

Corso di Studi di Fisica Corso di Chimica

Luigi Cerruti
www.minerva.unito.it



Lezioni 7-8

2010

Programma: a che punto siamo?



ARGOMENTI	N. LEZIONI	TEORIA*	ESERCIZI
Proprietà dell'atomo e sistema periodico	6	6	
Nomenclatura e reazioni <i>Bilanciamento e stechiometria delle reazioni</i>	4	3	1
Legame chimico	4	4	
Proprietà dei gas e dei solidi <i>Leggi dei gas e stechiometria</i>	4	3	1
Termodinamica <i>Entalpia, energia libera di Gibbs</i>	6	5	1
Elettrochimica <i>Celle galvaniche, legge di Faraday, equazione di Nernst</i>	5	4	1
Liquidi, diagrammi di stato, soluzioni <i>Proprietà colligative</i>	5	4	1
Equilibrio chimico e cinetica chimica	4	4	
Proprietà chimiche delle soluzioni <i>Prodotto di solubilità, pH e stechiometria</i>	4	3	1
Elementi di chimica inorganica	6	6	
Totali	48	42	6

*IN TUTTE LE LEZIONI TEORICHE SARANNO DATI ESEMPI DI POSSIBILI DOMANDE D'ESAME

In rete: risorse di chimica generale

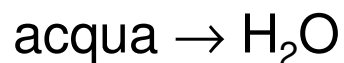
- Il prof Gianni Michelon, Università di Venezia, ha messo in rete un intero corso di chimica generale. Questo corso è vivamente raccomandato per lo studio e la consultazione:
- **<http://venus.unive.it/miche/chimrestau/default3.htm>**

Molecole e ioni

- Una **molecola** è un sistema costituito da uno o più atomi, in grado di esistere 'isolato'
 - Il termine 'isolato' si riferisce qui a sistemi che hanno solo interazioni deboli con altri oggetti microscopici
- Uno **ione** è un atomo o una molecola con carica elettrica intera, positiva o negativa
 - Il solfato di rame è costituito da ioni Cu^{2+} e SO_4^{2-}

Diversi tipi di formula per i composti

- Per un composto molecolare la formula di riferimento è data dalla **formula molecolare**



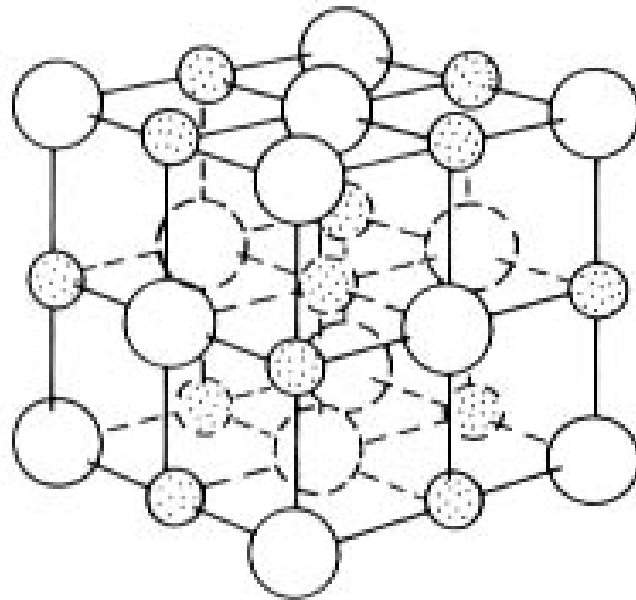
- L'analisi chimica elementare permette di valutare il tipo di atomi che partecipano al composto e il loro numero relativo. Questo dato è espresso mediante la **formula minima**
- La **formula di struttura** di una sostanza indica le relazioni topologiche fra gli atomi che costituiscono la molecola
- Nel caso di **sostanze ioniche**, in cui non esistono molecole con composizione corrispondente a quella della sostanza in esame, ci si riferisce spesso alla **formula minima**, ad es. NaCl

I costituenti di un cristallo

- Molte sostanze importanti, specie allo stato solido, non sono costituite da molecole 'isolabili'
- Si utilizzano le **formule minime**:
 - Nel **sale da cucina** NaCl (s) esistono solo ioni Na^+ e Cl^- separati; l'unità di riferimento è NaCl
 - Nel '**verde rame**' CuSO_4 (s) esistono solo ioni Cu^{2+} e SO_4^{2-} ; l'unità di riferimento è CuSO_4
 - Il **diamante** è un corpo semplice, in cui esistono solo atomi di carbonio legati fra di loro in modo da costituire un'unica molecola; l'unità di riferimento è C

Il reticolo cristallino dell'NaCl

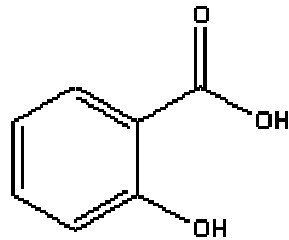
Cristalli di sale da cucina



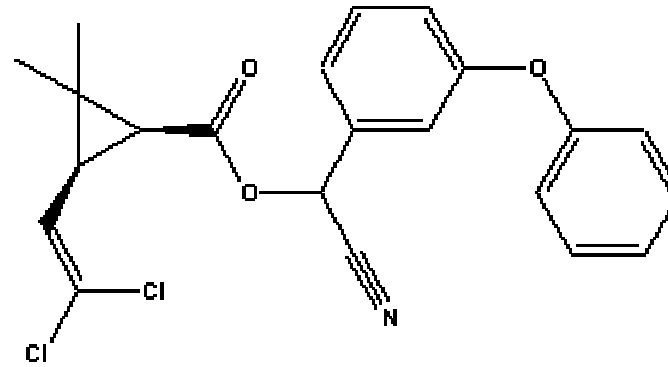
La cella unitaria dell'NaCl contiene 4 ioni Na^+ e 4 ioni Cl^-



Due formule di struttura



Acido salicilico



Fastac

<http://www.minerva.unito.it/Chimica&industria/Dizionario/DizF.htm>

Formule e massa molare relativa

Data una formula di qualsiasi tipo possiamo calcolare la massa molare relativa sommando le masse molari relative degli elementi indicati nella formula, moltiplicate per il numero di atomi dell'elemento presenti nella formula.

Dato il gruppo COOH, la massa molare relativa è

$$12 + 16 \times 2 + 1 = 45$$

Data la formula NaCl, la massa molare relativa è

$$23 + 35,45 = 58,45$$

Ci si può riferire ai 'pesi atomici' e al 'peso formula', avendo ben presente che si tratta di numeri adimensionali

Il rapporto fra quantità di sostanza in moli e massa in grammi

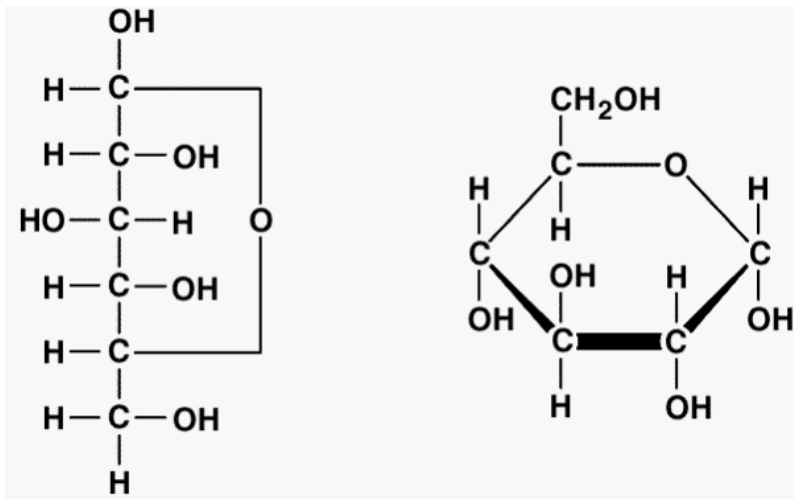
Convertire 1,5 mol di ossigeno atomico in g	m.a.r. (O) 16; massa molare (O) 16 g mol ⁻¹	1,5 mol • 16 g mol ⁻¹ = 24 g
Convertire 2,5 mol di ossigeno molecolare in g	m.m.r. (O ₂) 32; massa molare (O ₂) 32 g mol ⁻¹	2,5 mol • 32 g mol ⁻¹ = 80 g
Convertire 2,5 mol di cloruro di sodio (NaCl) in g	peso formula NaCl = 22,99 + 35,45 = 58,44 massa molare NaCl 58,44 g mol ⁻¹	2,5 mol • 58,44 g mol ⁻¹ = 146,1 g
Convertire 10 g di ammoniaca (NH ₃) in moli	m.m.r. (NH ₃) 17 massa molare 17 g mol ⁻¹	10 g / 17 g mol ⁻¹ = 0,59 mol

La formula minima

- La **formula minima** di un composto chimico rappresenta soltanto i rapporti numerici esistenti tra gli atomi nel composto; può coincidere con la vera formula o essere un suo sottomultiplo.
- Molti composti diversi possono avere la stessa formula minima, così CH_2O è la formula minima, della formaldeide, dell'acido acetico, e del glucosio.
- La formula minima di un composto chimico è ottenuta sperimentalmente mediante l'**analisi elementare**

Eguale formula minima, diversa formula molecolare

- Sia data la formula minima CH_2O
- Nella formaldeide la formula molecolare è CH_2O
- Nell'acido acetico la formula molecolare è $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
- Nel glucosio la formula molecolare è $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$



Formula 1

Formula 2

Formule di struttura del glucosio

Pur diverse nella forma esse indicano le stesse connessioni fra gli atomi

La formula 2 dà indicazioni più precise sulla disposizione spaziale degli atomi

Configurazioni elettroniche

Descrizioni diverse

H	$1s^1$
He	$1s^2$
Li	$1s^2 2s^1$
Be	$1s^2 2s^2$
B	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Z	simbolo elettronico	rappresentazioni della configurazione elettronica	
3	●Li	(He) 2s ↑	$1s^2 2s^1$
4	●●Be	(He) 2s ↑↓	$1s^2 2s^2$
5	●●B ●	(He) 2s ↑↓ 2p ↑	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	●●C ●●	(He) 2s ↑↓ 2p ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	●●N ●●●	(He) 2s ↑↓ 2p ↑ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	●●O ●●●●	(He) 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	●●F ●●●●●	(He) 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	●●Ne ●●●●●●	(He) 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2 2s^2 2p^6$
11	●Na	(Ne) 3s ↑	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Il numero di ossidazione (Un'utile convenzione)

- Il **numero di ossidazione (N.O.)** è dato da una carica formale attribuita ad un atomo in un composto, basandosi sulla diversa elettronegatività di tutti gli atomi che costituiscono il composto stesso
- Il numero di ossidazione definisce lo **stato di ossidazione** dell'atomo

Il numero di ossidazione (N.O.)

(Le regole di assegnazione, prima parte)

- N.O. = 0 per tutti gli atomi di sostanze allo stato elementare (Hg, Cl₂, O₃)
- La somma dei N.O. di tutti gli atomi in una molecola o in una unità di formula è zero
- Nel caso di uno ione monoatomico il N.O. coincide con la carica N.O. (Cr³⁺) = +3; N.O. (S²⁻) = -2
- Nel caso di uno ione poliatomico il N.O. la somma dei N.O. coincide con la carica dello ione, in segno e in valore assoluto

Il numero di ossidazione

(le regole di assegnazione, seconda parte)

Le regole seguenti vanno intese riferite, secondo la definizione, ad atomi degli elementi citati, impegnati in composti

- N.O. = +1 per i metalli alcalini; N.O. = +2 per i metalli alcalino terrosi
- N.O. = +1 per l'idrogeno, eccetto che nei composti binari con i metalli (NaH), dove all'idrogeno viene assegnato N.O. = -1
- N.O. = -1 per il fluoro (sempre!)
- N.O. = -2 per l'ossigeno, = -1 nei perossidi (H_2O_2)
- Nei composti binari con i metalli:
 - N.O.= -1 per F, Cl, Br, I
 - N.O.= -2 per O, S, Se, Te
 - N.O.= -3 per N, P, As, Sb

Elettronegatività secondo Linus Pauling

Il sistema periodico

1A		2A												3A	4A	5A	6A	7A	
H 2.1																			
Li 1.0	Be 1.5												B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0		
Na 0.9	Mg 1.2												Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0		
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6		Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8		
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7		In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5		
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.0	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9		Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2		

3.0-4.0

2.0-2.9

1.5-1.9

<1.5

Nomenclatura IUPAC

Composti binari senza ossigeno

Nella **formula** il costituente meno elettronegativo precede quello più elettronegativo

Per **denominare** un composto binario occorre:

- nominare per primo l'elemento più elettronegativo (con N.O. negativo). Alla radice dell'elemento negativo si assegna la desinenza *-uro*.
- aggiungere il nome dell'elemento meno elettronegativo (con N.O. positivo).
- per rispettare le proporzioni stechiometriche del composto si usano i prefissi di- (bi-), tri-, tetra-, penta-, esa-, epta-
 - NaCl cloruro di sodio
 - HCl cloruro di idrogeno
 - PCl_3 tricloruro di fosforo [E.N.(Cl)= 3 E.N.(P)= 2,1]
 - CaH_2 diidruo di calcio [E.N.(H)= 2,1 E.N.(Ca)= 1,0]
 - Bi_2S_3 trisolfuro di dibismuto [E.N.(S)= 2,5 E.N.(Bi)= 1,9]

Nomenclatura IUPAC

Composti binari con ossigeno

Nella **formula** il costituente meno elettronegativo precede l'ossigeno

Per **denominare** un composto binario con l'ossigeno

- utilizzare il termine ossido.
- aggiungere il nome dell'elemento meno elettronegativo (con N.O. positivo).
- per rispettare le proporzioni stechiometriche del composto si usano i prefissi di- (bi-), tri-, tetra-, penta-, esa-, epta-
 - N_2O_5 pentossido di diazoto

Formule e nomenclatura

Ossidi

	<i>nomenclatura consigliata</i>	<i>alternativa (obsoleta)</i>	<i>n.o.</i>
Na ₂ O	ossido di sodio		+1
K ₂ O	ossido di potassio		+1
MgO	ossido di magnesio		+2
CaO	ossido di calcio		+2
Al ₂ O ₃	ossido di alluminio		+3
FeO	ossido di ferro (II)	ossido ferroso	+2
Fe ₂ O ₃	ossido di ferro (III)	ossido ferrico	+3
CO	(mon)ossido di carbonio	(è un ossido basico)	+2
CO ₂	biossido di carbonio	anidride carbonica	+4
N ₂ O	ossido di diazoto	protossido di azoto	+1
NO	(mon)ossido di azoto		+2
N ₂ O ₃	triossido di diazoto	anidride nitrosa	+3
NO ₂	biossido di azoto		+4
N ₂ O ₅	pentossido di diazoto	anidride nitrica	+5
SO ₂	biossido di zolfo	anidride solforosa	+4
SO ₃	triossido di zolfo	anidride solforica	+6
Cl ₂ O	ossido di dicloro	anidride ipoclorosa	+1
Cl ₂ O ₃	triossido di dicloro	anidride clorosa	+3
Cl ₂ O ₅	pentossido di dicloro	anidride clorica	+5
Cl ₂ O ₇	eptossido di dicloro	anidride perclorica	+7

Formule e nomenclatura Idrossidi

- Le formule degli idrossidi si scrivono secondo lo schema **XOH**, metallo - ione idrossido.
Viceversa, le formule degli ossiacidi seguono lo schema **HXO**, idrogeno - elemento caratteristico - ossigeno.
Questa convenzione consente un immediato riconoscimento della natura basica o acida del composto.

Esempi:

- NaOH, idrossido di sodio; KOH, idrossido di potassio ;
Mg(OH)₂, idrossido di magnesio; Ca(OH)₂, idrossido di calcio;
Zn(OH)₂, idrossido di zinco; Fe(OH)₂, idrossido di ferro (II);
Al(OH)₃, idrossido di alluminio; ; Cr(OH)₃, idrossido di cromo;
Fe(OH)₃, idrossido di ferro (III).
- In questi esempi compare anche il tipo di **nomenclatura Stock** dovuta al chimico tedesco Alfred Stock in cui il numero di ossidazione dell'elemento meno elettronegativo è indicato con un numero romano tra parentesi

Regole per dedurre dai N.O. le formule dei composti binari

- Si scrivono i simboli dei due elementi facendo precedere l'elemento meno elettronegativo
- a ciascuno dei due elementi si attribuisce come pedice a destra il valore assoluto del N.O. dell'altro elemento
- se possibile i due indici sono semplificati
- Esempi:

– KCl	KCl	KCl
– HS	H ₂ S	H ₂ S
– NaS	Na ₂ S	Na ₂ S
– CaS	Ca ₂ S ₂	CaS
– AlO	Al ₂ O ₃	Al ₂ O ₃

Regole per dedurre dai N.O. le formule dei composti binari

Stati di ossidazione diversi dell'elemento meno elettronegativo

- Si scrivono i simboli dei due elementi facendo precedere l'elemento meno elettronegativo
- a ciascuno dei due elementi si attribuisce come pedice a destra il valore assoluto del N.O. dell'altro elemento
- se possibile i due indici sono semplificati
- Nel caso che l'elemento meno elettronegativo abbia due stati diversi di ossidazione si usano nel nome la notazione di Stock oppure suffissi -oso e -ico)
 - Fe (N.O. 2)S FeS FeS (solfuro di ferro (II), solfuro ferroso)
 - Fe (N.O. 3)O Fe₂O₃ Fe₂O₃ (ossido di ferro (III), ossido ferrico)

Nomenclatura acidi ternari

Anidride + acqua	Formula dell'acido	Nome dell'acido	Residuo dell'acido	Nome del residuo
$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	H_2CO_3	Ac. Carbonico	CO_3^{2-}	Carbonato
$\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3$	HNO_2	Ac. Nitroso	NO_2^-	Nitrito
$\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5$	HNO_3	Ac. Nitrico	NO_3^-	Nitrato
$\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$	H_2SO_3	Ac. Solforoso	SO_3^{2-}	Solfito
$\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3$	H_2SO_4	Ac. Solforico	SO_4^{2-}	Solfato
$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}$	HClO	Ac. Ipocloroso	ClO^-	Ipoclorito
$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_3$	HClO_2	Ac. Cloroso	ClO_2^-	Clorito
$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_5$	HClO_3	Ac. Clorico	ClO_3^-	Clorato
$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_7$	HClO_4	Ac. Perclorico	ClO_4^-	Perclorato
$\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2\text{O}$	HBrO	Ac. Ipobromoso	BrO^-	Ipobromito
$\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2\text{O}_3$	HBrO_2	Ac. Bromoso	BrO_2^-	Bromito
$\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2\text{O}_5$	HBrO_3	Ac. Bromico	BrO_3^-	Bromato
$\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2\text{O}$	HIO	Ac. Ipoiodoso	IO^-	Ipoiodito
$\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2\text{O}_5$	HIO_3	Ac. Iodico	IO_3^-	Iodito
$\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2\text{O}_7$	HIO_4	Ac. Periodico	IO_4^-	Periodato
$\text{H}_2\text{O} + \text{CrO}_3$	H_2CrO_4	Ac. Cromico	CrO_4^{2-}	Cromato
$\text{H}_2\text{O} + \text{MnO}_3$	$\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_7$	Ac. Manganico	$\text{Mn}_2\text{O}_7^{2-}$	Manganato
$\text{H}_2\text{O} + \text{Mn}_2\text{O}_7$	HMnO_4	Ac. Permanganico	MnO_4^-	Permanganato

Nomenclatura acidi ternari

Nomenclatura di alcuni ossiacidi

FORMULA	NOME TRADIZIONALE	IUPAC ABBREVIATA
H_2CO_3	acido carbonico	acido carbonico (IV)
H_2SiO_3	acido silicico	acido silicico (IV)
HNO_2	acido nitroso	acido nitrico (III)
HNO_3	acido nitrico	acido nitrico (V)
H_2SO_3	acido solforoso	acido solforico (IV)
H_2SO_4	acido solforico	acido solforico (VI)
H_3PO_3	acido fosforoso	acido fosforico (III)
H_3PO_4	acido fosforico	acido fosforico (V)
HClO	acido ipocloroso	acido clorico (I)
HClO_2	acido cloroso	acido clorico (III)
HClO_3	acido clorico	acido clorico (V)
HClO_4	acido perclorico	acido clorico (VII)
H_3BO_3	acido borico	acido borico (III)

N.B. Non richiesta all'esame

Nomenclatura dei sali

Utilizziamo il nome dello ione (o residuo) corrispondente all'acido, seguito dal nome dell'elemento meno elettronegativo

Acido	Sale
-OSO	-ito
-ICO	-ato
-idrico	-uro
<i>Eventuali prefissi si mantengono invariati</i>	

- Acido solforico H_2SO_4 ione solfato SO_4^{2-}
 - Na_2SO_4 solfato di sodio, CaSO_4 solfato di calcio
- Acido solforoso H_2SO_3 ione solfito SO_3^{2-}
 - Na_2SO_3 solfito di sodio, CaSO_3 solfito di calcio
- Acido ipocloroso HClO ione ipoclorito ClO^-
 - NaClO ipoclorito di sodio, $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ diipoclorito di calcio

Nomenclatura dei sali

Nel caso in cui l'elemento meno elettronegativo abbia più di un N.O. si deve precisare il composto utilizzando i suffissi -ico e -oso, oppure la nomenclatura di Stocks

- FeCl_2 dicloruro di ferro, cloruro di ferro (II)
- FeCl_3 tricloruro di ferro, cloruro di ferro (III)
- FeSO_4 solfato ferroso, solfato di ferro (II)
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ solfato ferrico, solfato di ferro (III)

Sistema periodico

Configurazioni elettroniche

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

<http://www.ktf-split.hr/periodni/en/>

PERIOD	GROUP IUPAC		GROUP CAS																GROUP IUPAC	
	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA		
1	1 1.0079 H HYDROGEN																	2 4.0026 He HELIUM		
2	3 6.941 Li LITHIUM	4 9.0122 Be BERYLLIUM											5 10.811 B BORON					10 20.180 Ne NEON		
3	11 22.990 Na SODIUM	12 24.305 Mg MAGNESIUM											13 26.982 Al ALUMINIUM	14 28.086 Si SILICON	15 30.974 P PHOSPHORUS	16 32.065 S SULPHUR	17 35.453 Cl CHLORINE	18 39.948 Ar ARGON		
4	19 39.098 K POTASSIUM	20 40.078 Ca CALCIUM	21 44.956 Sc SCANDIUM	22 47.867 Ti TITANIUM	23 50.942 V VANADIUM	24 51.996 Cr CHROMIUM	25 54.938 Mn MANGANESE	26 55.845 Fe IRON	27 58.933 Co COBALT	28 58.693 Ni NICKEL	29 63.546 Cu COPPER	30 65.3 Zn ZINC	31 69.723 Ga GALLIUM	32 72.64 Ge GERMANIUM	33 74.922 As ARSENIC	34 78.96 Se SELENIUM	35 79.904 Br BROMINE	36 83.80 Kr KRYPTON		
5	37 85.468 Rb RUBIDIUM	38 87.62 Sr STRONTIUM	39 88.906 Y YTTRIUM	40 91.224 Zr ZIRCONIUM	41 92.906 Nb NIOBIUM	42 95.94 Mo MOLYBDENUM	43 (98) Tc TECHNETIUM	44 101.07 Ru RUTHENIUM	45 102.91 Rh RHODIUM	46 106.42 Pd PALLADIUM	47 107.87 Ag SILVER	48 112.4 Cd CADMIUM	49 114.82 In INDIUM	50 118.71 Sn TIN	51 121.76 Sb ANTIMONY	52 127.60 Te TELLURIUM	53 126.90 I IODINE	54 131.29 Xe XENON		
6	55 132.91 Cs CAESIUM	56 137.33 Ba BARIUM	57-71 La-Lu Lanthanide	72 178.49 Hf HAFNIUM	73 180.95 Ta TANTALUM	74 183.84 W TUNGSTEN	75 186.21 Re RHENIUM	76 190.23 Os OSMIUM	77 192.22 Ir IRIDIUM	78 195.08 Pt PLATINUM	79 196.97 Au GOLD	80 200.5 Hg MERCURY	81 204.38 Tl THALLIUM	82 207.2 Pb LEAD	83 208.98 Bi BISMUTH	84 (209) Po POLONIUM	85 (210) At ASTATINE	86 (222) Rn RADON		
7	87 (223) Fr FRANCIUM	88 (226) Ra RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinide	104 (261) Rf RUTHERFORDIUM	105 (262) Db DUBNIUM	106 (266) Sg SEABORGIUM	107 (264) Bh BOHRIUM	108 (277) Hs HASSIUM	109 (268) Mt MEITNERIUM	110 (281) Uuq UNUNQUADIUM	111 (272) Uuu UNUNUNIUM	112 (285) Uub UNUNBIUM	114 (289) Uuq UNUNQUADIUM							

LANTHANIDE

57 138.91 La LANTHANUM	58 140.12 Ce CERIUM	59 140.91 Pr PRASEODYMIUM	60 144.24 Nd NEODYMIUM	61 (145) Pm PROMETHIUM	62 150.36 Sm SAMARIUM	63 151.96 Eu EUROPIUM	64 157.25 Gd GADOLINIUM	65 158.93 Tb TERBIUM	66 162.50 Dy DYSPROSIUM	67 164.93 Ho HOLMIUM	68 167.26 Er ERBIUM	69 168.93 Tm THULIUM	70 173.04 Yb YTTERIUM	71 174.97 Lu LUTETIUM
-------------------------------------	----------------------------------	----------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------

ACTINIDE

89 (227) Ac ACTINIUM	90 232.04 Th THORIUM	91 231.04 Pa PROTACTINIUM	92 238.03 U URANIUM	93 (237) Np NEPTUNIUM	94 (244) Pu PLUTONIUM	95 (243) Am AMERICIUM	96 (247) Cm CURIUM	97 (247) Bk BERKELIUM	98 (251) Cf CALIFORNIUM	99 (252) Es EINSTEINIUM	100 (257) Fm FERMIUM	101 (258) Md MENDELEVIUM	102 (259) No NOBELIUM	103 (262) Lr LAWRENCIUM
-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 667-683 (2001)
Relative atomic mass is shown with five significant figures. For elements having no stable nuclides, the value enclosed in brackets indicates the mass number of the longest-lived isotope of the element.

However three such elements (Th, Pa, and U) do have a characteristic terrestrial isotopic composition, and for these an atomic weight is tabulated.