'ozono, O_3 , è un elemento triatomico. Una forma dello zolfo, S_8 , costituisce un elemento poliatomico.

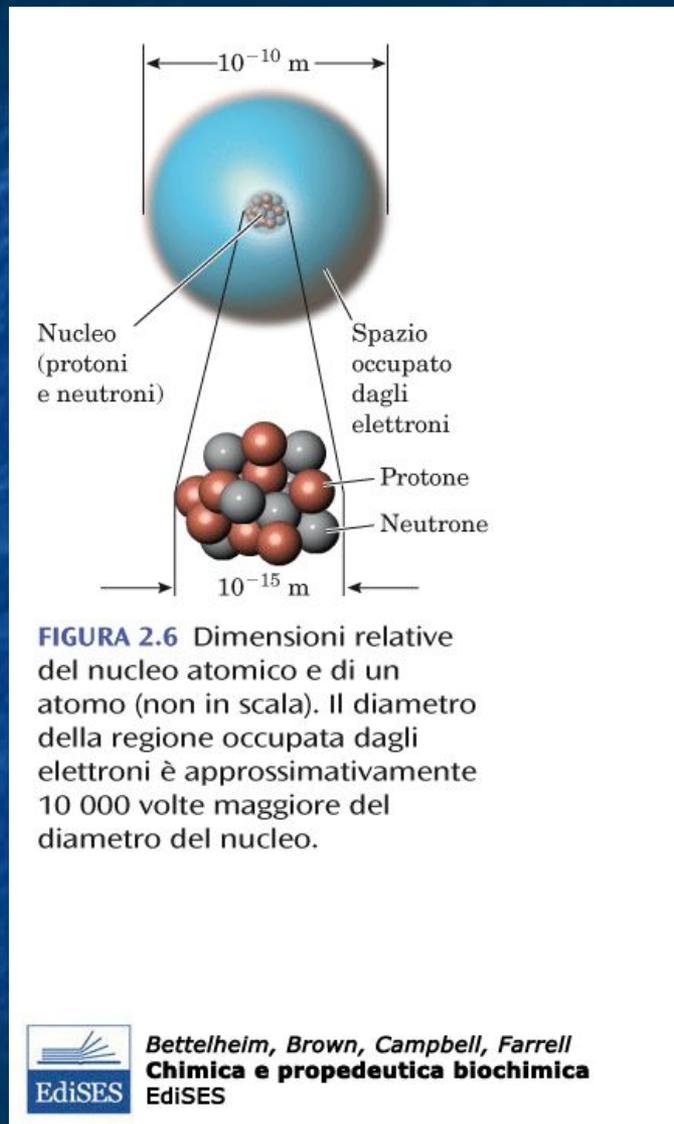


Tavola periodica

Proprietà periodiche

Gruppi principali

Gruppi principali

Elementi di transizione

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
1 H 1.00794	2 He 4.00260											3 B 10.811	4 C 12.0107	5 N 14.0067	6 O 15.9994	7 F 18.9984	8 Ne 20.1797	
3 Li 6.941	4 Be 9.01218											9 Be 9.01218	10 B 10.811	11 C 12.0107	12 N 14.0067	13 O 15.9994	14 F 18.9984	15 Ne 20.1797
11 Na 22.9898	12 Mg 24.3050	3B	4B	5B	6B	7B	8B		10B	11B	12B	13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948	
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.845	27 Co 58.9332	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.409	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798	
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.293	
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57-71 La-Lu	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.084	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)	
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103 Ac-Lr	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (277)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)	112 Cn	114 Fl	116 Lv					

*Serie dei lantanidi	57 La 138.905	58 Ce 140.116	59 Pr 140.908	60 Nd 144.242	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.500	67 Ho 164.930	68 Er 167.259	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967
†Serie degli attinidi	89 Ac (227)	90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

Elementi di transizione interna

▲ FIGURA 2-15
Tavola periodica degli elementi

Le masse atomiche sono relative al carbonio-12. Per certi elementi radioattivi i numeri tra parentesi sono i numeri di massa degli isotopi più stabili. I metalli sono su sfondo giallo, i nonmetalli in azzurro ed i metalloidi in verde. I gas nobili (anch'essi nonmetalli) in rosa.

Periodi

TABELLA 2.8 Strutture a puntini di Lewis per gli elementi 1-18 della tavola periodica

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H·							He·
Li·	Be:	B:	·C:	·N:	·O:	·F:	·Ne:
Na·	Mg:	Al:	·Si:	·P:	·S:	·Cl:	·Ar:

Ogni puntino rappresenta un elettrone di valenza.



1A											3A	4A	5A	6A	7A	8A	
H											B	C	N	O	F	He	
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠		

Metalli

Metalloidi

Non metalli

≠ Non ancora denominati

+1 +2

-2 -1

Metalli: solidi (eccetto Hg), lucidi, conduttori di corrente, duttili (fili), malleabili (lamine), leghe (soluzioni solide)

Metalloidi: B (Boro), Si (Silicio), Ge (Germanio), As (Arsenico), Sb (Antimonio), Te (Tellurio)

Molecole

Il legame chimico

**Perché si formano le
molecole?**

Legame ionico: attrazione elettrostatica tra due ioni di carica opposta.

Legame covalente: forza di attrazione tra due atomi che condividono una o più coppie di elettroni.

(Legame covalente dativo: legame covalente dove i due atomi in comune vengono da uno solo dei due atomi.)

Legame covalente **puro** o covalente **polare:** elettronegatività

il legame ionico

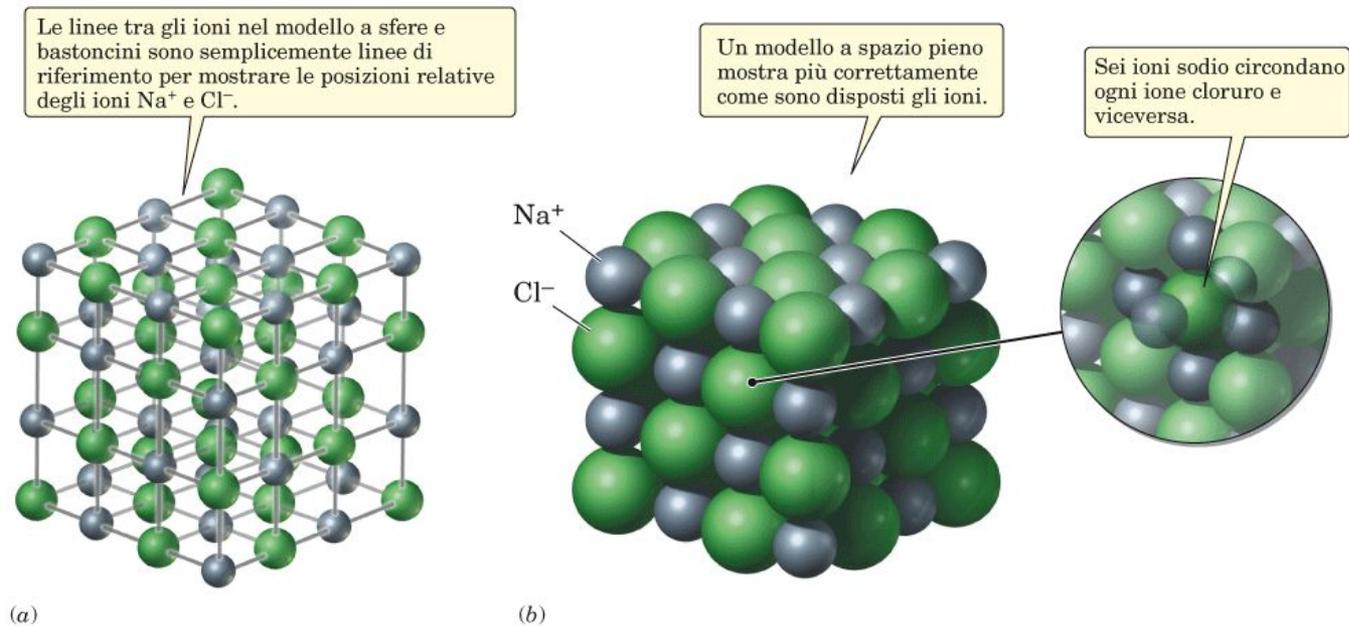
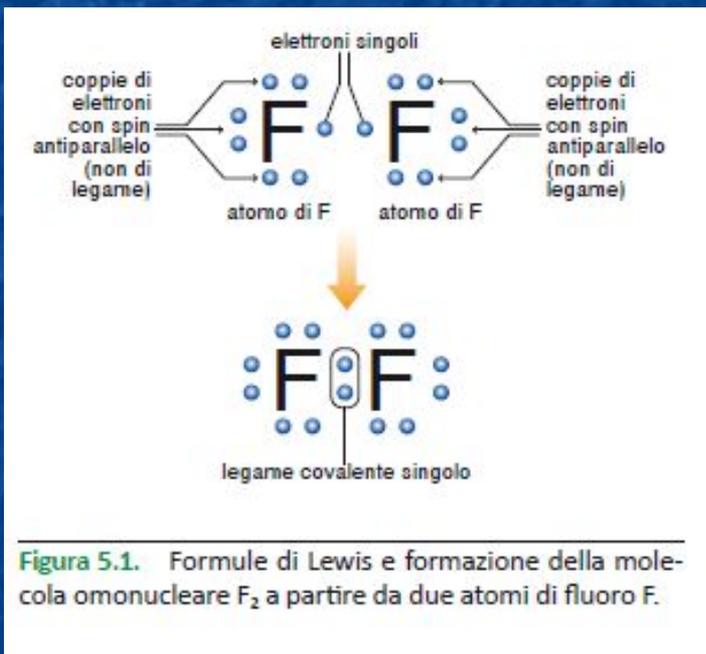


FIGURA 3.1 La struttura di un cristallo di cloruro di sodio, NaCl. (a) Il modello a sfere e bastoncini mostra le posizioni relative degli ioni. (b) Il modello a spazio pieno mostra le dimensioni relative degli ioni.

Legami covalenti puri

Il trattino tra i due atomi rappresenta una coppia di elettroni condivisa



Legami covalenti polari

Tabella 5.1. Momenti dipolari di alcune molecole biatomiche

Molecola	Momento dipolare (in debye)
HF	1,82
HCl	1,07
HBr	0,79
HI	0,38
O ₂	0
CO	0,12
NO	0,15
ICI	0,65
BrCl	0,57
FBr	1,29
KF	8,60
KI	9,24

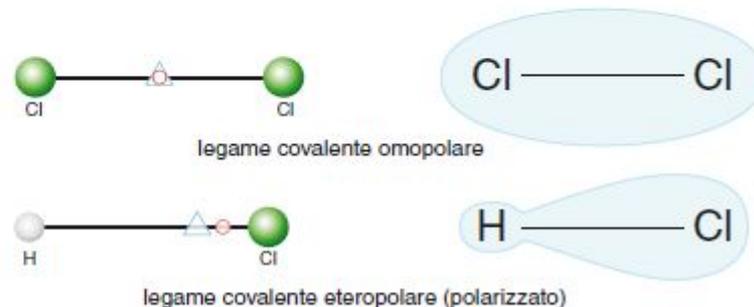
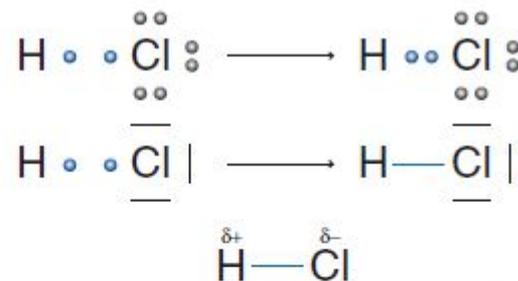


Figura 5.6. Distribuzione della carica elettrica su una molecola di HCl.

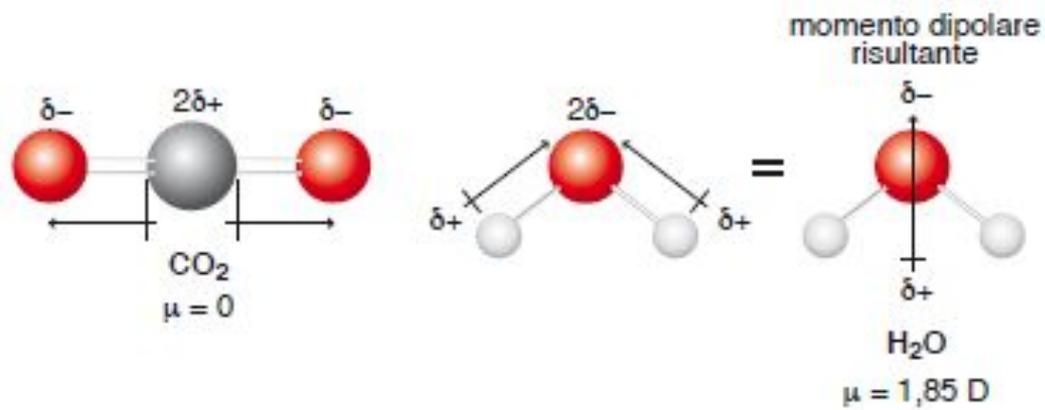
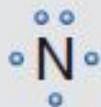


Figura 5.9. Momento dipolare delle molecole di anidride carbonica CO_2 e dell'acqua H_2O .



atomo di azoto N
7 protoni e 7 elettroni $1s^2 2s^2 2p^3$

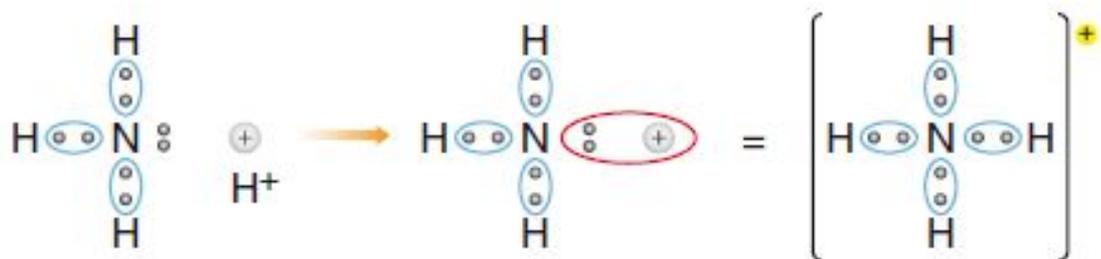
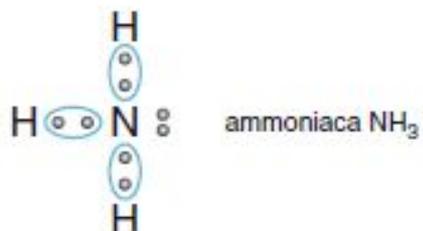


Figura 5.11. La molecola dell'ammoniaca, la sua distribuzione degli elettroni e la formazione dello ione ammonio.

Stati della materia e interazioni di non-legame

Stati della materia

- Solido
- Liquido
- Aeriforme
- (plasma, condensato di Bose-Einstein)

1. attrazione elettrostatica (forte, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo indotto).
2. Interazione di van der Waals (London, etc.)



Composti

Nomenclatura

Stechiometria

Nomenclatura

TABELLA 3.1 Nomi dei cationi di alcuni metalli che formano solo uno ione positivo

Gruppo 1A		Gruppo 2A		Gruppo 3A	
Ione	Nome	Ione	Nome	Ione	Nome
H ⁺	Ione idrogeno	Mg ²⁺	Ione magnesio	Al ³⁺	Ione alluminio
Li ⁺	Ione litio	Ca ²⁺	Ione calcio		
Na ⁺	Ione sodio	Sr ²⁺	Ione stronzio		
K ⁺	Ione potassio	Ba ²⁺	Ione bario		



Bettelheim, Brown, Campbell, Farrell
Chimica e propedeutica biochimica
Edises

Nomenclatura

TABELLA 3.2 Nomi dei cationi di quattro metalli che formano due diversi ioni positivi

Ione	Denominazione sistematica	Nome comune	Origine del simbolo dell'elemento o del nome comune dello ione
Cu ⁺	Ione rame(I)	Ione rameoso	<i>Cupr-</i> da <i>cuprum</i> , il nome latino del rame
Cu ²⁺	Ione rame(II)	Ione rameico	
Fe ²⁺	Ione ferro(II)	Ione ferroso	<i>Ferr-</i> da <i>ferrum</i> , il nome latino del ferro
Fe ³⁺	Ione ferro(III)	Ione ferrico	
Hg ⁺	Ione mercurio(I)	Ione mercurioso	<i>Hg</i> da <i>hydrargyrum</i> , il nome latino del mercurio
Hg ²⁺	Ione mercurio(II)	Ione mercurico	
Sn ²⁺	Ione stagno(II)	Ione stannoso	<i>Sn</i> da <i>stannum</i> , il nome latino dello stagno
Sn ⁴⁺	Ione stagno(IV)	Ione stannico	



Bettelheim, Brown, Campbell, Farrell
Chimica e propedeutica biochimica
EdiSES

Cationi (metalli) + ossigeno = ossidi Cu₂O, CuO; FeO, Fe₂O₃

ossidi + acqua = idrossidi CuOH, Cu(OH)₂; Fe(OH)₂, Fe(OH)₃

Nomenclatura

Non metallo + ossigeno \square anidride (ossido)

anidride + acqua \square acido

acidi: H_2SO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 , H_3PO_4 ...

acido + idrossido \square sale

Na_2SO_4 solfato di sodio

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ solfato d'ammonio

Na_3PO_4 fosfato di sodio

Nomenclatura

Idracidi:

HF

HCl

HBr

HI

H₂S

TABELLA 3.3 Nomi degli anioni monoatomici più comuni

Anione	Radice	Nome dell'anione
F ⁻	<i>fluor</i>	Fluoruro
Cl ⁻	<i>clor</i>	Cloruro
Br ⁻	<i>brom</i>	Bromuro
I ⁻	<i>iod</i>	Ioduro
O ²⁻	<i>oss</i>	Ossido
S ²⁻	<i>sulf</i>	Sulfuro



Bettelheim, Brown, Campbell, Farrell
Chimica e propedeutica biochimica
EdiSES

TABELLA 3.4 Nomi degli ioni poliatomici più comuni (i nomi comuni, se ancora usati, sono indicati tra parentesi)

Ione poliatomico	Nome	Ione poliatomico	Nome sistematico
NH_4^+	Ammonio	HCO_3^-	Idrogeno carbonato (bicarbonato)
OH^-	Idrossido	SO_3^{2-}	Solfito
NO_2^-	Nitrito	HSO_3^-	Idrogeno solfito (bisolfito)
NO_3^-	Nitrato	SO_4^{2-}	Solfato
CH_3COO^-	Acetato	HSO_4^-	Idrogeno solfato (bisolfato)
CN^-	Cianuro	PO_4^{3-}	Fosfato
MnO_4^-	Permanganato	HPO_4^{2-}	Idrogeno fosfato
CrO_4^{2-}	Cromato	H_2PO_4^-	Diidrogeno fosfato
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Bicromato		



Bilanciamento delle reazioni



Peso molecolare (o peso formula)

Somma delle masse atomiche dei costituenti:

Glucosio (C₆H₁₂O₆):

$$6 \times 12.011 + 12 \times 1.0079 + 6 \times 15.9994 = 180.1572$$

Mole (o grammo-mole): peso molecolare espresso in grammi

$$1 \text{ mole} = 6.02214199 \times 10^{23} \text{ molecole}$$

$$n = \text{Massa(g)}/\text{PM(g)}$$

1500g H₂O a quante moli corrispondono?

$$n = 1500\text{g}/18\text{g} = 83.33 \text{ mol}$$

Concentrazione

Molarità (M): n/V

moli di soluto / volume di soluzione (moli/litro)

Altri modi di esprimere la concentrazione:

Molalità,

Frazione molare,

ppm, ppb

Normalità,

Concentrazione percentuale (w/V, w/w, v/v):

(peso soluto / volume della soluzione) $\times 100$

Stechiometria



Partendo da 100 g di propano in eccesso di ossigeno, quanti g di anidride carbonica e di acqua si ottengono?

PM propano: 44 (uma); PM anidride carbonica 44; PM acqua 18

$$n_{\text{propano}} = 100/44 = 2.27 \text{ mol}$$

$$\text{moli}_{\text{CO}_2} = 3 \times 2.27 = 6.82 \text{ mol}$$

$$\text{moli}_{\text{H}_2\text{O}} = 4 \times 2.27 = 9.08 \text{ mol}$$

$$g_{\text{CO}_2} = 6.82 \times 44 = 300.08 \text{ g}$$

$$g_{\text{H}_2\text{O}} = 9.08 \times 18 = 163.44 \text{ g}$$

Stechiometria – reagenti limitanti



Da 6 g di carbonio e 3.1 g di idrogeno, quanti g di metano si ottengono?

$$n_{\text{C}} = 6 \text{ g} / 12 \text{ g mol}^{-1} = 0.5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 2.1 \text{ g} / 2 \text{ g mol}^{-1} = 1.55 \text{ mol}$$

$$g_{\text{CH}_4} = 0.5 \text{ mol} \times 16 \text{ g mol}^{-1} = 8 \text{ g}$$

Rimangono 0.55 mol di H_2 che non hanno reagito, corrispondenti a 1.1g

Equilibrio chimico



$$K_{\text{eq}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



$$K_{\text{eq}} = P_{\text{CO}_2}$$

Le specie solide non compaiono (si considera che l'attività sia unitaria), mentre le specie gassose sono espresse come pressione.

Equilibri acido-base

pH

Definizioni

- **Arrhenius:** acido libera H^+ , base libera OH^-
- **Brønsted-Lowry:** acido libera H^+ , base accetta H^+
- **Lewis:** un acido accetta doppietti di elettroni (è un elettrofilo), una base cede doppietti di elettroni (nucleofilo)



HCl è un acido forte secondo Arrhenius



base

acido

acido

base

HCl è un acido forte secondo Brønsted-Lowry

Figura 18.1. L'acido cloridrico è un acido forte secondo Arrhenius e Brønsted-Lowry.

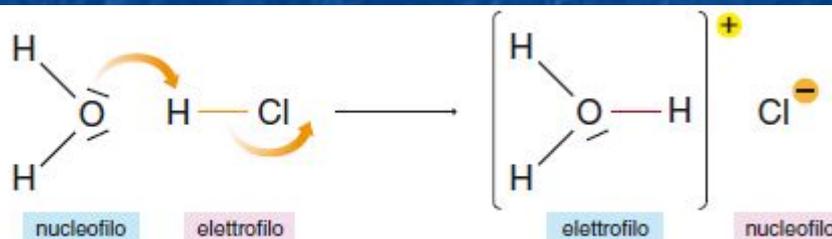
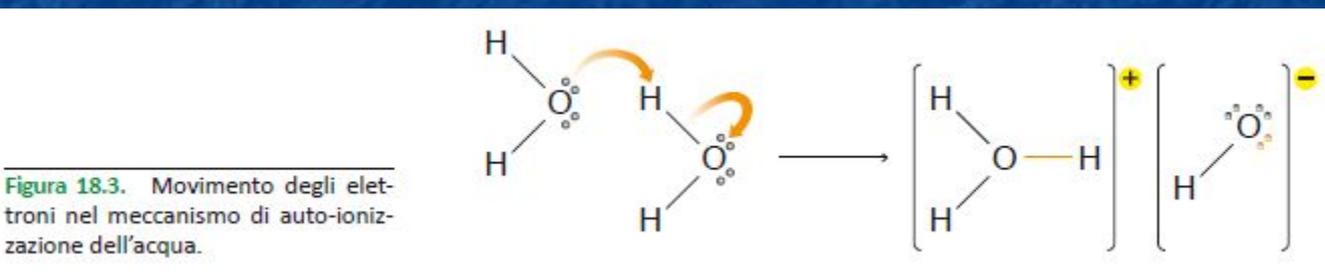
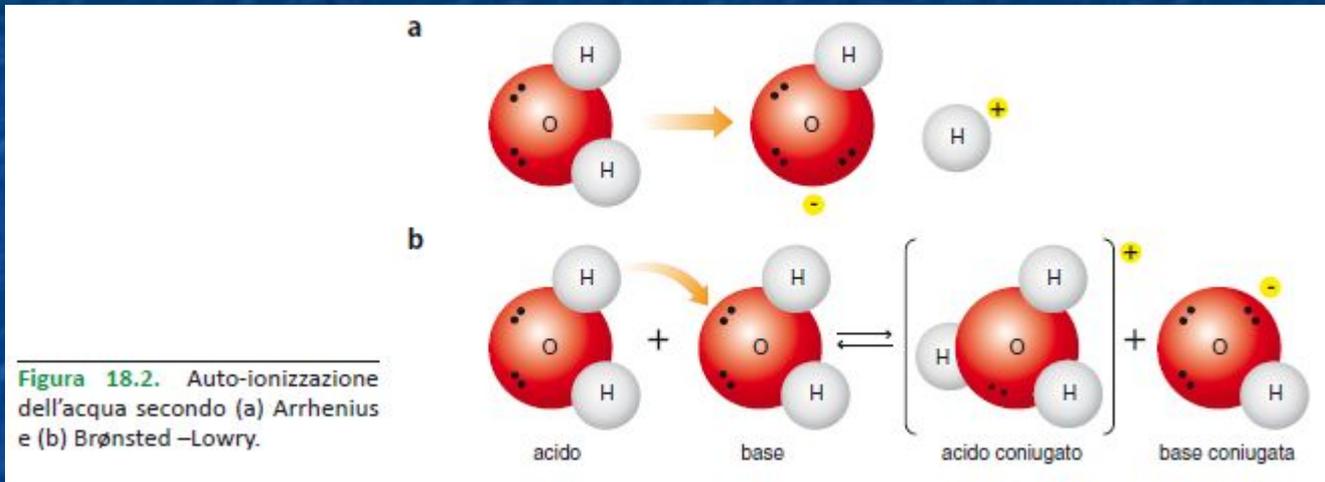


Figura 1. L'acido cloridrico è un acido forte anche secondo Lewis.

Auto-ionizzazione dell'acqua



Forza di acidi e basi



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

K_w e pH

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log a_{\text{H}^+} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{p}K_w = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 14$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

pH



Figura 18.4. Scala del pH in funzione delle concentrazioni di ioni H_3O^+ e ioni OH^- .

E. SANTANIELLO, M. ALBERGHINA
M. COLETTA, S. MARINI

**PRINCIPI DI
CHIMICA GENERALE
E ORGANICA**
per i corsi di laurea
a indirizzo bio-medico



PICCIN

E.SANTANIELLO - M.ALBERGHINA
M.COLETTA - S.MARINI

**PRINCIPI DI CHIMICA
GENERALE E ORGANICA**

Coppie coniugate acido-base



$$K_b = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3]$$



$$K_a = [\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+]$$

$$K_a K_b = [\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_4^+] [\text{NH}_3]$$

$$K_a K_b = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = K_w$$

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w$$

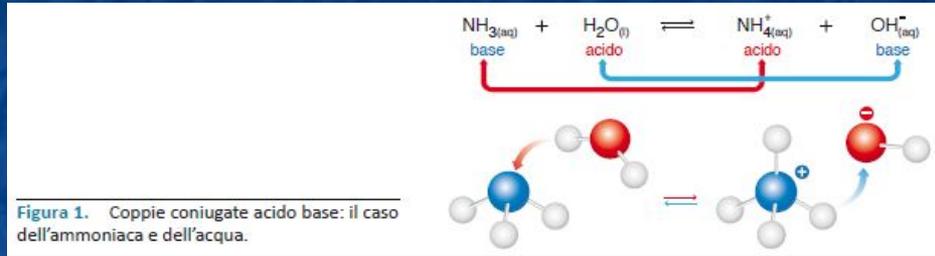


TABELLA 8.2 Alcuni acidi e le loro basi coniugate

	Acido	Nome	Base coniugata	Nome	
<p>Acido forte</p> <p>Acido debole</p>	HI	Acido iodidrico	I ⁻	Ione ioduro	<p>Base debole</p> <p>Base forte</p>
	HCl	Acido cloridrico	Cl ⁻	Ione cloruro	
	H ₂ SO ₄	Acido solforico	HSO ₄ ⁻	Ione idrogeno solfato	
	HNO ₃	Acido nitrico	NO ₃ ⁻	Ione nitrato	
	H ₃ O ⁺	Ione idronio	H ₂ O	Acqua	
	HSO ₄ ⁻	Ione idrogeno solfato	SO ₄ ²⁻	Ione solfato	
	H ₃ PO ₄	Acido fosforico	H ₂ PO ₄ ⁻	Ione diidrogeno fosfato	
	CH ₃ COOH	Acido acetico	CH ₃ COO ⁻	Ione acetato	
	H ₂ CO ₃	Acido carbonico	HCO ₃ ⁻	Ione bicarbonato	
	H ₂ S	Acido solfidrico	HS ⁻	Ione idrogeno solfuro	
	H ₂ PO ₄ ⁻	Ione diidrogeno fosfato	HPO ₄ ²⁻	Ione idrogeno fosfato	
	NH ₄ ⁺	Ione ammonio	NH ₃	Ammoniaca	
	HCN	Acido cianidrico	CN ⁻	Ione cianato	
	C ₆ H ₅ OH	Fenolo	C ₆ H ₅ O ⁻	Ione fenossido	
	HCO ₃ ⁻	Ione bicarbonato	CO ₃ ²⁻	Ione carbonato	
	HPO ₄ ²⁻	Ione idrogeno fosfato	PO ₄ ³⁻	Ione fosfato	
	H ₂ O	Acqua	OH ⁻	Ione idrossido	
	C ₂ H ₅ OH	Etanolo	C ₂ H ₅ O ⁻	Ione etossido	

Forza di acidi e basi

Tabella 18.1. Acidi e basi forti in acqua

Formula	Nome
HCl	acido cloridrico
HBr	acido bromidrico
HI	acido iodidrico
HNO ₃	acido nitrico
H ₂ SO ₄	acido solforico
HClO ₄	acido perclorico
LiOH	idrossido di litio
NaOH	idrossido di sodio
KOH	idrossido di potassio
Mg(OH) ₂	idrossido di magnesio
Ca(OH) ₂	idrossido di calcio bario
Ba(OH) ₂	idrossido di bario

Calcolo del pH



$$\text{pH} = -\log C_a$$

Formule approssimate

Acido forte

$$\text{pH} = -\log C_a$$

Base forte

$$\text{pH} = \text{pK}_w + \log C_b$$

Acido debole

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_a - \frac{1}{2} \log C_a$$

Base debole

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \frac{1}{2} \text{pK}_b + \frac{1}{2} \log C_b$$

Acido debole e base coniugata

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log (C_b/C_a)$$

Soluzione di cloruro di sodio

E. SANTANIELLO, M. ALBERGHINA
M. COLETTA, S. MARINI
**PRINCIPI DI
CHIMICA GENERALE
E ORGANICA**
per i corsi di laurea
a indirizzo bio-medico



PICCIN

E.SANTANIELLO - M.ALBERGHINA
M.COLETTA - S.MARINI

**PRINCIPI DI CHIMICA
GENERALE E ORGANICA**



Figura 20.1. Una soluzione di NaCl è neutra (pH 7).

Soluzione di cloruro di ammonio

E. SANTANIELLO, M. ALBERGHINA
M. COLETTA, S. MARINI
**PRINCIPI DI
CHIMICA GENERALE
E ORGANICA**
per i corsi di laurea
a indirizzo bio-medico



PICCIN

E.SANTANIELLO - M.ALBERGHINA
M.COLETTA - S.MARINI

**PRINCIPI DI CHIMICA
GENERALE E ORGANICA**



Figura 20.2. La soluzione di cloruro di ammonio NH_4Cl 0,1 M è acida.

Soluzione di acetato di sodio

E. SANTANIELLO, M. ALBERGHINA
M. COLETTA, S. MARINI
**PRINCIPI DI
CHIMICA GENERALE
E ORGANICA**
per i corsi di laurea
a indirizzo bio-medico



PICCIN

E.SANTANIELLO - M.ALBERGHINA
M.COLETTA - S.MARINI

**PRINCIPI DI CHIMICA
GENERALE E ORGANICA**



Figura 20.3. La soluzione 0,1 M di acetato di sodio CH_3COONa è basica.

Tamponi

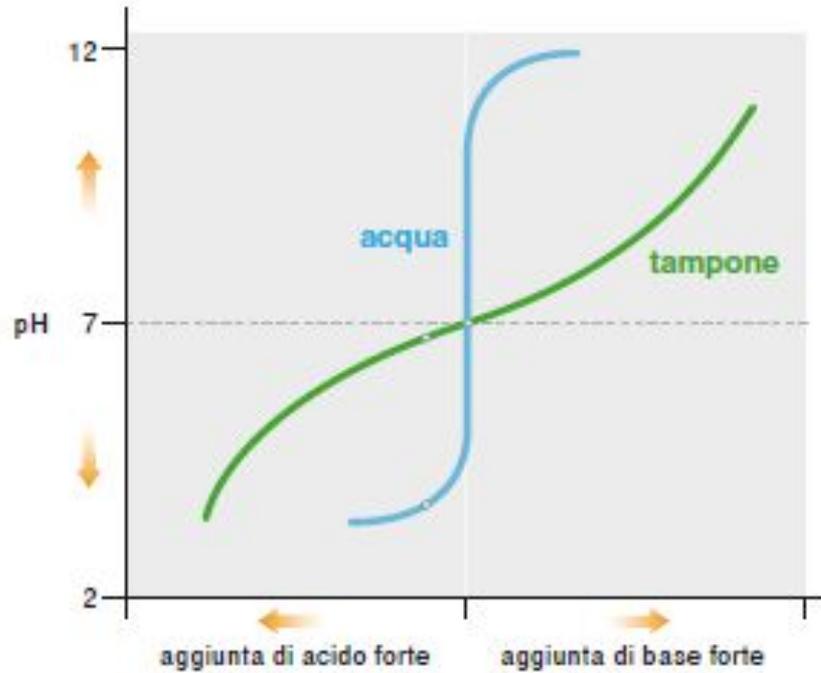
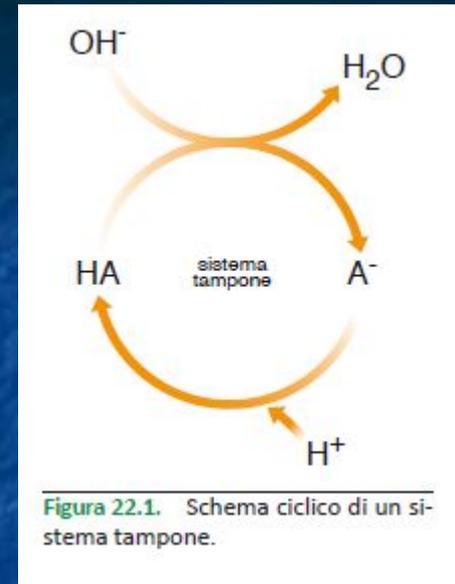


Figura 22.4. Azione dei tamponi sulle variazioni di pH in relazione a quanto osservato in acqua pura.

Tamponi



Potere tampone: Moli di base forte che è necessario aggiungere ad una soluzione per aumentare di una unità il suo pH.

$$\beta = \Delta C_b / \Delta \text{pH} = - \Delta C_a / \Delta \text{pH}$$

Tabella 1 Alcuni tra i tamponi più comunemente usati in biochimica

Acido o base	pK_a (a 25°C)	Note
acido acetico	4,75	efficace come tampone solo a pH acidi (4 - 5,5)
acido citrico	4,76 (pK_{a2}) 6,4 (pK_{a3})	efficace come tampone a pH < 7
MES acido 2-(N-morfolino)-etansulfonico	6,1	uno dei "Good buffers" poco tossico per le cellule.
acido carbonico	6,35 (pK_{a1})	il più abbondante tampone fisiologico
acido fosforico	7,2 (pK_{a2})	tampone fisiologico
tris tris(idrossimetil)aminometano	8,1	il suo pK_a varia sensibilmente con la temperatura
glicina	9,8 (pK_{a2})	efficace come tampone solo a pH acidi (4 - 5,5)

Elettrochimica

Equilibri Redox

Equilibri Redox



$$K = \frac{[\text{Rid}_1]^b [\text{Ox}_2]^d}{[\text{Rid}_2]^c [\text{Ox}_1]^a}$$



Numero di ossidazione

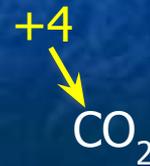
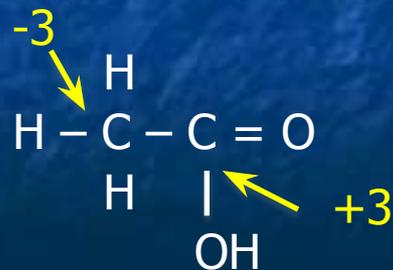
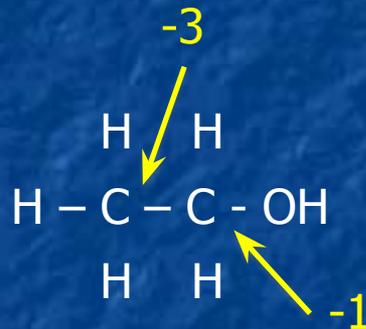
Elementi allo stato neutro 0

Ioni carica

Nei composti:

- Idrogeno +1, eccetto idruri (-1)
- Ossigeno -2, eccetto H_2O_2 (-1)
- Elementi in composto numero che bilancia la carica

Numero di ossidazione



Equilibri Redox



Equazione di Nernst

$$E = E^0 + (0.059/n) \log \frac{[\text{Ox}_1]^a}{[\text{Rid}_1]^b}$$

$$E_1 = E_1^0 + (0.059/n) \log \frac{[\text{Ox}_1]^a}{[\text{Rid}_1]^b}$$

$$E_2 = E_2^0 + (0.059/n) \log \frac{[\text{Ox}_2]^c}{[\text{Rid}_2]^d}$$

$$E_1 - E_2 = E_1^0 - E_2^0 + (0.059/n) \log \frac{[\text{Ox}_1]^a [\text{Rid}_2]^d}{[\text{Rid}_1]^b [\text{Ox}_2]^c}$$

Tabella 24.1. Potenziali di riduzione standard

La reazione elettrodica è sempre la riduzione		E ₀ (volts)
specie ossidate	specie ridotte	
F ₂ (g) + 2e ⁻	2F ⁻ (aq)	+ 2,87
H ₂ O ₂ (aq) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻	2H ₂ O (l)	+ 1,77
MnO ₄ ⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 3e ⁻	MnO ₂ (s) + 2H ₂ O (l)	+ 1,70
2HClO (aq) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻	Cl ₂ (g) + 2H ₂ O (l)	+ 1,63
MnO ₄ ⁻ (aq) + 8H ⁺ (aq) + 5e ⁻	Mn ²⁺ (aq) + 4H ₂ O (l)	+ 1,51
BrO ₃ ⁻ (aq) + 6H ⁺ (aq) + 6e ⁻	Br (aq) + 3H ₂ O (l)	+ 1,44
Cl ₂ (g) + 2e ⁻	2Cl ⁻ (aq)	+ 1,36
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq) + 14H ⁺ (aq) + 6e ⁻	2Cr ³⁺ (aq) + 7H ₂ O (l)	+ 1,33
O ₂ (g) + 4H ⁺ (aq) + 4e ⁻	2H ₂ O (l)	+ 1,23
ClO ₄ ⁻ (aq) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻	ClO ₃ ⁻ (aq) + H ₂ O (l)	+ 1,23
NO ₃ ⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 3e ⁻	2F ⁻ (aq)	+ 0,96
ClO ⁻ (aq) + 2H ₂ O (l) + 2e ⁻	Cl ⁻ (aq) + 2OH ⁻ (aq)	+ 0,89
Hg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Hg (l)	+ 0,85
NO ₃ ⁻ (aq) + 2H ⁺ (aq) + e ⁻	NO ₂ (g) + H ₂ O (l)	+ 0,80
Ag ⁺ (aq) + e ⁻	Ag (s)	+ 0,80
Hg ₂ ²⁺ (aq) + 2e ⁻	2Hg (l)	+ 0,79
Fe ³⁺ (aq) + e ⁻	Fe ²⁺ (aq)	+ 0,77
MnO ₄ ⁻ (aq) + 2H ₂ O (l) + 2e ⁻	MnO ₂ (aq) + 4OH ⁻ (aq)	+ 0,60
I ₂ (g) + 2e ⁻	2I ⁻ (aq)	+ 0,54
O ₂ (g) + 2H ₂ O (l) + 4e ⁻	4OH ⁻ (aq)	+ 0,40
ClO ₄ ⁻ (aq) + H ₂ O (l) + 2e ⁻	ClO ₃ ⁻ (aq) + 2OH ⁻ (aq)	+ 0,36
Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Cu (s)	+ 0,34
Sn ⁴⁺ (aq) + 2e ⁻	2Sn ²⁺ (aq)	+ 0,15
NO ₃ ⁻ (aq) + H ₂ O (l) + 2e ⁻	NO ₂ ⁻ (aq) + 2OH ⁻ (aq)	+ 0,01
Tl ⁴⁺ (aq) + e ⁻	Tl ³⁺ (aq)	+ 0,00

potenziali positivi

2H ⁺ (aq) + 2e ⁻	H ₂ (g)	+ 0,00
Fe ³⁺ (aq) + 3e ⁻	Fe (s)	- 0,04
Pb ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Pb (s)	- 0,13
Sn ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Sn (s)	- 0,14
Ni ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Ni (s)	- 0,23
Co ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Co (s)	- 0,28
In ³⁺ (aq) + 3e ⁻	In (s)	- 0,34
PbSO ₄ (aq) + 2e ⁻	PbS (s) + SO ₄ ²⁻ (aq)	- 0,36
Fe ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Fe (s)	- 0,44
In ³⁺ (aq) + 2e ⁻	In ⁺ (s)	- 0,44
S + 2e ⁻	S ²⁻ (aq)	- 0,48
Cr ³⁺ (aq) + 3e ⁻	Cr (s)	- 0,74
Zn ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Zn (s)	- 0,76
2H ₂ O (l) + 2e ⁻	H ₂ (g) + 2OH ⁻ (aq)	- 0,83
Mn ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Mn (s)	- 1,18
Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻	Al (s)	- 1,66
Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Mg (s)	- 2,36
Na ⁺ (aq) + 2e ⁻	Na (s)	- 2,71
Ba ²⁺ (aq) + 2e ⁻	Ba (s)	- 2,91
K ⁺ (aq) + e ⁻	K (s)	- 2,93
Li ⁺ (aq) + e ⁻	Li (s)	- 3,05

potenziali negativi

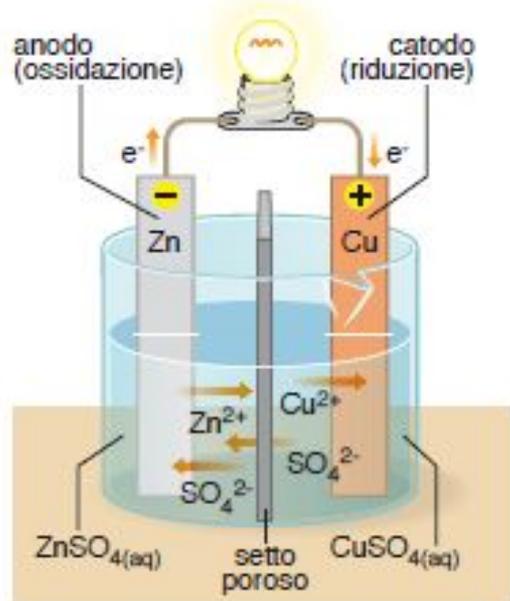
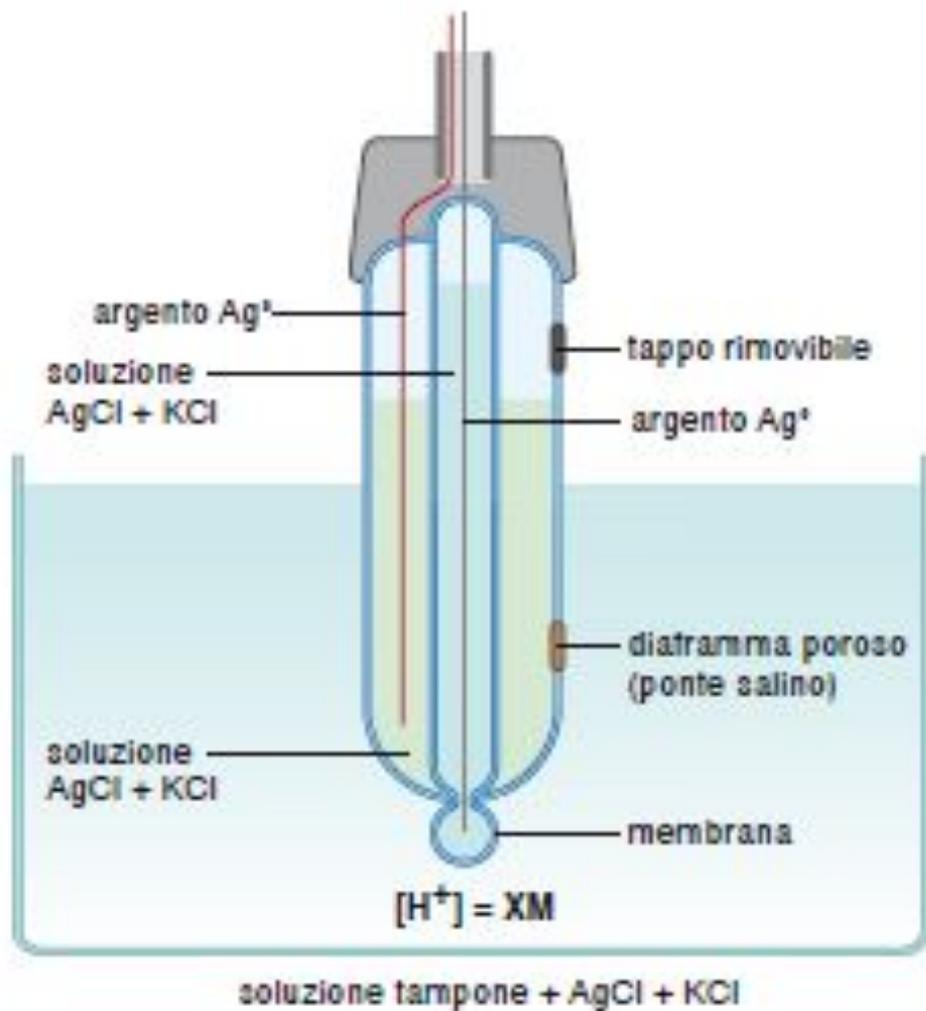


Figura 24.2. Una pila Daniell con setto poroso.



Elettrodo a vetro



L'elettrodo è sensibile alla differenza di concentrazione tra gli ioni $[H^+]$ all'esterno e all'interno dell'elettrodo.

Figura 1. Elettrodo a vetro di un pH-metro.

Composti organici

Ibridazione degli orbitali del Carbonio

TABELLA 11.3 Legami covalenti del carbonio

Gruppi legati al carbonio	Ibridazione degli orbitali	Angoli di legame previsti	Tipo di legami del carbonio	Esempio	Nome
4	sp^3	109.5°	quattro legami σ	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C}- & \text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	Etano
3	sp^2	120°	tre legami σ e un legame π	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	Etilene
2	sp	180°	due legami σ e due legami π	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	Acetilene

Tetraedric
 Trigonale Planare
 Lineare

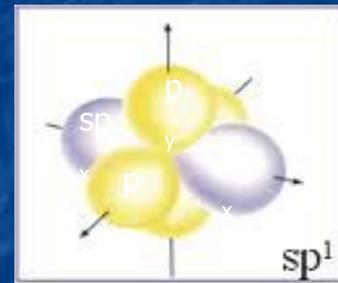
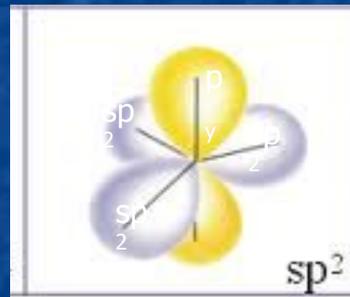
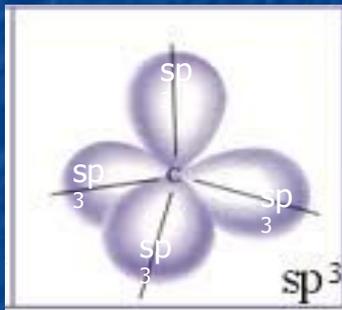
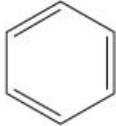


FIGURA 12.1 Le quattro classi di idrocarburi.

	Idrocarburi			
Classe	Alcani (Capitolo 12)	Alcheni (Capitolo 13)	Alchini (Capitolo 13)	Areni (Capitolo 14)
Legami carbonio-carbonio	Solo legami singoli carbonio-carbonio	Uno o più doppi legami carbonio-carbonio	Uno o più tripli legami carbonio-carbonio	Uno o più anelli di tipo benzenico
Esempio	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	
Nome	Etano	Etilene	Acetilene	Benzene



alcool



aldeide



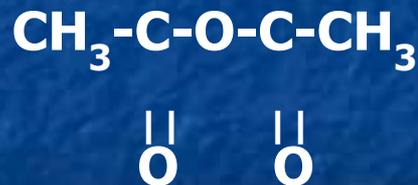
chetone



acido carbossilico



estere (alcool + acido)



anidride (acido + acido)



ammide (acido + ammina)

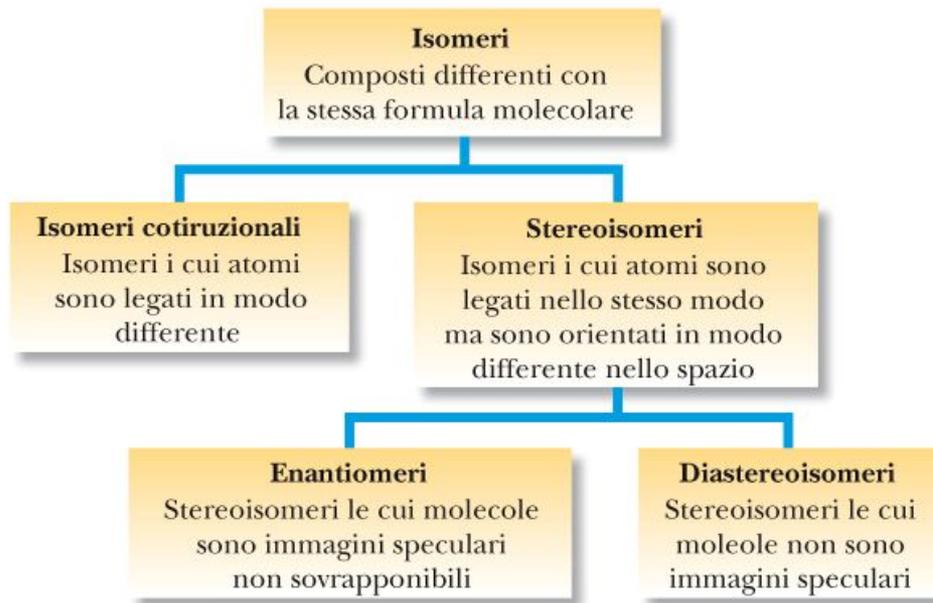
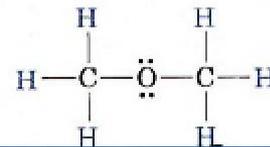
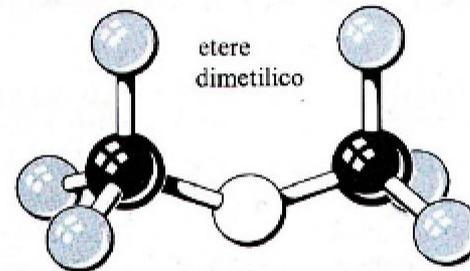
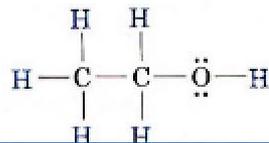
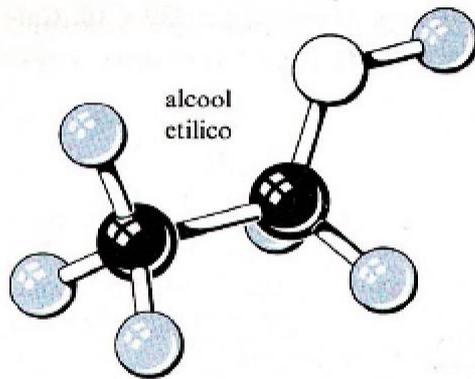


FIGURA 15.1 Relazioni tra isomeri. In questo capitolo saranno trattati enantiomeri e diastereoisomeri.

Gli ISOMERI COSTITUZIONALI differiscono per l'ordine con cui sono legati i loro atomi (concatenamento) e presentano pertanto diversa formula di struttura

FORMULA BRUTA C_2H_6O

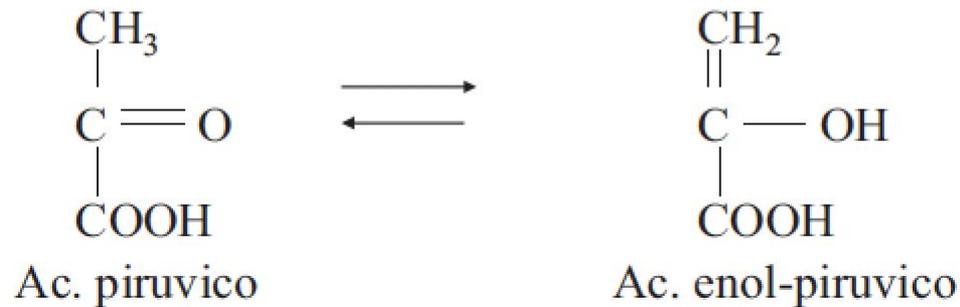


Esempio di isomeri costituzionali (di funzione)

TAUTOMERIA (ISOMERI DI FUNZIONE)

Due isomeri di funzione che possono trasformarsi reversibilmente l'uno nell'altro

Es. Tautomeria cheto-enolica
Equilibrio cheto-enolico:



STEREOISOMERIA CONFIGURAZIONALE

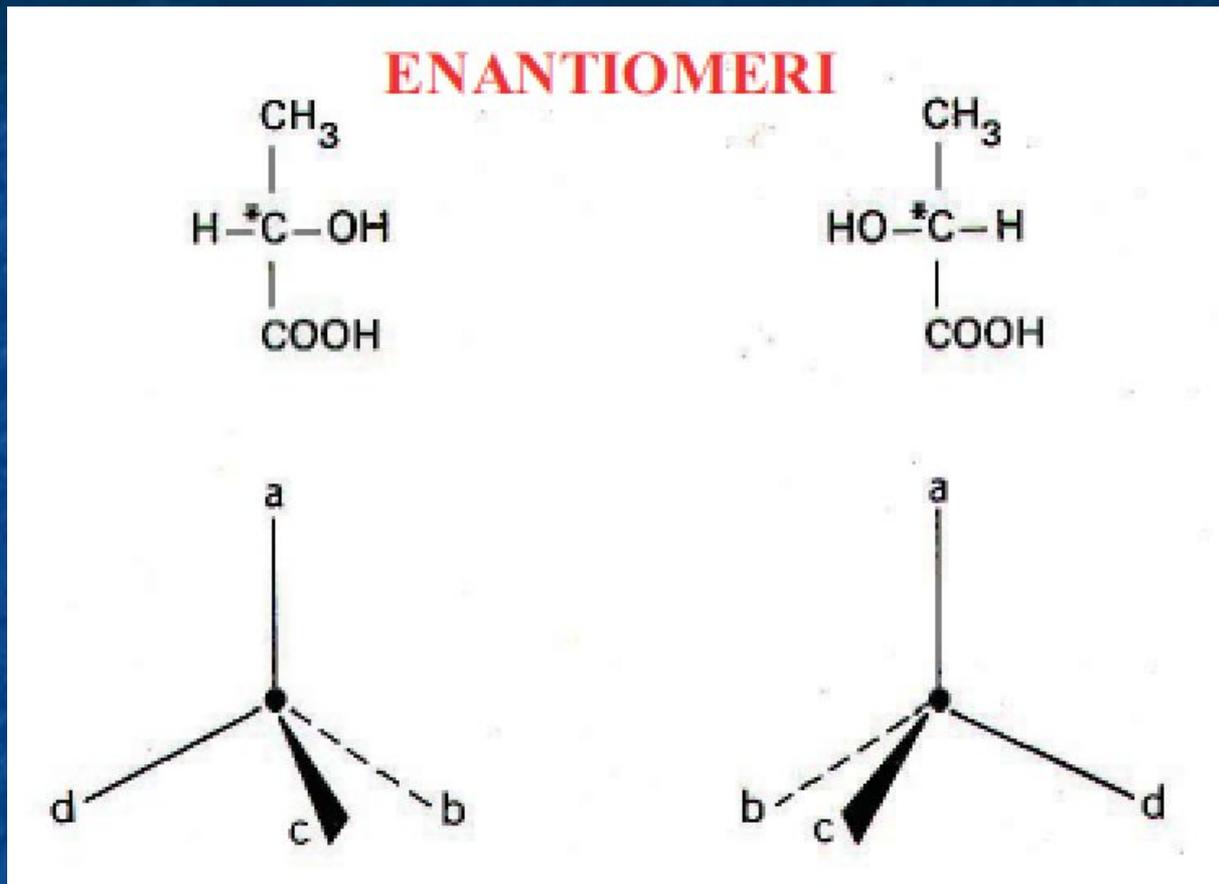
ENANTIOMERIA
(o STEREOISOMERIA
OTTICA)

DIASTEREOISOMERIA

Gli enantiomeri sono stereoisomeri configurazionali che sono l'uno l'immagine speculare non sovrapponibile dell'altro

**I diastereoisomeri sono tutti gli stereoisomeri configurazionali che non sono enantiomeri
(es. isomeri cis-trans)**

Gli enantiomeri hanno proprietà fisiche identiche (p. ebollizione, p. fusione, solubilità etc), ad eccezione dell'*attività ottica* e proprietà chimiche identiche, con l'esclusione della interazione con altri reattivi otticamente attivi (chirali).



Isomeri ottici dell'acido lattico. Il centro di asimmetria è rappresentato dal carbonio asimmetrico (legato a 4 sostituenti diversi)

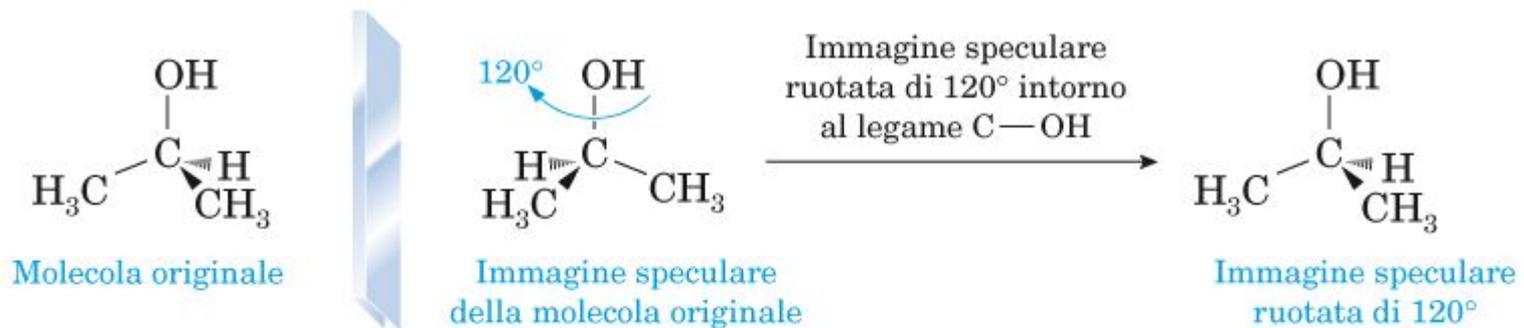


FIGURA 15.3 La rotazione di 120° dell'immagine speculare attorno al legame C—OH permette solo di verificare più facilmente che essa è sovrapponibile alla molecola di origine.