

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	6

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

In rete: risorse di chimica generale

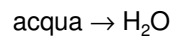
- Il prof Gianni Michelon, Università di Venezia, ha messo in rete un intero corso di chimica generale. Questo corso è vivamente raccomandato per lo studio e la consultazione:
- <http://venus.unive.it/miche/chimrestau/default3.htm>

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**



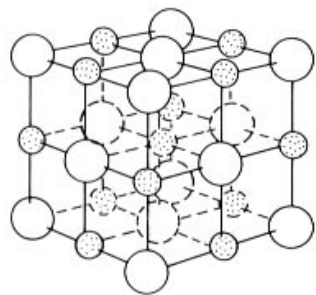
- L'analisi chimica elementare permette di valutare il tipo di atomi che partecipano al composto e il loro numero relativo. Questo dato è espresso mediante la **formula minima**
- La **formula di struttura** di una sostanza indica le relazioni topologiche fra gli atomi che costituiscono la molecola
- 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'** CuSO₄ (s) esistono solo ioni Cu²⁺ e SO₄²⁻; l'unità di riferimento è CuSO₄
 - 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

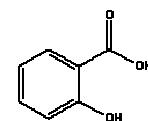
Cristalli di sale da cucina



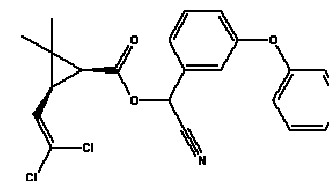
La cella unitaria dell'NaCl contiene 4 ioni Na⁺ e 4 ioni Cl⁻



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

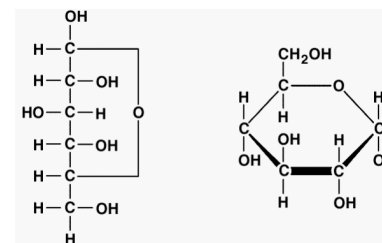
Convertire 1,5 mol di ossigeno atomico in g	m.a.r. (O) 16; massa molare (O) 16 g mol ⁻¹	1,5 mol • 16 g mol ⁻¹ = 24 g
Convertire 2,5 mol di ossigeno molecolare in g	m.m.r. (O ₂) 32; massa molare (O ₂) 32 g mol ⁻¹	2,5 mol • 32 g mol ⁻¹ = 80 g
Convertire 2,5 mol di cloruro di sodio (NaCl) in g	peso formula 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 CH₂O 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 CH₂O
- Nella formaldeide la formula molecolare è CH₂O
- Nell'acido acetico la formula molecolare è C₂H₄O₂
- Nel glucosio la formula molecolare è C₆H₁₂O₆



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 (H₂O₂)
- 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

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	Fe ₂ O ₃	Fe ₂ O ₃ (ossido di ferro (III), ossido ferrico)

Nomenclatura acidi ternari

Anidride + acqua	Formula dell'acido	Nome dell'acido	Residuo dell'acido	Nome del residuo
H ₂ O + CO ₂	H ₂ CO ₃	Ac. Carbonico	CO ₃ ²⁻	Carbonato
H ₂ O + N ₂ O ₃	HNO ₂	Ac. Nitroso	NO ₂ ⁻	Nitrito
H ₂ O + N ₂ O ₅	HNO ₃	Ac. Nitrico	NO ₃ ⁻	Nitrato
H ₂ O + SO ₂	H ₂ SO ₃	Ac. Solforoso	SO ₃ ²⁻	Solfito
H ₂ O + SO ₃	H ₂ SO ₄	Ac. Solforico	SO ₄ ²⁻	Solfato
H ₂ O + Cl ₂ O	HClO	Ac. Ipocloroso	ClO ⁻	Ipoclorito
H ₂ O + Cl ₂ O ₃	HClO ₂	Ac. Cloroso	ClO ₂ ⁻	Clorito
H ₂ O + Cl ₂ O ₅	HClO ₃	Ac. Clorico	ClO ₃ ⁻	Clorato
H ₂ O + Cl ₂ O ₇	HClO ₄	Ac. Perclorico	ClO ₄ ⁻	Perclorato
H ₂ O + Br ₂ O	HBrO	Ac. Ipobromoso	BrO ⁻	Ipobromito
H ₂ O + Br ₂ O ₃	HBrO ₂	Ac. Bromoso	BrO ₂ ⁻	Bromito
H ₂ O + Br ₂ O ₅	HBrO ₃	Ac. Bromico	BrO ₃ ⁻	Bromato
H ₂ O + I ₂ O	HIO	Ac. Ipoiodoso	IO ⁻	Ipoiodito
H ₂ O + I ₂ O ₃	HIO ₃	Ac. Iodico	IO ₃ ⁻	Iodito
H ₂ O + I ₂ O ₇	HIO ₄	Ac. Periodico	IO ₄ ⁻	Periodato
H ₂ O + CrO ₃	H ₂ CrO ₄	Ac. Cromico	CrO ₄ ²⁻	Cromato
H ₂ O + MnO ₃	H ₂ MnO ₇	Ac. Manganico	Mn ₂ O ₇ ²⁻	Manganato
H ₂ O + Mn ₂ O ₇	HMnO ₄	Ac. Permanganico	MnO ₄ ⁻	Permanganato

Nomenclatura acidi ternari

Nomenclatura di alcuni ossiacidi

FORMULA	NOME TRADIZIONALE	IUPAC ABBREVIATA
H ₂ CO ₃	acido carbonico	acido carbonico (IV)
H ₂ SiO ₃	acido silicico	acido silicico (IV)
HNO ₂	acido nitroso	acido nitrico (III)
HNO ₃	acido nitrico	acido nitrico (V)
H ₂ SO ₃	acido solforoso	acido solforico (IV)
H ₂ SO ₄	acido solforico	acido solforico (VI)
H ₃ PO ₃	acido fosforoso	acido fosforico (III)
H ₃ PO 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 ₃ BO ₃	acido bórico	acido bórico (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 H₂SO₄ ione solfato SO₄²⁻
 – Na₂SO₄ solfato di sodio, CaSO₄ solfato di calcio
- Acido solforoso H₂SO₃ ione solfito SO₃²⁻
 – Na₂SO₃ solfito di sodio, CaSO₃ solfito di calcio
- Acido ipocloroso HClO ione ipoclorito ClO⁻
 – NaClO ipoclorito di sodio, Ca(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

- FeCl₂ dicloruro di ferro, cloruro di ferro (II)
- FeCl₃ tricloruro di ferro, cloruro di ferro (III)
- FeSO₄ solfato ferroso, solfato di ferro (II)
- Fe₂(SO₄)₃ solfato ferrico, solfato di ferro (III)

Sistema periodico

Configurazioni elettroniche

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

<http://www.kj-soft.it/periodic/>

GROUP	RELATIVE ATOMIC MASS (A _r)																18					
1	IIA										VIIA						2					
1	IIA																2					
PERIOD	ATOMIC NUMBER (Z)																2					
1	IIA																2					
2	IIA																2					
3	IIA																2					
4	IIA																2					
5	IIA																2					
6	IIA																2					
7	IIA																2					
1	H																	He				
2	Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											D-BLOCK						Ar			
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
6	Cs	Ba	La-Lu		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
7	Fr	Ra	Ac-Lr		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uu		Uu		Uu		Uu					
LANTHANIDE																						
(1) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 667-683 (2001) Relative atomic mass is shown with five significant figures. For elements with no stable nuclides, the value enclosed in brackets indicates the mass number of the longest-lived isotopic form. However three such elements (Tl, Po, and U) do have a characteristic terrestrial isotopic composition, and for these an atomic weight is tabulated.																						
ACTINIDE																						
89 (227) 90 (232.04) 91 (231.04) 92 (238.03) 93 (237) 94 (244) 95 (243) 96 (247) 97 (247) 98 (261) 99 (262) 100 (267) 101 (268) 102 (269) 103 (269)																						
Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr ACTINIUM THORIUM PROTACTINIUM URANIUM NEPTUNIUM PLUTONIUM AMERICIUM CURIUM BERKELIUM CALIFORNIUM EINSTEINIUM FERMIUM MENDELEVIUM NOBELIUM LAWRENCIUM																						

Editor: Aditya Vashan (advv@nettix.com)